

IB
DIPLOMA

Química

Christopher Talbot - Richard Harwood - Christopher Coates



Vicens Vives

Contenido

Introducción	vii
Agradecimientos	ix
Núcleo	
Capítulo 1 Relaciones estequiométricas	1
1.1 Introducción a la naturaleza corpuscular de la materia y al cambio químico	1
1.2 Concepto de mol	20
1.3 Masas y volúmenes de reacción	31
Capítulo 2 Estructura atómica	52
2.1 El átomo nuclear	52
2.2 Configuración electrónica	66
Capítulo 3 Periodicidad	85
3.1 La tabla periódica	85
3.2 Tendencias periódicas	96
Capítulo 4 Enlace químico y estructura	114
4.1 Enlace iónico y estructura	114
4.2 Enlace covalente	125
4.3 Estructuras covalentes	129
4.4 Fuerzas intermoleculares	144
4.5 Enlace metálico	158
Capítulo 5 Energía/termoquímica	165
5.1 Medición de las variaciones energéticas	165
5.2 Ley de Hess	178
5.3 Entalpías de enlace	187
Capítulo 6 Cinética química	199
6.1 Teoría de las colisiones y velocidades de reacción	199
Capítulo 7 Equilibrio	223
7.1 Equilibrio	223
Capítulo 8 Ácidos y bases	250
8.1 Teorías de los ácidos y las bases	250
8.2 Propiedades de los ácidos y las bases	256
8.3 La escala de pH	261
8.4 Ácidos y bases fuertes y débiles	265
8.5 Lluvia ácida	274

	Capítulo 9 Procesos redox	283
	9.1 Oxidación y reducción	283
	9.2 Pilas electroquímicas	311
	Capítulo 10 Química orgánica	322
	10.1 Principios de la química orgánica	322
	10.2 Química de grupos funcionales	350
	Capítulo 11 Medida y procesamiento de datos	375
	11.1 Incertidumbre y error asociados a la medida y a los resultados	375
	11.2 Técnicas de representación gráfica	395
	11.3 Identificación espectroscópica de compuestos orgánicos	408
	Mayor nivel adicional (MNA)	
	Capítulo 12 Estructura atómica	435
	12.1 Los electrones en los átomos	435
	Capítulo 13 La tabla periódica - metales de transición	451
	13.1 Primera fila de los elementos del bloque d	451
	13.2 Complejos coloreados	471
	Capítulo 14 Enlace químico y estructura	489
	14.1 Otros aspectos relacionados con el enlace y la estructura covalentes	489
	14.2 Hibridación	497
	Capítulo 15 Energía/termoquímica	522
	15.1 Ciclos energéticos	522
	15.2 Entropía y espontaneidad	535
	Capítulo 16 Cinética química	552
	16.1 Expresión de la velocidad y del mecanismo de reacción	552
	16.2 Energía de activación	575
	Capítulo 17 Equilibrio	585
	17.1 Ley del equilibrio	588
	Capítulo 18 Ácidos y bases	606
	18.1 Ácidos y bases de Lewis	606
	18.2 Cálculos relacionados con los ácidos y las bases	612
	18.3 Curvas de pH	625
	Capítulo 19 Procesos redox	643
	19.1 Pilas electroquímicas	643
	Capítulo 20 Química orgánica	671
	20.1 Tipos de reacciones orgánicas	673
	20.2 Rutas sintéticas	692
	20.3 Estereoisomería	699
	Capítulo 21 Medición y análisis	719
	21.1 Identificación espectroscópica de compuestos orgánicos	719

Opciones

Disponible en la página web que acompaña a este libro: www.vicensvives.com/ibextras

Opción A

Capítulo 22 Materiales

- 22.1 Introducción a la ciencia de los materiales
- 22.2 Metales y espectroscopía de emisión con fuente de plasma de acoplamiento inductivo (ICP, por sus siglas en inglés)
- 22.3 Catalizadores
- 22.4 Cristales líquidos
- 22.5 Polímeros
- 22.6 Nanotecnología
- 22.7 Impacto medioambiental – plásticos
- 22.8 Metales superconductores y cristalografía mediante rayos X (MNA)
- 22.9 Polímeros por condensación (MNA)
- 22.10 Impacto medioambiental – metales pesados (MNA)

Opción B

Capítulo 23 Bioquímica

- 23.1 Introducción a la bioquímica
- 23.2 Proteínas y enzimas
- 23.3 Lípidos
- 23.4 Hidratos de carbono
- 23.5 Vitaminas
- 23.6 Bioquímica y medio ambiente
- 23.7 Proteínas y enzimas (MNA)
- 23.8 Ácidos nucleicos (MNA)
- 23.9 Pigmentos biológicos (MNA)
- 23.10 Estereoquímica de las biomoléculas (MNA)

Opción C

Capítulo 24 Energía

- 24.1 Fuentes de energía
- 24.2 Combustibles de origen fósil
- 24.3 Fusión y fisión nuclear
- 24.4 Energía solar
- 24.5 Impacto medioambiental – calentamiento global
- 24.6 Electroquímica, baterías recargables y pilas de combustible (MNA)
- 24.7 Fusión nuclear y fisión nuclear (MNA)
- 24.8 Pilas solares fotovoltaicas y pilas solares sensibilizadas mediante colorante (MNA)

Opción D

Capítulo 25 Química médica

- 25.1 Productos farmacéuticos y acción de los medicamentos
- 25.2 Aspirina y penicilina
- 25.3 Opiáceos
- 25.4 Regulación del pH del estómago
- 25.5 Medicamentos antivíricos
- 25.6 Impacto medioambiental de algunos medicamentos
- 25.7 Taxol: estudio de un caso de auxiliar quirúrgico (MNA)
- 25.8 Medicina nuclear (MNA)
- 25.9 Detección y análisis de drogas (MNA)

Índice

737

Respuestas y glosario

Las respuestas y el glosario se encuentran en la página web que acompaña a este libro:
www.vicensvives.com/ibextras

Relaciones estequiométricas

IDEAS FUNDAMENTALES

- Las propiedades físicas y químicas dependen del modo en que se combinan los distintos átomos.
- El concepto de mol permite correlacionar el número de partículas con la masa que se puede medir.
- Los coeficientes molares de las ecuaciones químicas se pueden utilizar para calcular las proporciones de reacción en masa y en volumen del gas.

1.1 Introducción a la naturaleza corpuscular de la materia y al cambio químico

Las propiedades físicas y químicas dependen del modo en que se combinan los distintos átomos

La química es el estudio de las sustancias químicas, que reciben el nombre colectivo de materia. La materia se puede encontrar en forma de sólido, líquido o gas, que constituyen los tres estados de la materia y que son convertibles entre sí.

La materia puede contener una única sustancia química, o bien, distintas sustancias químicas. El trabajo de un químico consiste en parte en separar una determinada sustancia de otra e identificar las sustancias simples y las puras.



■ **Figura 1.1** Un volcán situado en el Parque nacional de Hawái emite vapor (temperatura superior a 100 °C). Sobre él se pueden observar nubes de vapor de agua (temperatura del aire)

■ Estados de la materia

Existen tres fases o **estados de la materia: sólido, líquido y gaseoso**. Una sustancia cualquiera puede existir en cada uno de estos tres estados dependiendo de la temperatura y la presión a la que se encuentre.

A una temperatura determinada, un sólido presenta un volumen y una forma definidos que se pueden ver afectados por las variaciones de la temperatura. Por regla general los sólidos aumentan ligeramente de tamaño (en todas las direcciones) cuando se calientan (expansión térmica) y suelen disminuir de tamaño cuando se enfrían (contracción térmica).

A una temperatura determinada, un líquido presenta un volumen fijo y adquiere la forma del fondo del recipiente en el que se vierta. Como en el caso de un sólido, el volumen de un líquido se ve ligeramente afectado por las variaciones de temperatura.

A una temperatura determinada, un gas (Figura 1.1) no presenta ni una forma definida ni un volumen definido. Toma la forma del recipiente que lo contiene y se extiende unifor-

memente por su interior mediante un proceso denominado difusión. Los volúmenes de los gases se ven muy afectados por las variaciones de temperatura.

Los líquidos y los gases, a diferencia de los sólidos, son relativamente compresibles, lo que significa que su volumen disminuye cuando se les aplica una presión. Los gases son mucho más compresibles que los líquidos.

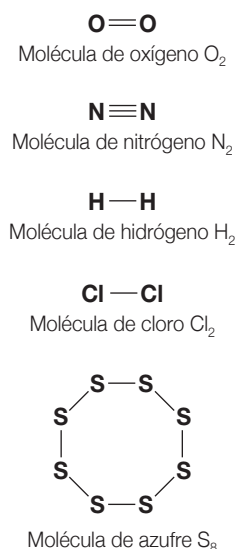


■ **Figura 1.2** Una muestra del elemento fósforo (forma alotrópica roja)

■ Elementos

Los **elementos** químicos (Figura 1.2) son las sustancias más simples y cada uno de ellos está compuesto por un único tipo de átomo (véase Capítulo 2). Los elementos no se pueden separar o descomponer en sustancias más simples mediante reacciones químicas.

Los elementos se pueden clasificar en tres grupos según el estado de la materia que presentan a una temperatura de 25 °C. La mayoría de los elementos son sólidos, como por ejemplo el hierro, pero el bromo y el mercurio son líquidos a temperatura ambiente y el resto de los elementos son gases, como por ejemplo el oxígeno y el neón.



■ **Figura 1.3**
Diagrama en el que se representan moléculas de oxígeno, nitrógeno, hidrógeno, cloro y azufre

Los elementos se pueden clasificar también en dos grupos: **metales** y **no metales** (véase el Capítulo 4) según sus propiedades químicas y físicas. Por ejemplo, el aluminio es un metal y el cloro es un no metal.

Muchos elementos existen en forma de átomos, por ejemplo los metales y los gases nobles. Sin embargo, muchos no metales existen en forma de átomos unidos formando **moléculas** (Figura 1.3). Entre los ejemplos de moléculas de no metales se encuentran el oxígeno, O_2 , el cloro, Cl_2 , el nitrógeno, N_2 , el fósforo, P_4 y el azufre, S_8 . El oxígeno, el nitrógeno y el cloro existen en forma de moléculas **diatómicas**.

La **alotropía** es la existencia de dos o más formas cristalinas de un elemento. Estas formas distintas se denominan **alótropos** y se producen cuando hay más de una disposición posible de átomos unidos. Por ejemplo, el carbono sólido puede presentar tres alótropos: diamante, carbono-60 (C_{60}) o buckminsterfullereno, grafito (y grafeno, que es una capa simple de grafito) (véase Capítulo 4); el oxígeno puede presentar dos alótropos: dióxígeno (O_2) y trióxígeno (ozono, O_3).

Enlace con la teoría del conocimiento

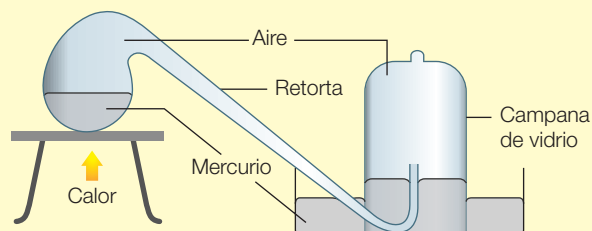
Descubrimiento del oxígeno por parte de Priestley y Lavoisier

En el siglo XVIII se obtuvo por primera vez oxígeno en un estado razonablemente puro, y a esta preparación le siguió una teoría de la combustión que se sigue aceptando en la actualidad y que reemplazó por completo a una antigua teoría denominada teoría del flogisto, lo que supuso un cambio de paradigma. Esto último tiene lugar cuando un modelo científico o un modo de pensamiento se ven reemplazados de forma rápida y completa por un modelo científico o un modo de pensamiento muy distintos.

Priestley calentó intensamente un polvo rojo (óxido de mercurio) al que denominó cenizas de mercurio. Esta sustancia se descompuso en otras dos: mercurio y un gas (que en la actualidad sabemos que es el oxígeno). También descubrió que las sustancias inflamables se quemaban de una forma mucho más intensa en este gas (100% oxígeno) que en el aire normal (20% oxígeno). Priestley informó a Lavoisier de su descubrimiento y este último llevó a cabo un experimento (Figura 1.4) mediante el cual demostró que el gas que Priestley había separado era idéntico al 20% del aire responsable de la combustión (la quema).

Lavoisier mantuvo durante varios días el mercurio contenido en la retorta, a una temperatura justo por debajo de su punto de ebullición, y observó que el volumen de gas se había reducido en un 20% gracias al aumento del nivel de mercurio contenido en la campana de vidrio. El gas que quedaba en el aparato (y que actualmente sabemos que está compuesto por nitrógeno y gases nobles) ya no permitía que continuara la combustión.

Sobre la base de las observaciones de Priestley y las suyas propias, Lavoisier propuso la siguiente explicación para la combustión y la composición del aire: el 20% del aire está compuesto por oxígeno, y cuando las sustancias se queman se combinan químicamente con el oxígeno, formándose óxidos. Cuando una sustancia se quema por completo, la masa de óxido formado equivale a la masa combinada de la sustancia original más la masa de oxígeno con la que se ha combinado químicamente.

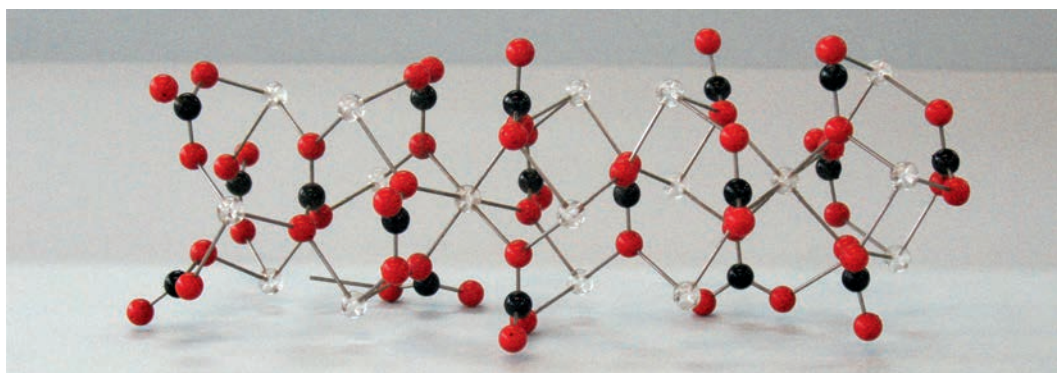


■ **Figura 1.4** Preparación de Lavoisier para la obtención de oxígeno

■ Compuestos

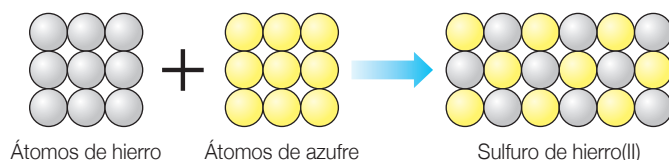
Muchas mezclas de elementos experimentan una reacción química cuando se mezclan y se calientan. La formación de un **compuesto** (Figura 1.5) a partir de sus elementos se denomina **síntesis** y durante esta reacción normalmente se libera energía térmica (véase Capítulo 5).

■ **Figura 1.5**
Modelo que representa la estructura del compuesto denominado carbonato cálcico, CaCO_3 (las esferas negras representan el carbono, las rojas el oxígeno y las transparentes, el calcio)



Cuando se calienta una mezcla de hierro y azufre, se libera una gran cantidad de energía térmica a medida que se forma el compuesto denominado sulfuro de hierro(II), FeS (Figura 1.6). (Las reacciones de síntesis como esta última son ejemplos de reacciones de reducción-oxidación (redox) – véase el Capítulo 9). En la Figura 1.6 se representa esta reacción en términos de átomos de hierro y átomos de azufre (Figura 1.7) que reaccionan entre sí para formar sulfuro de hierro(II).

■ **Figura 1.6**
Descripción de la formación de sulfuro de hierro(II) en términos de átomos



La ecuación que representa esta reacción se puede escribir en los términos siguientes:
hierro + azufre → sulfuro de hierro(II)

Las mezclas de elementos se pueden separar fácilmente mediante métodos físicos, ya que los átomos de los distintos elementos no están enlazados entre sí. A modo de ejemplo, se puede separar el hierro del azufre mediante el uso de un imán.

Sin embargo, cuando lo que se forma es un compuesto, los átomos que contiene están enlazados químicamente, de manera que el compuesto presenta propiedades físicas y químicas distintas de las que presentan sus elementos constituyentes (Tabla 1.1). Por ejemplo, el hierro es paramagnético, pero el compuesto sulfuro de hierro(II) es diamagnético (Figura 1.8). Un compuesto puede contener tanto moléculas como iones (Capítulo 4).

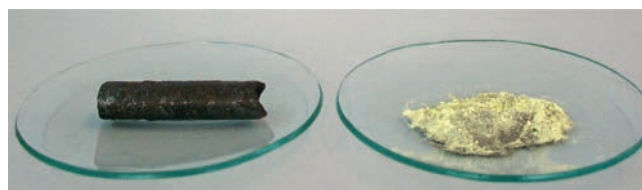
■ **Tabla 1.1**
Resumen de las distintas propiedades del hierro, el azufre, una mezcla de hierro/azufre y el sulfuro de hierro

Sustancia	Aspecto	Efecto de un imán	Efecto del ácido clorhídrico diluido
Hierro	Polvo gris oscuro	Atraído hacia el imán	Muy poca reacción cuando está frío. Cuando está caliente se produce un gas inodoro (hidrógeno)
Azufre	Polvo amarillo	No hay efecto	No hay reacción tanto si está frío como si está caliente
Mezcla hierro-azufre	Polvo amarillo sucio	Las partículas de polvo de hierro son atraídas hacia el imán	El polvo de hierro reacciona como en el caso anterior
Sulfuro de hierro(II)	Sólido gris oscuro	No hay efecto	Se produce un gas fétido (sulfuro de hidrógeno)

La separación de un compuesto químico en sus elementos constituyentes se denomina **descomposición**. Este proceso requiere una entrada de energía, ya sea en forma de calor (**descomposición térmica**) o electricidad (electrólisis) (Capítulo 9).



■ **Figura 1.7** Los elementos hierro y azufre



■ **Figura 1.8** Una muestra de sulfuro de hierro(II) y una mezcla de hierro y azufre

- 1 Se calienta una mezcla de magnesio y yodo. Durante la reacción se extiende sobre la mezcla un resplandor rojizo y al final del experimento se ha formado un sólido de color blanco.
 - a Enuncia una observación que muestre que se ha producido una reacción química.
 - b Escribe con palabras una ecuación que describa la reacción.
 - c Enuncia dos diferencias entre compuestos y elementos.

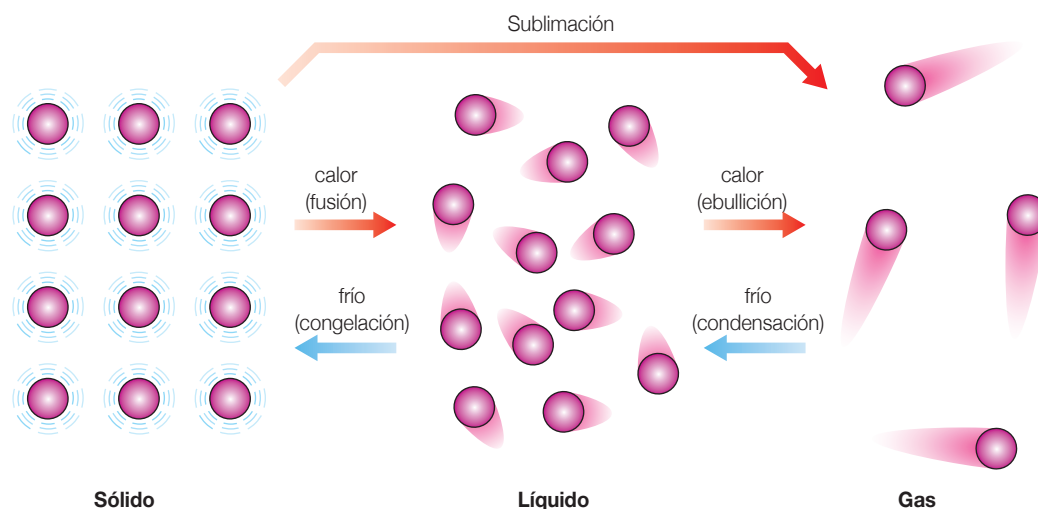
■ Teoría cinético molecular

El diagrama simple de la Figura 1.9 muestra la relación entre los estados de la materia y la disposición (idealizada, simplificada y únicamente en dos dimensiones) de sus partículas (iones, átomos o moléculas). Las flechas representan **cambios físicos** denominados **cambios de estado**. En un cambio físico no se forma una sustancia química nueva.



En un sólido cristalino, las partículas (átomos, iones o moléculas) están muy cerca y se encuentran empaquetadas siguiendo un patrón regular (conocido como red). Los estudios realizados mediante cristalografía con rayos X han confirmado la forma en que se encuentran dispuestas las partículas en las estructuras cristalinas (véase el Capítulo 22 en la página web que acompaña a este libro).

■ **Figura 1.9**
Los tres estados
de la materia y su
interconversión



Las partículas vibran alrededor de posiciones fijas y estas vibraciones se hacen más intensas a medida que la temperatura aumenta. Las partículas de un sólido se atraen intensamente. Las partículas de un líquido están cerca, aunque se pueden desplazar libremente por el interior del líquido y se atraen entre sí. Las partículas de un líquido se desplazan más rápido a medida que la temperatura aumenta. Las partículas de un gas están separadas y se pueden desplazar libremente, tan rápido que hay muy poca atracción entre ellas. Se desplazan con mayor velocidad a medida que la temperatura aumenta.

Este modelo para explicar el comportamiento de las partículas en los tres estados de la materia se denomina teoría cinético molecular y describe la totalidad de las sustancias mediante el supuesto de que están formadas por partículas en movimiento. Se trata de un modelo científico que describe la relación entre la disposición de las partículas y las propiedades físicas de los tres estados de la materia.



■ Cambios de estado

El modelo de la teoría cinético molecular se puede utilizar para explicar los cambios de estado que experimenta una sustancia pura. Si calentamos un sólido cristalino, las partículas (átomos, iones o moléculas) vibran más rápido y con una amplitud mayor a medida que ganan energía, con lo que «empujan» a las partículas vecinas hacia fuera de sus posiciones. La consecuencia es un aumento de volumen del sólido, que se expande.

Si la temperatura sigue aumentando, la energía térmica acaba provocando el debilitamiento de las fuerzas de atracción entre las partículas, de modo que el patrón regular de la red se rompe y las partículas se pueden desplazar unas alrededor de otras. El sólido se ha fundido y la temperatura a la que se produce este efecto se denomina punto de fusión. La temperatura de un sólido puro permanece constante hasta que se ha fundido por completo. Si la sustancia es un líquido, sigue habiendo fuerzas de atracción intensas entre las partículas.

En los cambios de estado se producen variaciones energéticas. Durante la **fusión** y la **ebullición** se absorbe calor (del entorno). Durante la condensación y la congelación se libera calor (hacia el entorno). El calor suministrado durante la fusión y la ebullición se utiliza para vencer o «romper» las fuerzas atractivas entre las partículas mediante el aumento de su energía cinética. El calor liberado durante la **condensación** y la **congelación** proviene de la disminución de la energía cinética media de las partículas.

Determinados sólidos, como por ejemplo el dióxido de carbono congelado (hielo seco), pueden pasar directamente a estado gaseoso sin pasar por el estado líquido. Este proceso se denomina **sublimación** y se dice que la sustancia se sublima, lo que significa que las moléculas abandonan el estado sólido con energía cinética suficiente como para existir en forma de partículas de gas. Si la temperatura desciende, las partículas de gas se frenan y vuelven a formar el sólido sin pasar por el estado líquido. Este proceso se conoce como deposición en fase vapor o simplemente deposición.

Las fuerzas (fuerzas de enlace o intermoleculares) que experimentan las partículas de los sólidos con puntos de fusión elevados son más intensas que las que experimentan los sólidos con puntos de fusión más bajos. En la Tabla 1.2 se muestra una lista de sustancias (elementos y compuestos) con sus correspondientes puntos de fusión y de ebullición.

■ **Tabla 1.2**
Puntos de fusión y de ebullición de algunas sustancias

Sustancia y fórmula	Punto de fusión/°C	Punto de ebullición/°C
Aluminio, Al	661	2467
Etanol, C ₂ H ₅ OH	-117	79
Mercurio, Hg	-30	357
Oxígeno, O ₂	-218	-183
Cloruro de sodio, NaCl	801	1413
Agua, H ₂ O	0	100

Cuando el líquido se calienta, las partículas (por lo general moléculas) se mueven por todas partes cada vez más deprisa a medida que aumenta su energía cinética media. La energía cinética de las partículas varía constantemente como consecuencia de las colisiones. Algunas partículas situadas en la superficie del líquido poseen suficiente energía cinética para vencer las fuerzas de atracción entre ellas y las demás partículas del líquido, de manera que pueden escapar de la superficie para formar un gas. Este proceso se denomina **evaporación** y tiene lugar para cualquier temperatura inferior al punto de ebullición. Si la temperatura desciende el efecto se revierte y se denomina en este caso **condensación**. Las partículas de gas se mueven más lentamente y entran en la superficie del líquido.

Se puede llegar a alcanzar una temperatura (el punto de ebullición) en la que la velocidad con la que las partículas intentan escapar del líquido es tan elevada que se forman burbujas de gas en su interior. Este proceso se denomina ebullición. En el **punto de ebullición** la presión del gas creado sobre el líquido es igual a la presión del aire (presión atmosférica) (Capítulo 7).

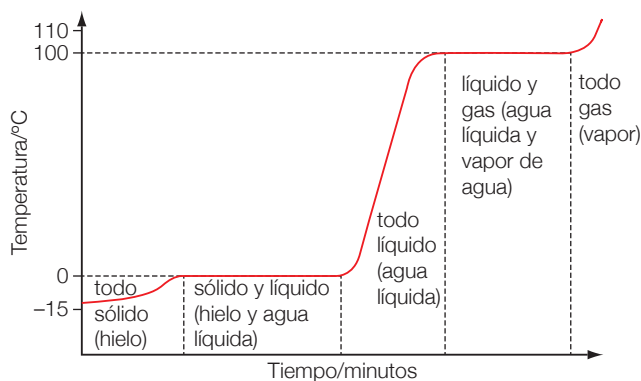
Las fuerzas (fuerzas de enlace o intermoleculares) que experimentan las partículas de los líquidos con puntos de ebullición elevados son más intensas que las que experimentan los líquidos con puntos de ebullición más bajos. En el Capítulo 4 se estudia el enlace químico y las fuerzas intermoleculares.

Cuando un gas se enfría, la energía cinética media (velocidad) de las partículas disminuye, de modo que las partículas (generalmente moléculas) se mueven más cerca unas de otras y su separación media disminuye. Las fuerzas de atracción pasan a ser significativas y, si la temperatura desciende hasta el punto de condensación, el gas se condensa hasta formar un líquido. Cuando un líquido se enfría hasta su punto de congelación (cuyo valor equivale al del punto de fusión) se congela hasta formar un sólido. Durante la condensación y la congelación se libera energía térmica.

Los cambios de estado son cambios físicos: no se forman nuevas sustancias químicas. Tanto el hielo como el agua líquida o el vapor de agua contienen moléculas con la fórmula H₂O. Cuando se produce un cambio de estado, la temperatura durante el proceso se mantiene constante.

2 Identifica cuál es el cambio de estado que describe cada uno de los procesos siguientes:

- Etanol sólido que pasa a etanol líquido
- Un metal fundido que se solidifica en el interior de un molde
- Agua que se convierte en vapor a 100 °C
- Burbujas de gas etanol que se convierten en etanol líquido
- Hielo que se forma a partir del vapor de agua en el congelador de un frigorífico
- Cloruro de aluminio sólido que forma un gas cuando se calienta suavemente



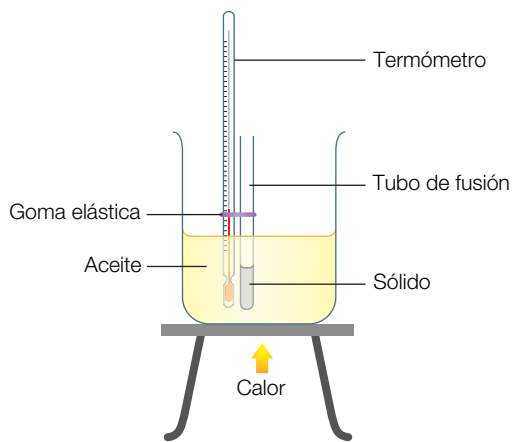
■ **Figura 1.10** Gráfica que representa la variación de la temperatura del agua en función del tiempo para el cambio desde hielo a -15 °C hasta vapor a 120 °C

Curvas de calentamiento y de enfriamiento

La gráfica representada en la Figura 1.10 se ha construido a partir de los datos obtenidos mediante el registro de las medidas de la temperatura del agua calentada de forma constante desde -15 °C hasta 120 °C (a una presión de 1 atmósfera). La curva de calentamiento muestra que se han producido dos cambios de estado. Cuando se mide la temperatura por primera vez solo hay hielo. Tras un breve intervalo de tiempo la curva se hace más plana, lo que indica que la temperatura permanece constante aunque se absorba energía térmica. Esto último significa que se está produciendo un cambio de estado.

Las moléculas de agua en el hielo se encuentran muy cerca unas de las otras, de manera que se atraen entre sí mediante

fuerzas intermoleculares. El hielo se puede fundir solo si sus moléculas obtienen la suficiente energía cinética para vencer las fuerzas de atracción entre las partículas de agua, de modo que pueda haber movimiento relativo. Esto es justamente lo que hace la energía térmica. La temperatura empieza a aumentar de nuevo solo después de que la totalidad del hielo se haya fundido. Por regla general, la curva de calentamiento de un sólido puro siempre deja de crecer en el punto de fusión para crecer rápidamente después de este. La adición o la presencia de impurezas hacen descender el punto de fusión.



■ **Figura 1.11** Aparato simple utilizado para determinar el punto de fusión de un sólido (en el tubo de fusión)

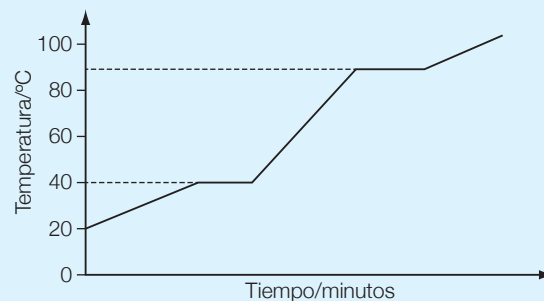
En la Figura 1.11 se representa un aparato simple utilizado para determinar el punto de fusión de un sólido. Los aparatos que se comercializan a tal efecto utilizan un bloque calefactor para fundir la muestra.

La pureza de una sustancia es muy importante. Los consumidores se deben asegurar de que los alimentos y los medicamentos no contengan sustancias peligrosas para la salud, ya que incluso pequeñas cantidades de algunas sustancias químicas pueden llegar a ser mortales. Las industrias alimentarias y farmacéuticas deben realizar controles constantes para asegurarse de que las sustancias que emplean son puras.

Para llevar un líquido como el agua a ebullición hay que suministrarle energía adicional. Este proceso se puede visualizar en la gráfica (Figura 1.10) en la zona donde la curva se estabiliza a 100 °C, que corresponde al punto de ebullición del agua (a una presión de 1 atmósfera). Los procesos inversos de condensación y congelación tienen lugar cuando el agua se enfría. En esta ocasión, sin embargo, se libera energía térmica cuando el gas se condensa en forma de líquido y el líquido se congela para dar lugar a un sólido. Ambos cambios de estado se producen a temperatura constante.

3 Un compuesto molecular sólido X se calienta a potencia constante durante 20 minutos. La variación de su temperatura se representa en la gráfica inferior.

- Deduce el punto de fusión y el punto de ebullición de la sustancia X.
- ¿En qué estado físico se encuentra el compuesto X a 25, 50 y 100 °C, respectivamente?
- Explica qué sucede durante la fusión y la ebullición del compuesto X.

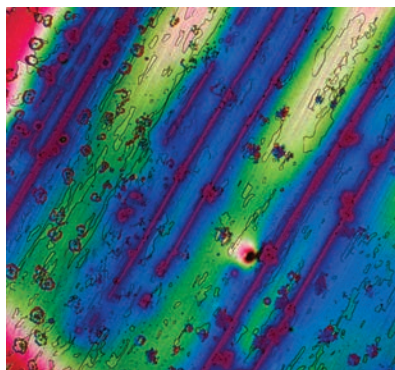


Aplicación: Estados poco habituales de la materia

Cristales líquidos



Los cristales líquidos (Figura 1.12) corresponden a un estado de la materia cuyo aspecto y fluidez es como el de un líquido (véase el Capítulo 22 en la página web que acompaña a este libro). Sin embargo, la disposición de sus partículas (moléculas), presenta un cierto orden y por ello se puede afirmar que, de algún modo, se comportan como cristales. Los cristales líquidos se emplean habitualmente en las pantallas de los relojes digitales, las calculadoras y los ordenadores y televisores portátiles. Son también muy prácticos para los termómetros, ya que algunos cristales líquidos cambian de color cuando cambia la temperatura.



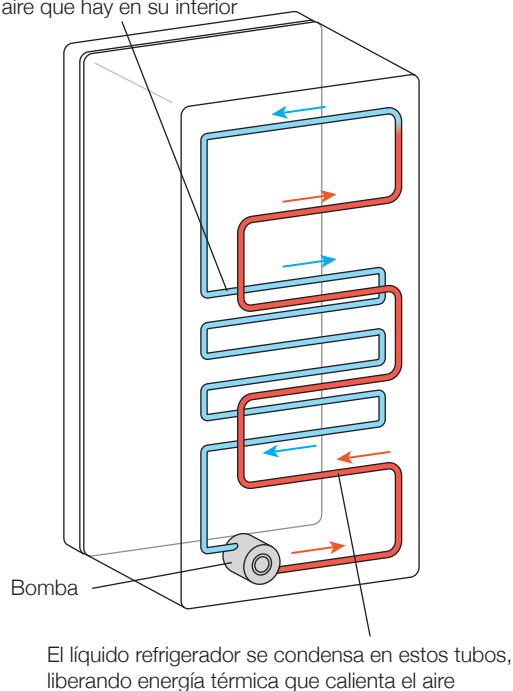
■ **Figura 1.12** Micrografía de cristales líquidos obtenida con luz polarizada



Plasma

El plasma es un estado gaseoso sobrecalentado que consiste en una mezcla de electrones e iones positivos con cargas elevadas. Este estado se puede encontrar cuando las temperaturas son extremadamente elevadas, como en el interior de las estrellas o en presencia de campos eléctricos intensos, como en los tubos de descarga a baja presión (véase el Capítulo 2). La investigación astronómica ha revelado que el 99% de la materia del Universo se presenta en estado de plasma. La espectroscopia de emisión con fuente de plasma de acoplamiento inductivo es una técnica importante para la detección y la cuantificación de cantidades pequeñas de metales (véase el Capítulo 22 en la página web que acompaña a este libro).

El líquido refrigerador se vaporiza en los circuitos que hay por todo del congelador gracias a la energía térmica procedente del aire que hay en su interior



■ **Figura 1.13** Sistema de enfriamiento de un frigorífico



■ **Figura 1.14** Un aparato de aire acondicionado de uso doméstico



■ **Figura 1.15** Un astronauta come alimentos liofilizados a bordo del transbordador espacial Discovery

Aplicación de las variaciones térmicas que tienen lugar durante los cambios de estado: Refrigeración

No cabe duda de la importancia de la invención del frigorífico moderno en el contexto del transporte y almacenaje de alimentos. La invención del transporte refrigerado de alimentos supuso una revolución de los mercados y del acceso a la comercialización de productos en el interior de los continentes e incluso de forma intercontinental.

El funcionamiento del frigorífico se basa en el aprovechamiento de las transferencias de energía térmica que se producen cuando un líquido volátil (con bajo punto de ebullición) se evapora y se condensa. La clave del sistema depende del hecho de que la evaporación absorbe calor procedente del entorno. En el interior del frigorífico (Figura 1.13) hay una bomba que hace circular un líquido con bajo punto de ebullición por el interior de un circuito de tubos. Este líquido volátil se evapora mediante la absorción de energía térmica procedente del aire del interior del frigorífico, con lo que los alimentos y las bebidas almacenados se mantienen fríos.

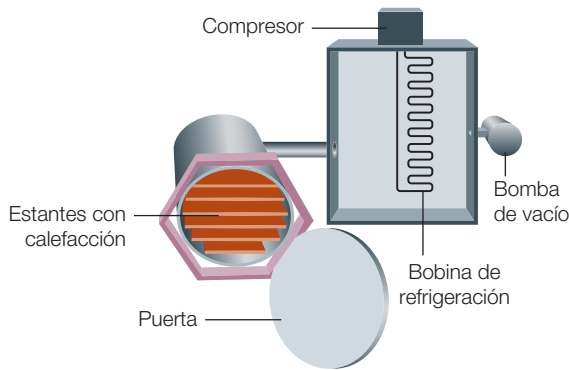
El gas (vapor) continúa circulando por el circuito y cuando sale por la parte inferior del refrigerador es comprimido por la bomba. El vapor comprimido está caliente y a medida que fluye por los conductos situados en la parte trasera del frigorífico se enfría y se condensa, volviendo al estado líquido y liberando energía térmica que calienta a su vez el aire que rodea la parte trasera del aparato. En resumen, se transfiere energía térmica desde el interior del frigorífico hacia el aire de la habitación.

El uso de un ciclo reversible de evaporación-condensación de líquidos volátiles en la refrigeración y el acondicionamiento de aire (Figura 1.14) es una de las características de la vida moderna. Antiguamente, en muchos aparatos de aire acondicionado se utilizaban habitualmente CFC (compuestos cloro-fluorocarbonados) como líquido volátil. Sin embargo, en la actualidad su fabricación y uso está restringido e incluso prohibido en la mayoría de los países. El motivo de esta restricción o prohibición es que cuando las moléculas de CFC alcanzan las capas superiores de la atmósfera, la radiación ultravioleta procedente del sol rompe los enlaces carbono-cloro, liberándose átomos de cloro. Estos átomos actúan como catalizadores de la descomposición del ozono (trioxígeno) en dióxígeno, con lo que se debilita la capa de ozono que protege a la superficie terrestre de la radiación ultravioleta intensa.

Aplicación de la eliminación de agua a baja presión: Liofilización

El principio fundamental de la liofilización consiste en eliminar por completo el agua de un alimento sin modificar su estructura y composición fundamentales. La eliminación del agua evita el deterioro del alimento durante un largo periodo de tiempo. Los alimentos se deterioran debido a la descomposición que experimentan cuando son digeridos por las bacterias. En esta digestión se pueden liberar toxinas que a su vez provocan enfermedades o bien sustancias químicas que empeoran el sabor del alimento. Además, los enzimas presentes en los alimentos de forma natural pueden reaccionar con el oxígeno y provocar su deterioro y maduración. Las bacterias necesitan agua para sobrevivir, de manera que si eliminamos el agua de los alimentos, estos no se estropean. Los enzimas también necesitan hidratarse para reaccionar con los alimentos; por tanto, la deshidratación también evita su deterioro.

La liofilización, además, reduce de manera significativa la masa total del alimento, que está compuesto mayoritariamente por agua, de manera que su eliminación lo aligera mucho, lo que a su vez comporta una mayor facilidad de transporte. Las empresas proveedoras de alimentos para bases militares y acampadas los liofilizan con el objeto de facilitar su transporte personal. La NASA dispone de alimentos liofilizados que se adecuan al reducido espacio de los compartimentos a bordo de las naves espaciales y la Estación Espacial Internacional (Figura 1.15).



■ **Figura 1.16** Equipo de liofilización

La liofilización normalmente no se lleva a cabo mediante simple evaporación, ya que mediante este proceso es difícil eliminar completamente el agua porque la mayor parte de esta no está expuesta directamente al aire. Siempre queda algo de actividad bacteriana y enzimática, a menos que se elimine la totalidad del agua. Además, el calor asociado al proceso de evaporación altera la forma, la estructura y la composición del alimento.

El principio fundamental en el que se basa la liofilización es la sublimación, el cambio de estado directo de sólido a gas (a temperatura constante). El descenso de la presión (por debajo de 0,6 atmósferas) y el aumento de la temperatura dan lugar a la conversión del agua en gas, y no en agua líquida.

Un equipo de liofilización convencional (Figura 1.16) consta de una cámara de liofilización con varios estantes con calefacción incorporada, una bobina de congelación conectada a un compresor de refrigeración y una bomba de vacío.

El equipo pone en marcha los compresores para hacer descender la temperatura de la cámara. El alimento se congela hasta que queda en estado sólido, de manera que se separa el agua de todo lo que la rodea a nivel molecular, aunque siga estando presente.

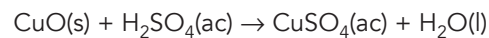
Las unidades calefactoras suministran una pequeña cantidad de calor a los estantes, de modo que el hielo cambia de fase, y, como la presión es tan baja, se convierte directamente en vapor de agua. Este vapor de agua sale de la cámara de liofilización y pasa por la bobina de congelación, donde se condensa pasando a hielo sólido, de la misma manera que el agua se congela en forma de escarcha en un día frío.

Aplicación: Economía atómica en las reacciones químicas

La economía atómica estudia el potencial teórico de una reacción teniendo en cuenta la cantidad de átomos iniciales de todos los reactivos que dan lugar al producto que se desea obtener.

$$\% \text{ de economía atómica} = \frac{\text{masa atómica de todos los átomos utilizados}}{\text{masa atómica de todos los reactivos}}$$

Tomemos como ejemplo la preparación en laboratorio del sulfato de cobre(II) a partir de óxido de cobre(II) y ácido sulfúrico, una reacción ácido-base. Este cálculo se explica más adelante en este mismo capítulo e implica calcular la masa de un único mol de cada sustancia a partir de la fórmula y de las masas atómicas relativas de los elementos.



Masa de los átomos iniciales:

$$\text{CuO} = 63,5 + 16 = 79,5 \text{ g}$$

$$\text{H}_2\text{SO}_4 = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g}$$

$$\text{Total} = 177,5 \text{ g}$$

Masa del producto deseado:

$$\text{CuSO}_4 = 63,5 + 32 + 64 = 159,5 \text{ g}$$

$$\% \text{ de economía atómica} = \frac{159,5}{177,5} \times 100 = 89,9\%$$

A continuación se muestra la economía atómica para la producción de etanol a partir de eteno y vapor. Se trata de una reacción denominada de adición o hidratación.



$$\% \text{ de economía atómica} = \frac{46}{46} \times 100 = 100\% \text{ (no hay productos indeseados)}$$

Una economía atómica elevada significa que hay una mayor utilización de los átomos de los reactivos para la obtención de productos finales útiles. Es decir, hay un mejor uso de los materiales y también una menor formación de residuos.

Química verde (o química sostenible)

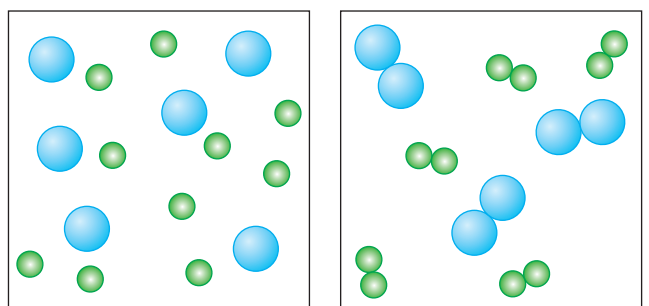
En la química verde se emplean sustancias químicas y procesos químicos diseñados para reducir o eliminar el impacto medioambiental. El uso y la producción de estas sustancias químicas pueden comportar la reducción de residuos, la obtención de subproductos no tóxicos y el aumento de la eficiencia. Los químicos industriales evalúan las distintas rutas químicas y sus costes, tanto económicos como medioambientales, mediante el cálculo de la eficiencia relativa de las reacciones químicas asociadas. El porcentaje obtenido proporciona un sistema para comparar la cantidad teórica

4 Calcula la economía atómica para la reacción entre el carbono y el vapor de agua para formar dióxido de carbono e hidrógeno.

de producto con la cantidad real, y solía representar la mejor manera de evaluar la eficiencia de una reacción. No obstante, el cálculo de la «economía atómica» se ha convertido en un importante método para comparar la eficiencia de diversas reacciones químicas. La economía atómica es una medida de la proporción de átomos de reactivos que se incorporan al producto deseado de una reacción química. Su cálculo, por tanto, también representa un indicador de la proporción de átomos de reactivos que componen los residuos.

■ Mezclas

En una mezcla de dos elementos hay dos tipos de átomos que no se encuentran enlazados químicamente. En la Figura 1.17 se muestra una mezcla de elementos que se presentan en forma de átomos y otra mezcla en la que se presentan en forma de moléculas diatómicas.



a mezcla de dos elementos que se presentan en forma de átomos **b** mezcla de dos elementos que se presentan en forma de moléculas

■ **Figura 1.17** Representación en forma de partículas de una mezcla de átomos y una mezcla de moléculas

Un compuesto siempre contiene la misma proporción (respecto a la masa) de cada elemento. Por ejemplo, el sulfuro de hierro(II) contiene hierro y azufre según la proporción 55,85 a 32,06, es decir, 1742 a 1000. Una mezcla, en cambio, puede contener cualquier proporción de cada uno de los elementos. Por ejemplo, el porcentaje (en masa) de azufre en una mezcla de hierro-azufre puede ir desde prácticamente 0% hasta casi un 100%.

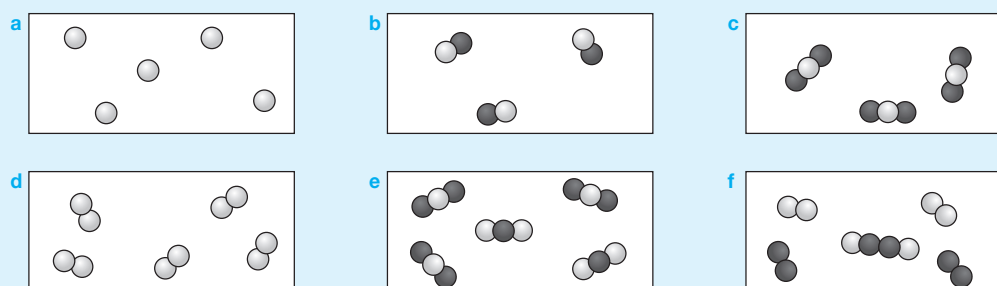
Las aleaciones son mezclas de metales y otros elementos (a menudo carbono) que se han fundido conjuntamente y se han dejado solidificar. Entre las aleaciones más habituales se encuentran el latón (una mezcla de cobre y zinc) y el bronce (cobre y estaño).

En la Tabla 1.3 se resumen las diferencias principales entre las mezclas de elementos y los compuestos.

■ **Tabla 1.3**
Diferencias principales existentes entre las mezclas de elementos y los compuestos

Mezcla	Compuesto
Contiene dos o más sustancias (elementos o compuestos)	Es una única sustancia pura
La composición es variable	La composición (en cuanto a masa) es fija
Cuando se forma la mezcla no tiene lugar reacción química	Cuando se forma un compuesto tiene lugar una reacción química
Las propiedades son las correspondientes a los elementos o compuestos individuales	Las propiedades son muy distintas a las de los elementos que lo componen

5 ¿Qué contiene cada uno de los recuadros? ¿Un elemento, un compuesto o una mezcla?

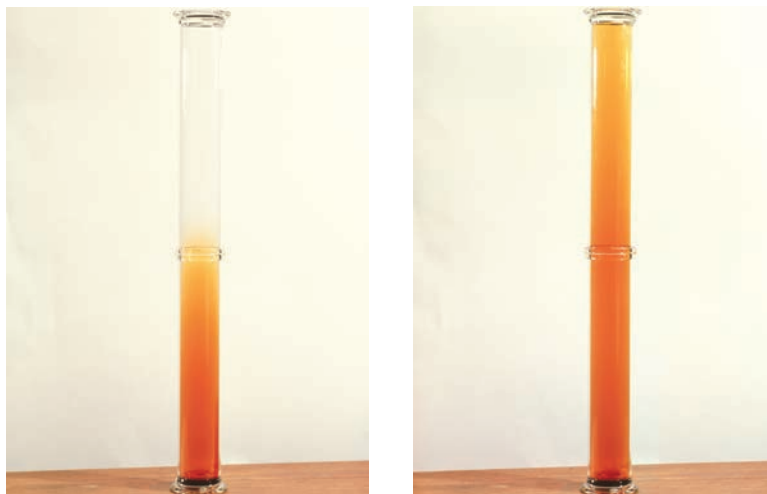


■ Tipos de mezclas

Existen muchos tipos distintos de mezclas. Una de las posibles clasificaciones de las mezclas es en **homogéneas** o **heterogéneas**. Por ejemplo, si introducimos bromo gaseoso en una columna de gas llena de aire (principalmente nitrógeno), el bromo se difunde y se extiende uniformemente a través de ambas columnas (superior e inferior) (Figura 1.18). Las concentraciones de bromo y de nitrógeno serán las mismas a través de ambas columnas de gas. Se dice que una mezcla de gases es homogénea cuando tiene una composición uniforme o constante. En la Figura 1.19 se muestra cómo se puede utilizar la teoría molecular para explicar la difusión de los gases. Los gases se difunden rápidamente porque sus partículas se desplazan con rapidez y existen grandes espacios entre las moléculas.

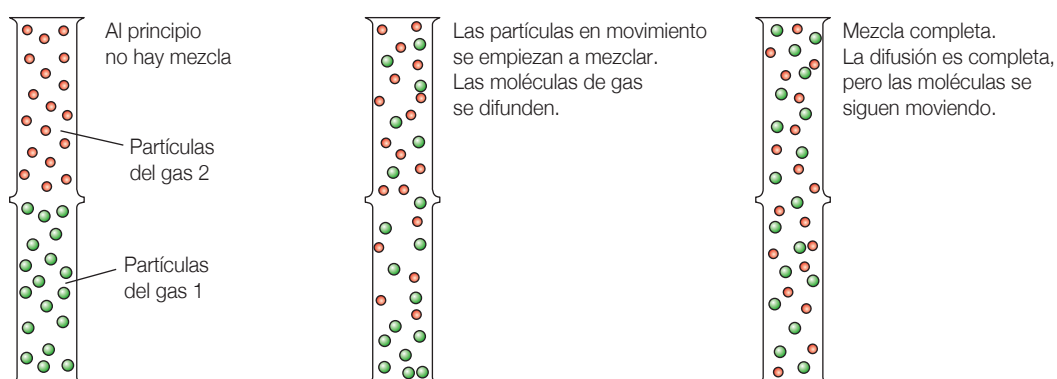
■ **Figura 1.18**

Al cabo de 24 horas el humo naranja correspondiente al bromo se ha difundido a través de ambas columnas (superior e inferior)



■ **Figura 1.19**

Descripción mediante partículas de la difusión de los gases



La difusión también se produce en los líquidos (Figura 1.20), pero en este caso se trata de un proceso mucho más lento que en los gases debido a que las partículas del líquido se mueven mucho más lentamente porque poseen mucha menos energía cinética. La disolución resultante es homogénea y la concentración de sulfato de níquel(II) será la misma en cualquier punto del interior de la disolución.

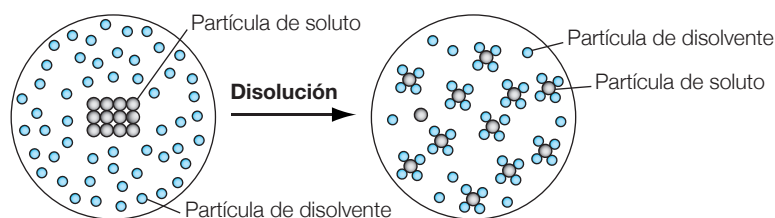
■ **Figura 1.20**

La difusión en el interior de la disolución de sulfato de níquel(II) puede tardar días en alcanzar el estadio que se muestra a la derecha



La teoría cinético molecular permite explicar fácilmente el proceso de la disolución del sulfato de níquel(II). Las partículas de agua (el disolvente) colisionan con las partículas de la sustancia que se está disolviendo (el soluto). Cuando colisionan, se atraen entre sí. Las partículas de agua se apartan e interaccionan con las de soluto (iones níquel y sulfato) procedentes del soluto sólido (sulfato de níquel(II)). Las moléculas de agua rodean a las partículas de soluto y a medida que las moléculas de agua se desplazan, las partículas de soluto se extienden por la disolución. En la Figura 1.21 se representan partículas de disolvente que disuelven un único tipo de partículas de soluto. Este proceso se denomina hidratación.

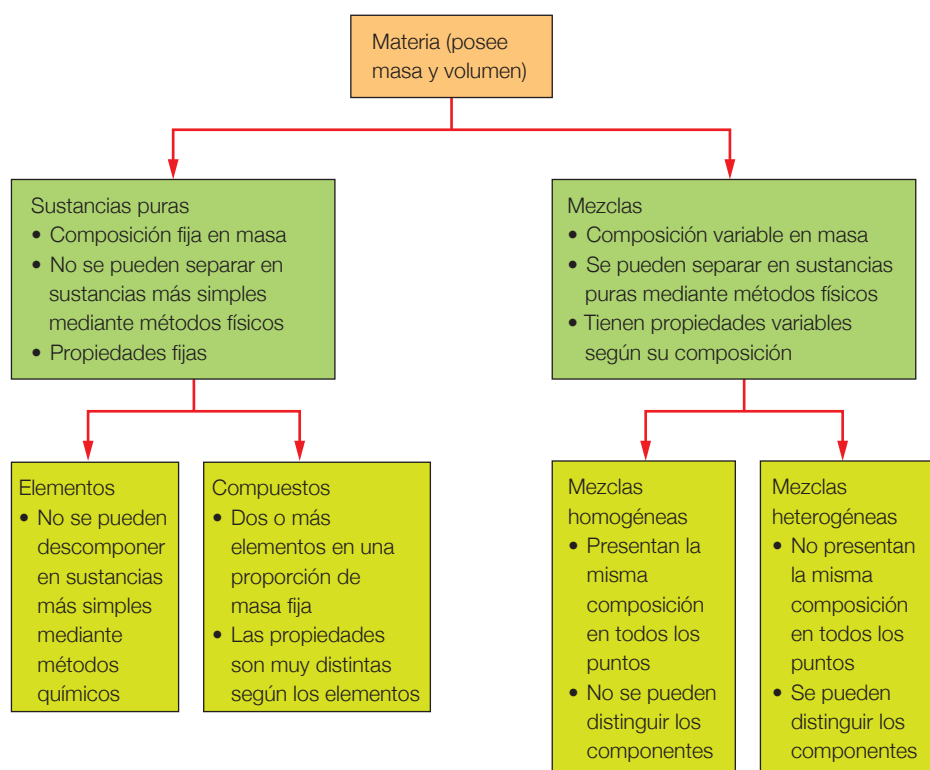
■ **Figura 1.21**
Descripción simplificada mediante partículas de una disolución



6 Clasifica cada una de las siguientes mezclas en homogéneas o heterogéneas: vinagre (ácido etanoico y agua), aceite de cocina y agua, mezcla de helio e hidrógeno gaseosos, hierro y azufre, agua del mar, sangre, aire, soldadura (mezcla de metales de bajo punto de fusión).

En una mezcla heterogénea la composición no es uniforme (no es igual) en toda la mezcla y en ocasiones se pueden observar los distintos componentes. Por ejemplo, si mezclamos agua y aceite se pueden observar dos capas distintas. Los dos líquidos no se mezclan y se dice que son inmiscibles. En cambio, si mezclamos agua con etanol se observa una capa uniforme. En este caso se dice que los líquidos son miscibles y se forma una mezcla homogénea.

A nivel macroscópico (en bloque) podemos clasificar la materia en mezclas y en sustancias puras que, a su vez, se pueden subdividir tal como se muestra en la Figura 1.22.



■ **Figura 1.22** Clasificación de la materia

Los químicos suelen preferir las sustancias puras porque tienen siempre las mismas propiedades físicas y químicas, mientras que las propiedades de una sustancia impura son variables. Casi todas las sustancias puras han pasado por dos estadios: han sido separadas de una mezcla y han sido sometidas a una prueba para determinar su pureza.



Existen diversos métodos instrumentales para detectar elementos y compuestos (véanse los Capítulos 21 y 22 en la página web que acompaña a este libro), como por ejemplo la espectrometría de masas (EM), la resonancia magnética nuclear (RMN), diversos tipos de cromatografía, la espectroscopia de emisión con fuente de plasma de acoplamiento inductivo (ICP, por sus siglas en inglés) y la espectroscopia con infrarrojos (IR). Estos instrumentos permiten a los químicos investigar y descubrir qué elementos se encuentran presentes en la sustancia, en qué cantidad y, en algunos casos, obtener información sobre la estructura de la sustancia. Los científicos forenses también utilizan estas técnicas porque son muy precisas y sensibles: solo se requieren cantidades muy pequeñas de muestra.

Separación de mezclas

Para poder separar las sustancias de una mezcla es necesario determinar algunas diferencias físicas entre ellas. En la Tabla 1.4 se resumen algunas técnicas habituales de separación.

■ **Tabla 1.4**
Técnicas habituales de separación

Tipo de mezcla	Nombre de la técnica de separación	Diferencia física	Ejemplos de separación de mezclas
Sólido insoluble y líquido	Filtración	Solubilidad	Arena y agua; carbonato cálcico (yeso) y agua
Dos líquidos miscibles	Destilación (simple y fraccionada)	Punto de ebullición	Etanol (alcohol) y agua
Sólido soluble y líquido	Cristalización o evaporación	Volatilidad	Cloruro de sodio (sal común) y agua
Sólidos solubles	Papir Cromatografía	Solubilidad	Colorantes alimentarios; pigmentos vegetales
Dos líquidos inmiscibles	Decantación	Insolubilidad	Agua y petróleo; agua y aceite

■ Símbolos químicos

Cada elemento químico se representa mediante un símbolo químico (Tabla 1.5) que consta de una o dos letras. La primera letra es siempre mayúscula y la segunda es siempre minúscula. Los símbolos químicos son internacionales (Figura 1.23).

Nombre del elemento químico	Símbolo químico	Comentario
Hidrógeno	H	La primera letra del nombre
Calcio	Ca	Las primeras dos letras del nombre
Cloro	Cl	La primera y una de las letras del nombre
Sodio	Na	Dos letras procedentes del nombre en latín: <i>natrium</i>

■ **Tabla 1.5** Algunos elementos químicos y sus símbolos

最新元素周期表
PERIODIC CHART OF THE ELEMENTS

■ **Figura 1.23** Tabla periódica en mandarín

Algunos elementos químicos deben su nombre a personas, personajes míticos o lugares (Tabla 1.6).

■ **Tabla 1.6**
Algunos elementos químicos y los orígenes de sus nombres

Nombre y símbolo del elemento	Origen del nombre	Nota adicional
Galio (Ga)	El nombre latino de Francia (<i>Gallia</i>)	El descubridor de este metal, Lecoq de Boisbaudran, añadió sutilmente una referencia a su nombre: Lecoq (gallo) en latín es <i>gallus</i>
Niobio (Nb)	Niobe, una mujer mortal de la mitología griega	Niobe es un personaje de la película <i>Matrix Reloaded</i> (no está relacionado con el nombre del elemento)
Vanadio (V)	Diosa escandinava <i>Vanadis</i> (<i>Freyja</i>)	
Helio (He)	<i>Helios</i> es el nombre griego del Sol	El helio se descubrió en el Sol antes de ser descubierto en la Tierra
Mendelevio (Md)	En honor de Dimitri Mendeleev, que formuló la primera tabla periódica en 1869	Este elemento fue sintetizado en 1955 por un equipo en el que figuraba Glenn Seaborg



Símbolos químicos y ecuaciones internacionales

El actual sistema de notación química fue inventado por el químico sueco Berzelius (1779-1848). En este sistema tipográfico, los símbolos no son abreviaturas (aunque cada uno de ellos está compuesto por letras del alfabeto latino), sino símbolos que en principio pueden ser utilizados por personas de todas las lenguas y alfabetos. A cada elemento químico se le asignó un único símbolo químico según el nombre del elemento, aunque no necesariamente en un idioma determinado. Por ejemplo, al tungsteno se le asigna el símbolo «W» en honor de la palabra alemana que lo designa, *wolfram* (en español wolframio). Los símbolos químicos se entienden internacionalmente, mientras que los nombres de los elementos pueden necesitar traducción. No obstante, en ocasiones hay diferencias; por ejemplo, los alemanes han utilizado la «J» en lugar de la «I» para el yodo (o yodo) para que este carácter no se confunda con el número romano I.

El «lenguaje» de la química trasciende con frecuencia las fronteras culturales, lingüísticas y nacionales. Aunque los símbolos de los elementos químicos son internacionales, los nombres de estos mismos elementos dependen a veces de la lengua empleada, con un sufijo que acostumbra a ser característico de cada lengua. Por ejemplo, el magnesio en español pasa a ser *magnesium* en inglés, *magnésium* en francés, *magnesion* en griego y *magnij* en ruso. En japonés, *katakama* reproduce el sonido del término «magnesium» en inglés.

■ **Figura 1.24**
El kanji (*pictograma*) japonés para el azufre (se traduce como «sustancia amarilla»)

■ Fórmulas químicas

Cada compuesto químico se representa mediante una única fórmula química. La fórmula de un compuesto cualquiera se puede determinar mediante la realización de un experimento apropiado. La lista de iones que se muestra en la Tabla 1.7 permite deducir las fórmulas de muchos compuestos. Un ion poliatómico o compuesto es un ion que contiene más de dos átomos unidos mediante enlace covalente con una carga asociada; un ion simple está formado por un único elemento.

■ **Tabla 1.7**
Lista de los iones más comunes

Iones positivos		Iones negativos	
Iones simples	Fórmula	Iones simples	Fórmula
Sodio	Na ⁺	Cloruro	Cl ⁻
Potasio	K ⁺	Bromuro	Br ⁻
Hidrógeno	H ⁺	Ioduro (o yoduro)	I ⁻
Cobre(II)	Cu ²⁺	Óxido	O ²⁻
Hierro(II)	Fe ²⁺	Sulfuro	S ²⁻
Magnesio	Mg ²⁺		
Calcio	Ca ²⁺	Iones compuestos o poliatómicos	
Hierro(III)	Fe ³⁺	Nitrato	NO ₃ ⁻
Aluminio	Al ³⁺	Nitrito	NO ₂ ⁻
		Sulfato	SO ₄ ²⁻
		Sulfito	SO ₃ ²⁻
		Carbonato	CO ₃ ²⁻
		Fosfato(V)	PO ₄ ³⁻
Iones compuestos o poliatómicos		Hidróxido	OH ⁻
Amonio	NH ₄ ⁺		



■ **Figura 1.25**
Una muestra del compuesto carbonato de cobre(II), CuCO₃ [Cu²⁺ CO₃²⁻]

En la formación de un compuesto (Figura 1.25), el número de iones utilizados es el que hace que el número de cargas positivas equivalga al número de cargas negativas. Los compuestos iónicos son neutros desde el punto de vista eléctrico.

A continuación se muestran algunos ejemplos del uso de las cargas de los iones para deducir la fórmula de un compuesto:

- El sulfato de sodio está compuesto por iones sodio, Na⁺, e iones sulfato, SO₄²⁻. Para garantizar la neutralidad eléctrica es necesario que haya el doble de iones sodio que de iones sulfato. Por tanto, la fórmula del sulfato de sodio es Na₂SO₄ [2Na⁺ SO₄²⁻].
- El hidróxido de magnesio está compuesto por iones magnesio, Mg²⁺, e iones hidróxido, OH⁻. Para garantizar la neutralidad eléctrica es necesario que haya el doble de iones hidróxido que de iones magnesio. Por tanto, la fórmula del hidróxido de magnesio es Mg(OH)₂ [Mg²⁺ 2OH⁻].

El subíndice que aparece después del paréntesis (como en (OH)₂ en la fórmula del hidróxido de magnesio) multiplica a todos los iones compuestos o poliatómicos que hay en el interior del paréntesis.

7 Deduce las fórmulas del fosfato de hierro(II), el yoduro (yoduro) de amonio, el nitrato de aluminio, el bromuro de calcio y el óxido de hierro(II).

■ Ecuaciones químicas

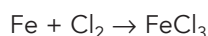
Las reacciones químicas son el punto central de la química y es importante que la transición desde los reactivos a los productos se represente con la mayor precisión posible. A cada reacción le corresponde una ecuación. La reacción del hierro con el cloro se utiliza como ejemplo para mostrar cómo se escribe correctamente una ecuación química.

- Escribimos la ecuación con palabras, por ejemplo:



El signo de adición significa «reacciona con» y la flecha significa «da como resultado» y muestra el sentido de la reacción. (Cabe destacar que algunas reacciones son reversibles, lo que se indica con una flecha de doble sentido (\rightleftharpoons), y que tanto la reacción en un sentido como la reacción en el otro se producen simultáneamente (Capítulo 7)).

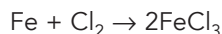
- Introducimos las fórmulas químicas correctas para los reactivos y para los productos.



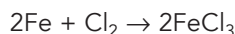
Esta ecuación se encuentra desajustada: los reactivos contienen (en total) un único átomo de hierro y dos átomos de cloro, pero los productos contienen (en total) un único átomo de hierro y tres átomos de cloro.

- Ajustamos la ecuación asegurándonos de que el número total de átomos de cada elemento es igual en ambos miembros de la ecuación. Esto último lo conseguiremos introduciendo unos números enteros denominados **coeficientes**, que multiplican a todas las fórmulas que los siguen. Las fórmulas químicas *no* se deben alterar.

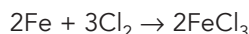
La selección de los coeficientes se efectúa mediante el método de «prueba y error» o basándonos en la inspección, aunque una aproximación habitual es la que consiste en comenzar con cualquiera de los números impares de las fórmulas y duplicarlos para convertirlos en pares. Los elementos representados por moléculas se deben dejar para el final para que sus coeficientes no desajusten a ninguna otra molécula. Si aplicamos esta aproximación a la ecuación del ejemplo obtenemos:



seguida por:



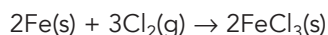
y finalmente:



Esta ecuación está ahora ajustada: el número total de átomos de cada elemento es igual en ambos miembros de la ecuación; a saber, dos átomos de hierro y seis átomos de cloro.

El ajuste de una ecuación es una consecuencia de la **ley de conservación de la masa**, que afirma que durante una reacción química los átomos no se pueden ni crear ni destruir. Los coeficientes que aparecen en una ecuación simbólica ajustada indican las proporciones de reacción en moles para cantidades estequiométricas de los reactivos. Por ejemplo, la ecuación anterior indica que dos moles de átomos de hierro reaccionan con tres moles de moléculas de cloro para producir dos moles de cloruro de hierro(III) (unidades fórmula).

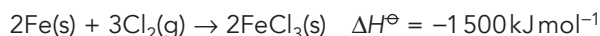
- Finalmente, debemos incluir los estados físicos de los reactivos y de los productos entre paréntesis después de las fórmulas químicas:



En este caso el símbolo de estado (s) representa un sólido, (l) representa un líquido puro, (g) representa un gas puro y (ac) representa una disolución acuosa.

- Si un elemento aparece en más de una sustancia en un mismo lado de la ecuación debemos dejar su ajuste para el final. También debemos mantener los iones poliatómicos, por ejemplo NO_3^- y SO_4^{2-} , como una unidad durante el proceso de ajuste.

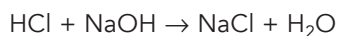
Las ecuaciones también pueden contener información adicional que indica la magnitud de la variación térmica producida durante la reacción. Esta magnitud dependerá de los estados físicos de los reactivos y de los productos, lo que remarca la importancia de incluir símbolos del estado físico en las ecuaciones simbólicas. Por ejemplo:



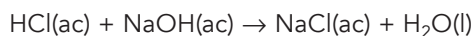
indica que cuando se forman dos moles de cloruro de hierro(III) mediante síntesis directa en condiciones estándar (25 °C y una presión de 1 atmósfera), se liberan 1 500 kilojulios de energía térmica. Esta ecuación se denomina ecuación termoquímica (Capítulo 5).

Una ecuación se puede interpretar tanto a nivel atómico como a nivel macroscópico o visible. La adición de símbolos de estado o de la variación de entalpía convierte a la ecuación en macroscópica.

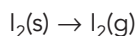
La inclusión de símbolos de estado en las ecuaciones químicas resulta muy útil y su ausencia puede conducir a errores. Si no hay símbolos de estado, se supone que tanto los reactivos como los productos se encuentran en sus estados físicos habituales a temperatura y presión ambientales.



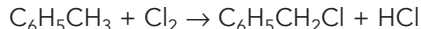
La interpretación exacta de la ecuación anterior es «un mol de cloruro de hidrógeno gaseoso y un mol de hidróxido de sodio sólido reaccionan para dar un mol de cloruro de sodio sólido y un mol de agua líquida», pero, en condiciones anhidras (en ausencia de agua), es muy improbable que se produzca una reacción química como esta porque el HCl necesita disolverse en agua para reaccionar. Lo más seguro es que la ecuación anterior estuviera formulada con la intención de resumir la reacción de neutralización entre disoluciones acuosas de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio:



Los símbolos de estado son cruciales cuando las ecuaciones termoquímicas (véase el Capítulo 5) se escriben para resumir una ecuación química y su variación de energía asociada. Debemos incluirlos cuando escribimos una ecuación que resume un cambio de fase (véase el Capítulo 7), como ocurre por ejemplo en la sublimación del yodo (iodo):

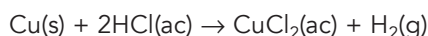


Si el objetivo de la ecuación es puramente estequiométrico, es decir, relativo a las cantidades de las sustancias que reaccionan, los símbolos de estado pueden ser redundantes, como ocurre por ejemplo en:



Un mol de metilbenceno reacciona con un mol de cloro para formar un mol de clorometilbenceno y un mol de cloruro de hidrógeno. Esta reacción se produce con independencia del estado físico de los reactivos aunque, obviamente, la reacción será muy lenta si uno de los reactivos o ambos son sólidos (véase el Capítulo 6) mantenidos a baja temperatura.

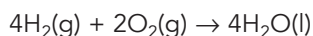
También cabe destacar que algunas reacciones no se producen aunque podamos escribir y ajustar las ecuaciones, por ejemplo



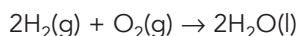
Por tanto, antes de escribir las ecuaciones de reacciones de reemplazamiento debemos consultar cuál es la reactividad o la serie electroquímica (Capítulo 9).

Cuestiones adicionales sobre ecuaciones químicas

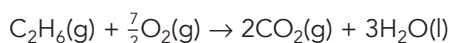
Cuando construimos una ecuación ajustada debemos asegurarnos de que el conjunto final de coeficientes esté compuesto por números primos entre sí, es decir, sin más factores comunes que el 1. Por ejemplo, esta ecuación está ajustada:



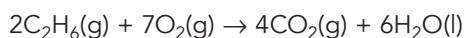
No obstante, todos los coeficientes tienen el factor común 2. Dividimos entre 2 para eliminar los factores comunes:



El uso de coeficientes fraccionados en el proceso de ajuste está permitido (e incluso a veces es necesario), como por ejemplo:



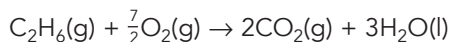
Por regla general no se mantiene el coeficiente fraccionado hasta el final. En nuestro caso, para eliminar la fracción basta con multiplicar los coeficientes por 2:



8 Escribe ecuaciones ajustadas que describan la reacción entre el tetracloruro de silicio y el agua para formar ácido silícico (Si(OH)_4) y ácido clorhídrico y la descomposición del clorato (V) de potasio, KClO_3 , para formar cloruro de potasio y oxígeno.

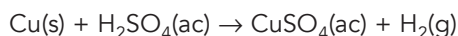
Sin embargo, es necesario utilizar coeficientes fraccionados cuando una ecuación representa la entalpía molar estándar de combustión. La entalpía molar estándar de combustión representa la variación de energía cuando un mol de un compuesto experimenta una combustión completa en presencia de exceso de oxígeno (Capítulo 5).

Por tanto la ecuación:

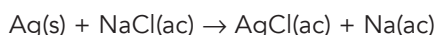


representa correctamente la entalpía molar estándar de la combustión del etano.

También debemos remarcar que algunas reacciones *no* se producen aunque podamos escribir ecuaciones ajustadas. Algunos ejemplos son:



y

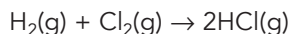


Información contenida en una reacción química

A nivel cualitativo, una ecuación química proporciona los nombres (atendiendo a las reglas establecidas) de los diversos reactivos y productos, además de proporcionar directamente sus estados físicos. A nivel cuantitativo, la ecuación expresa la siguiente información:

- los números relativos de entidades químicas de los reactivos y los productos asociados a la reacción química
- las cantidades relativas (en moles) de los reactivos y productos
- las masas de reacción relativas de los reactivos y productos
- los volúmenes relativos de los reactivos y productos gaseosos.

Consideremos la siguiente ecuación:



Desde el punto de vista cualitativo, indica que el hidrógeno reacciona con el cloro para formar cloruro de hidrógeno. Tanto el hidrógeno como el cloro y el cloruro de hidrógeno se encuentran en forma gaseosa.

Desde el punto de vista cuantitativo contiene la siguiente información:

- un mol de moléculas de hidrógeno reacciona con un mol de moléculas de cloro para formar dos moles de moléculas de cloruro de hidrógeno
- 2 gramos de hidrógeno reaccionan con 71 gramos de cloro para formar 73 gramos de cloruro de hidrógeno
- un volumen de hidrógeno reacciona con un volumen de cloro para formar dos volúmenes de cloruro de hidrógeno (véase la ley de Avogadro).



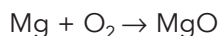
En la página web que acompaña a este libro figura una introducción a los distintos tipos de reacciones químicas que encontraremos en el programa de Química IB.



Deducción de las ecuaciones químicas cuando se especifican los reactivos y los productos

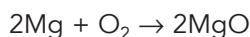
El magnesio se quema en presencia de oxígeno para formar óxido de magnesio. Escribimos una ecuación ajustada para esta reacción.

Reemplazamos los nombres por sus fórmulas:



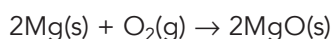
Esta ecuación no está ajustada, ya que hay dos átomos de oxígeno en el miembro izquierdo y solo uno en el miembro derecho. Es imposible que en una reacción química se creen o se destruyan átomos.

La ecuación debe ser ajustada. La ecuación correcta es

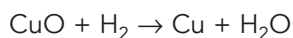


Una ecuación ajustada debe contener el mismo número de átomos de cada elemento en ambos lados de la flecha. Las ecuaciones se ajustan mediante la colocación de coeficientes delante de las fórmulas.

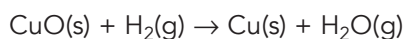
Las ecuaciones deberían contener los símbolos de estado introducidos para indicar los estados físicos de las sustancias, por ejemplo



A la hora de escribir símbolos de estado se deben tener en cuenta las condiciones bajo las que se produce la reacción. Por ejemplo, el hidróxido de cobre(II) reacciona con el hidrógeno según la siguiente ecuación:



Pero esta reacción solo se produce con calentamiento, por tanto el agua estará en forma de vapor y no en forma líquida. Por tanto, la ecuación se escribe:



Enlace con la teoría del conocimiento

Las ecuaciones químicas son el «lenguaje» de la química. ¿En qué sentido puede el uso de lenguajes universales ayudar a la búsqueda del conocimiento o en cambio entorpecerla?

Las ecuaciones químicas (presuponiendo que aceptamos la existencia de átomos y de electrones) son indiscutiblemente universales, pero constituyen solo uno de los múltiples aspectos que conforman el «lenguaje» de la química. Son un ejemplo de cómo el conocimiento salva la distancia entre los fenómenos macroscópicos y los sub-microscópicos. Además, existe una vasta nomenclatura (reglas para nombrar los compuestos), así como un amplio abanico de términos químicos y de relaciones matemáticas que contribuyen a conformar el «lenguaje».

Los símbolos químicos introducidos por Berzelius proporcionaron las herramientas necesarias para que la química moderna se pudiera desarrollar a partir de la alquimia. El hecho de disponer de nombres estandarizados tanto para los compuestos como para los elementos (nomenclatura de la IUPAC) fue uno de los puntos clave para del progreso de la química moderna. Así, se podría afirmar que los beneficios superaron a las desventajas. Sin embargo, el desarrollo de términos especializados o jergas puede hacer que los distintos ámbitos de la química sean cada vez más opacos (poco claros) para las personas procedentes de otros ámbitos, «los de fuera», de manera que la transferencia de los conocimientos adquiridos en un ámbito determinado tarda mucho en llegar a otros ámbitos a los que se pueden aplicar los mismos principios.

Enlace con la teoría del conocimiento

El descubrimiento del oxígeno por parte de Lavoisier, que refutó la teoría del flogisto para explicar la combustión, constituye un ejemplo de cambio de paradigma. ¿Cómo progresa el conocimiento científico?

La teoría del flogisto fue propuesta por Johann Becher (1635-1682) y Georg Stahl (1660-1734). Se trataba de una teoría de la combustión (quema) y de la oxidación que tuvo una influencia considerable en el progreso de la química. Su principal hipótesis consistía en suponer que todos los materiales que se podían quemar contenían una sustancia que se parecía al fuego y que se denominaba flogisto (en griego, relativo al fuego).

Según esta teoría, tanto la quema como la oxidación representan un escape de flogisto. El aire es necesario para ambos procesos, ya que el flogisto se absorbe en su interior. Cuando el aire se satura de flogisto, este ya no tiene lugar a donde ir y la llama se apaga o la oxidación se detiene.

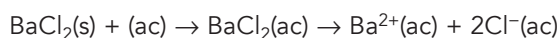
Aunque la teoría tenía sentido cualitativo y podía explicar la quema y la oxidación, presentaba en cambio un defecto cuantitativo: no podía dar cuenta adecuadamente de las variaciones de masa que se observaban en la quema y en la oxidación. Ya en 1630 se sabía que cuando se oxidaba un trozo de hierro, la herrumbre formada pesaba más que el hierro original. Algunos defensores de la teoría del flogisto intentaron explicar este hecho argumentando que el flogisto tenía masa negativa. Sin embargo, cuando se quema un trozo de carbón vegetal, de nuevo suponiendo una pérdida de flogisto, su masa disminuye. Posteriormente, la teoría del flogisto fue refutada por el trabajo del químico francés Lavoisier y el químico inglés Priestley.



■ **Figura 1.26**
Precipitado de sulfato de bario

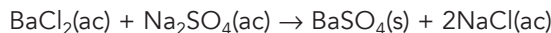
■ Ecuaciones iónicas

Cuando una sustancia iónica soluble se disuelve en agua, los iones se separan y se comportan independientemente. Por ejemplo, si se disuelve cloruro de bario en agua, se forman iones bario e iones cloruro hidratados:

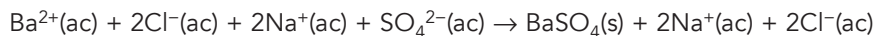


Los iones bario y cloruro experimentan sus reacciones características con independencia de los demás iones que puedan estar presentes en la disolución. Por ejemplo, los iones bario en disolución reaccionan con los iones sulfato en disolución para formar un precipitado blanco de sulfato de bario (Figura 1.26)

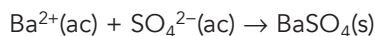
Si se mezcla una disolución de cloruro de bario, BaCl_2 , con una disolución de sulfato de sodio, Na_2SO_4 , se produce rápidamente un precipitado de sulfato de bario, BaSO_4 . Las ecuaciones siguientes describen la formación del precipitado:



o bien



La segunda ecuación indica que los iones sodio y cloruro *no* han experimentado ningún cambio: existen en forma de iones independientes tanto antes como después de que tenga lugar la reacción. Se les denomina **iones espectadores** y se pueden eliminar de la ecuación para generar una **ecuación iónica neta**:



Esta ecuación se puede interpretar de la siguiente manera: cualquier sal soluble de bario reacciona con cualquier sulfato soluble para producir sulfato de bario.

A continuación se resume la solubilidad de las sales más frecuentes:

- Todas las sales de sodio, potasio y amoníaco son solubles.
- Todos los nitratos son solubles.
- Todos los cloruros son solubles *excepto* el cloruro de plata y el cloruro de plomo(II).
- Todos los sulfatos son solubles *excepto* el sulfato de calcio, el sulfato de bario y el sulfato de plomo(II).
- Los carbonatos de sodio, potasio y amonio son solubles *pero* los demás carbonatos son insolubles.

Las ecuaciones iónicas netas siempre deben tener la misma carga neta en ambos miembros de la ecuación. En la ecuación anterior, la carga neta en ambos miembros de la ecuación es cero.

Se pueden escribir ecuaciones iónicas netas siempre que las reacciones se produzcan en una disolución acuosa en la que algunos de los iones presentes originalmente se eliminen de la disolución, o cuando se formen iones no presentes originalmente. Los iones se eliminan de la disolución mediante los procesos siguientes:

- formación de un precipitado insoluble
- formación de moléculas que contienen solo enlaces covalentes
- formación de nuevas especies químicas iónicas
- formación de un gas.

9 Escribe ecuaciones «moleculares» e iónicas ajustadas que describan las reacciones siguientes: disoluciones de nitrato de plata y cloruro de sodio para formar cloruro de plata y nitrato de sodio; ácido clorhídrico e hidróxido de sodio para formar cloruro de sodio y agua; cinc y disolución de sulfato de cobre(II) para formar sulfato de cinc y cobre; carbonato de sodio y ácido clorhídrico para formar cloruro de sodio, agua y dióxido de carbono.



■ IUPAC

La IUPAC es la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (del inglés International Union of Pure and Applied Chemistry), una organización científica internacional que no está asociada a ningún gobierno en particular. La IUPAC establece los patrones mundiales para los nombres de las sustancias inorgánicas y orgánicas (nomenclatura), los símbolos químicos y las unidades. La IUPAC fue constituida en 1919 por químicos que reconocían la necesidad de una estandarización en la química. Además de establecer directrices, la IUPAC contribuye en ocasiones a resolver disputas, como por ejemplo la decisión de utilizar (en inglés) el término «sulfur» en lugar de «sulphur».

Naturaleza de la ciencia

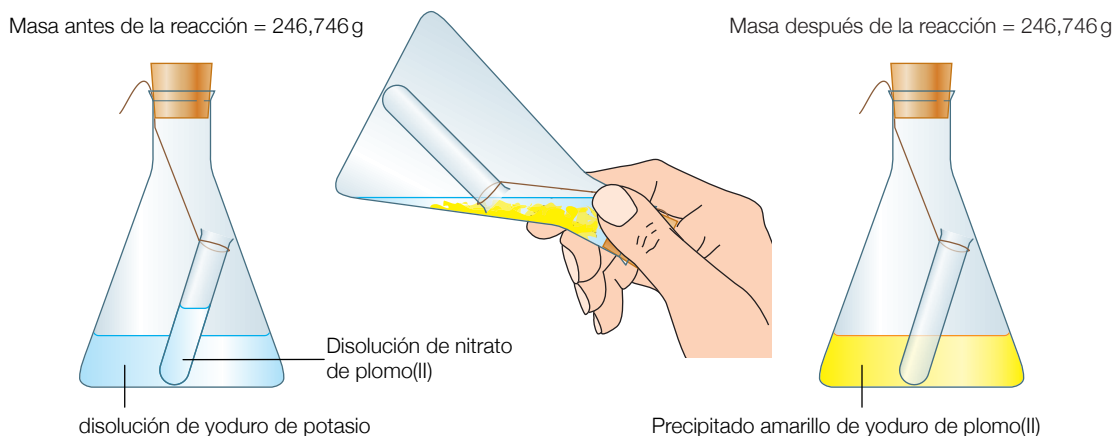
Realización de mediciones cuantitativas que se reproduzcan exactamente para asegurar la fiabilidad – leyes de la combinación química

Las leyes de la combinación química que se enumeran a continuación son todas ellas consecuencia de la teoría atómica de la materia. Se trata de leyes experimentales que se derivan de mediciones exactas y repetidas de las masas de los reactivos y de los productos de las reacciones químicas. La ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples constituyen la base de la estequiometría.

Ley de conservación de la masa

Durante una reacción química no hay ni aumento ni disminución de la masa (Figura 1.27). Los átomos de una reacción química no se pueden ni crear ni destruir durante el transcurso de una reacción química. Si medimos con precisión la masa de los reactivos antes de la reacción química y las masas de los productos después de esta, la masa permanece invariable.

■ **Figura 1.27**
Una ilustración de la ley de conservación de la masa



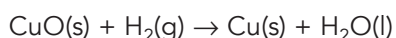
Esta ley se aplica siempre que el producto o los productos no se escapen y se mida la masa de la totalidad de dichos productos. Sin embargo, si la reacción entre el carbonato de calcio y la disolución acuosa de ácido tiene lugar en un vaso de precipitación abierto, hay un pequeño descenso en la masa total que se debe a la pérdida de dióxido de carbono, un producto gaseoso.

Ley de la composición constante

Algunos compuestos se pueden preparar siguiendo métodos distintos. La composición química del compuesto, no obstante, es idéntica con independencia del método empleado. Por ejemplo, el óxido de cobre(II) se puede preparar calentando carbonato de cobre(II) o nitrato de cobre(II).



El óxido de cobre(II) producido por esta y otras reacciones se puede transformar en cobre mediante reacción con el hidrógeno.



Masas iguales de óxido de cobre(II), producidas mediante métodos distintos, forman masas iguales de cobre cuando se transforman en este elemento.

Ley de las proporciones múltiples

La ley de las proporciones múltiples se aplica cuando dos elementos forman más de un compuesto, por ejemplo óxido de cobre(II), CuO , y óxido de cobre(I), Cu_2O . Si dos elementos (A y B) se combinan para formar más de un compuesto, las distintas masas de A que se combinan con una masa fijada de B se encuentran en proporción simple. Por ejemplo, si dos masas iguales de dos óxidos de cobre se transforman en cobre mediante reacción con el hidrógeno, las masas de cobre que se combinan con 1 gramo de oxígeno siguen la proporción 2:1.

Ley de las proporciones definidas

La ley de las proporciones definidas afirma que un compuesto químico contiene siempre exactamente la misma proporción de elementos según la masa. La ley de la composición constante constituye una afirmación equivalente. Por ejemplo, el oxígeno representa aproximadamente $\frac{8}{9}$ de la masa de una muestra cualquiera de agua, mientras que el hidrógeno representa el $\frac{1}{9}$ restante de la masa.

10 El plomo forma dos compuestos con el oxígeno. El primer óxido de plomo contiene 2,980 g de plomo y 0,461 g de oxígeno. El segundo óxido de plomo contiene 9,890 g de plomo y 0,763 g de oxígeno. Para una masa determinada de oxígeno, deduce cuál es la menor proporción de masa entera de plomo en los dos compuestos.



■ **Figura 1.28**
El concepto de mol aplicado a dos elementos sólidos: magnesio y carbono (grafito)

1.2 Concepto de mol

El concepto de mol permite correlacionar el número de partículas con la masa que se puede medir

■ El concepto de mol y la constante de Avogadro

A los químicos les interesa conocer las proporciones en las que reaccionan los elementos químicos y los compuestos durante las reacciones químicas. Este conocimiento es importante cuando se preparan sustancias puras en el laboratorio y todavía más en la industria química, ya que el empleo de un exceso de reactivo (a menos que sea necesario) comporta costes adicionales para poder separarlo del producto.

Los átomos son muy pequeños y poseen masas también muy pequeñas; por ejemplo, la masa de un átomo de hidrógeno (${}^1\text{H}$) es de tan solo $1,67355 \times 10^{-27}$ kg. Sin embargo, las masas de átomos de los distintos elementos son también distintas, por ejemplo un átomo de carbono-12 tiene doce veces más masa que un átomo de hidrógeno-1.

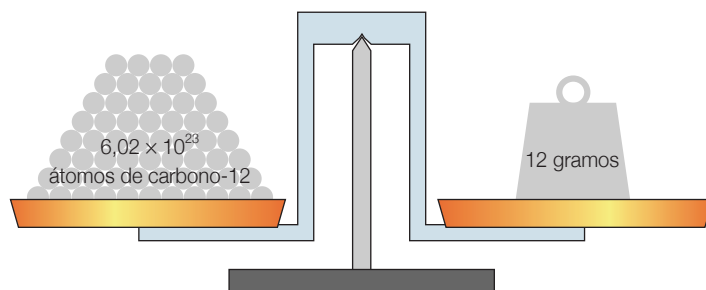
Por este motivo, una misma masa de distintos elementos da lugar a la presencia de distinto número de átomos en las muestras. A los químicos les resulta muy difícil contar números elevados de átomos directamente, por lo que, en lugar de ello, los cuentan *indirectamente*, a partir de la medida de la masa de muestras de elementos.

Por ejemplo, tanto 12 gramos de átomos de carbono-12 como 1 gramo de átomos de hidrógeno-1 contienen el mismo número de átomos. Se dice que estas muestras contienen la misma **cantidad** de átomos en moles. En este ejemplo ambas muestras de elementos contienen un único **mol** de átomos. El concepto de mol (Figura 1.28) permite a los químicos determinar la masa de muestras de sustancias con igual número de partículas (átomos, iones o moléculas). En el caso de los elementos, sabemos que tenemos un mol cuando determinamos la masa atómica relativa del elemento en gramos.

La cantidad de sustancia (símbolo n) es una cantidad directamente proporcional al número de partículas de una muestra de sustancia. Es una de las siete magnitudes fundamentales del sistema SI (Sistema Internacional de Unidades). La unidad de cantidad es el mol.

Un solo mol de una sustancia contiene $6,02 \times 10^{23}$ partículas de la sustancia. Este número de partículas coincide exactamente con el número de átomos contenidos en 12 gramos del isótopo carbono-12 (${}^{12}\text{C}$) (véase la Figura 1.29). El valor $6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ se denomina **constante de Avogadro** (símbolo L o N_A).

■ **Figura 1.29**
Una ilustración de la constante de Avogadro



Las partículas pueden ser átomos (p.ej. Ar), moléculas (p.ej. Br_2), iones (p.ej. Na^+), unidades fórmula (p.ej. NaCl) o electrones (Figura 1.30), pero se debe especificar: por ejemplo, 1 mol de átomos de cloro o 2 moles de moléculas de cloro. (Los cálculos estequiométricos relativos a electrones se pueden encontrar en el Capítulo 19.)

■ **Figura 1.30**
Resumen del concepto de mol aplicado a distintas partículas



Un mol de partículas



■ **Figura 1.31**
Unidades de contar: de izquierda a derecha, un par de calcetines, una resma de papel y una docena de huevos

El mol es, simplemente, una manera de contar que resulta conveniente a los químicos: lo bastante grande como para poder ser vista, manejada y medida. No difiere demasiado de otras unidades de contar: una docena de huevos, doce docenas de clavos (144) o una resma de papel (20 manos de papel o 500 hojas) (Figura 1.31). Fijémonos en que a medida que los objetos se hacen *más pequeños*, la cifra de la unidad de medida se hace *más grande*. El valor de la constante de Avogadro figura en la página 2 del *Apéndice de datos de Química IB*.

La ecuación que se muestra a continuación describe la relación entre la cantidad de una sustancia y el número de partículas:

$$\text{cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{número de partículas}}{6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}}$$

Esta fórmula se puede reagrupar para que exprese el número de partículas en lugar de la cantidad de sustancia.

- 11 Calcula el número de moléculas de agua contenidas en 0,01 mol de agua.
- 12 Calcula la cantidad de ácido nítrico(V), HNO_3 , que contiene 9×10^{23} moléculas.
- 13 Calcula el número de átomos de oxígeno presentes en 9×10^{23} moléculas de ácido nítrico(V), HNO_3 .

Enlace con la teoría del conocimiento

La magnitud de la constante de Avogadro va más allá de la escala de nuestra experiencia cotidiana. ¿Hasta qué punto limita nuestra intuición la experiencia cotidiana?

Los átomos son tan pequeños que para llenar de átomos una fila de un metro de largo haría falta alinear 6 000 000 000 (6×10^9) átomos. Si estuviéramos en una playa de arena y miráramos a lo largo de la orilla en ambos sentidos, no veríamos las suficientes partículas como para formar un único mol de granos de arena. El concepto de mol es análogo al de un empleado bancario que pesa bolsas de monedas en unas balanzas especiales que cuentan de forma exacta el número de monedas (todas del mismo tipo) a partir de su masa. En el Capítulo 22 de la página web que acompaña a este libro se introduce la ciencia denominada nanotecnología, cuyas técnicas permiten a los químicos desplazar y contar un pequeño número de átomos.

Nuestra experiencia cotidiana se basa, y a la vez se ve limitada, por los objetos macroscópicos de gran tamaño, visibles a simple vista, y por las velocidades bajas. Nuestro limitado sentido de la percepción limita a la vez nuestra intuición, de modo que para comprender los átomos utilizamos teorías matemáticas respaldadas por datos experimentales. En la ciencia resulta tan valiosa la intuición como la observación, de manera que muchos de los grandes descubrimientos científicos proceden a menudo de indicios altamente intuitivos. En la ciencia están permitidos tanto los destellos de intuición como incluso los sueños, porque se pueden comprobar experimentalmente y, por tanto, si se falsifican se pueden desechar.

Einstein recordaba que a la edad de 16 años se imaginaba a sí mismo persiguiendo un rayo de luz y sugería que este sueño podría haber desempeñado un papel en su posterior descubrimiento de la teoría de la relatividad especial. También utilizó los «experimentos mentales» (*Gedanken* en alemán) cuando desarrolló su teoría de la equivalencia entre masa y energía ($E = mc^2$) (Capítulo 24 de la página web que acompaña a este libro). Imaginó una caja en reposo flotando en las profundidades del espacio que contenía un fotón (una partícula de luz).

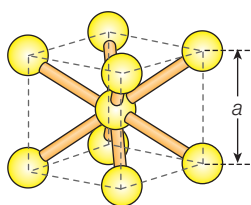
Desafortunadamente, los poderes de observación de los seres humanos están limitados por los cinco sentidos. Solo podemos oír un intervalo limitado de sonidos y el espectro visible representa una proporción relativamente pequeña del espectro electromagnético. Nuestros ojos poseen una resolución de 200 micrómetros y no podemos observar sucesos que transcurren separados por un periodo de tiempo inferior a 0,01 segundos. Así, nuestras propias limitaciones físicas pueden limitar a su vez nuestra intuición.

■ Determinación de la constante de Avogadro y del volumen molar a partir de medidas físicas

William Bragg utilizó en 1914 la cristalografía con rayos X para determinar la constante de Avogadro. La cristalografía con rayos X consiste en atravesar cristales muy puros con rayos X y analizar los patrones de dispersión obtenidos para determinar la disposición de las partículas en el cristal.



■ **Figura 1.32** Un mol de varias sustancias iónicas: sulfato de cobre(II) (azul), sulfato de níquel (verde), dicromato(VI) de potasio (naranja), cloruro de sodio (blanco) y óxido de cobre(I) (marrón)



■ **Figura 1.33** Malla de metal sodio

Aproximación general

- En primer lugar determinamos la separación de las partículas en el cristal.
- Si conocemos la distancia entre átomos (o iones) en el cristal, podemos determinar el volumen ocupado por un único átomo.
- Seguidamente podemos determinar el volumen de un único mol de la sustancia, al que denominamos volumen molar (Figura 1.32).
- Finalmente, el volumen de un único mol se divide entre el volumen de un único átomo para obtener la constante de Avogadro.

Ejemplo de cálculo

En la Figura 1.33 se representa una malla del metal sodio, que tiene una estructura cúbica de malla centrada. La malla es la disposición más simple de átomos que reproduce la misma estructura mediante repetición.

El átomo central está ubicado en el interior de la malla. Los ocho átomos de los vértices están compartidos por igual por ocho mallas, lo que significa que cada una de las mallas contiene de hecho un total de $(1 + 8 \times \frac{1}{8})$, es decir, dos átomos.

Los métodos de difracción de rayos X muestran que la arista de la malla de sodio (identificada como a en la Figura 1.33) es de $0,429 \text{ nm}$, o $0,429 \times 10^{-7} \text{ cm}$ ($1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$).

Por tanto, el volumen de la malla (es decir, de dos átomos)

$$\begin{aligned} &= (0,429 \times 10^{-7})^3 \text{ cm}^3 \\ &= 0,0790 \times 10^{-21} \text{ cm}^3 \end{aligned}$$

Así, el volumen ocupado por un único átomo de sodio es $0,0395 \times 10^{-21} \text{ cm}^3$. La masa atómica relativa del sodio es $22,99$ y la densidad del sodio es $0,97 \text{ g cm}^{-3}$.

Utilizando la ecuación $\text{volumen} = \frac{\text{masa}}{\text{densidad}}$, el volumen de un único mol de sodio viene dado por:

$$\text{volumen} = \frac{22,99 \text{ g}}{0,97 \text{ g cm}^{-3}} = 23,70 \text{ cm}^3$$

$$\begin{aligned} \text{La constante de Avogadro} &= \frac{\text{volumen de un mol de átomos}}{\text{volumen de un átomo}} \\ &= \frac{23,70 \text{ cm}^3}{0,0395 \times 10^{-21} \text{ cm}^3} \\ &= 6 \times 10^{23} \end{aligned}$$

14 Bajo la supervisión de tu profesor, llena un bol con agua y espolvorea la superficie con algún polvo fino, como el polvo de talco. Vierte una gotita de aceite puro sobre la superficie de agua: verás que se extenderá y se formará una superficie aproximadamente circular sin polvo. Suponemos que se trata de una monocapa, lo que significa que tiene un espesor de una única molécula y que se supone que las moléculas son cubos. Podemos medir el volumen de una gota de aceite contando cuántas gotas hacen falta para llenar un cilindro de micromedición. Si se conoce la densidad del aceite existe un método más fácil consistente en encontrar la masa de un determinado número de gotas. El área superficial de la película se puede calcular a partir de la medición de su diámetro. El espesor de la película viene dado por la expresión $\text{volumen (cm}^3) \div \text{área (cm}^2)$. El valor obtenido debería estar cerca de $1,4 \times 10^{-7} \text{ cm}$. Si conocemos la densidad y la masa molar del aceite puro podemos ampliar el cálculo para determinar la constante de Avogadro.

■ Fórmulas

Masa atómica relativa, masa fórmula relativa y masa molar

Resulta muy difícil determinar directamente las masas reales de los átomos individuales. Sin embargo, resulta relativamente simple comparar la masa de un átomo de un elemento químico con la masa de átomos de otros elementos. Las masas relativas de átomos se determinan mediante el uso de un espectrómetro de masas (Capítulo 2). El concepto de masas relativas de átomos se ilustra mediante la Figura 1.34.

La **masa atómica relativa** de un elemento es el número de veces que la masa media de átomos de ese elemento equivale a la doceava parte de la masa de un átomo de carbono-12. Se utiliza la masa media porque la mayoría de los elementos se presentan en forma de mezcla de isótopos cuyas masas varían ligeramente (Capítulo 2):

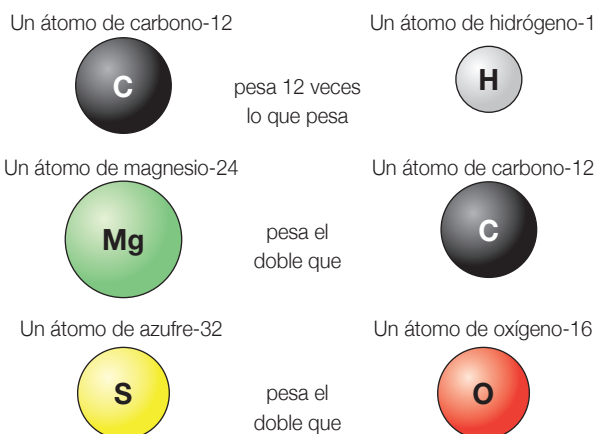
$$\text{masa atómica relativa} = 12 \times \frac{\text{masa media de un átomo del elemento}}{\text{masa de un átomo de carbono-12}}$$

Por ejemplo, la masa media de un átomo de hidrógeno procedente de una muestra grande de átomos de hidrógeno es 1,01. (Más del 99% de los átomos de hidrógeno tienen una masa exactamente igual a 1; menos del 1% tienen una masa exactamente igual a 2).

$$\text{masa atómica relativa del hidrógeno} = 12 \times \frac{1,01}{12} = 1,01$$

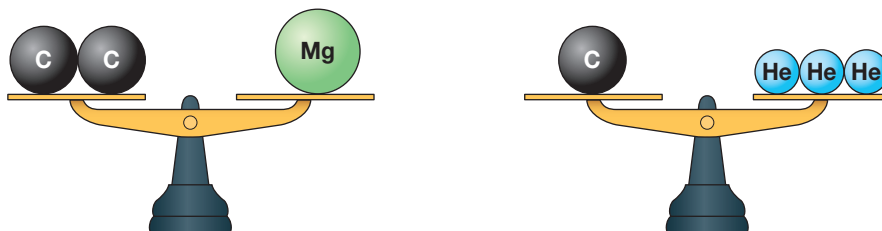
La masa atómica relativa expresa las masas de los átomos en forma de valores relativos utilizando la escala de la masa atómica del carbono-12. Las masas atómicas relativas (símbolo A_r) son simplemente números puros y no tienen unidades.

En la Figura 1.35 se ilustra el concepto de masa atómica relativa aplicado a algunos isótopos de elementos comunes. Los átomos de magnesio-24 son el doble de pesados que los de carbono-12. Por tanto, la masa atómica relativa de los átomos de magnesio-24 es 24. Tres átomos de helio-4 poseen la misma masa que un único átomo de carbono-12. Por tanto, la masa atómica relativa de los átomos de helio es 4.



■ **Figura 1.34** Comparación entre las masas de distintos átomos

■ **Figura 1.35** Diagramas ilustrativos del concepto de masa atómica relativa aplicados a los átomos de carbono, magnesio y helio



En la página 6 del Apéndice de datos de Química IB figura una lista de las masas atómicas relativas de todos los elementos químicos, aunque los datos correspondientes a los 20 primeros elementos figuran en la Tabla 1.8 de la página siguiente. Las masas atómicas relativas se expresan con dos cifras decimales.

■ **Tabla 1.8**

Datos atómicos correspondientes a los 20 primeros elementos químicos

Número atómico	Nombre	Símbolo	Masa atómica relativa
1	Hidrógeno	H	1,01
2	Helio	He	4,00
3	Litio	Li	6,94
4	Berilio	Be	9,01
5	Boro	B	10,81
6	Carbono	C	12,01
7	Nitrógeno	N	14,01
8	Oxígeno	O	16,00
9	Flúor	F	19,00
10	Neón	Ne	20,18
11	Sodio	Na	22,99
12	Magnesio	Mg	24,31
13	Aluminio	Al	26,98
14	Silicio	Si	28,09
15	Fósforo	P	30,97
16	Azufre	S	32,07
17	Cloro	Cl	35,45
18	Argón	Ar	39,95
19	Potasio	K	39,10
20	Calcio	Ca	40,08

15 Deduce cuántas veces más masa tiene un átomo de cloro comparado con uno de berilio (redondea hasta el entero más cercano).

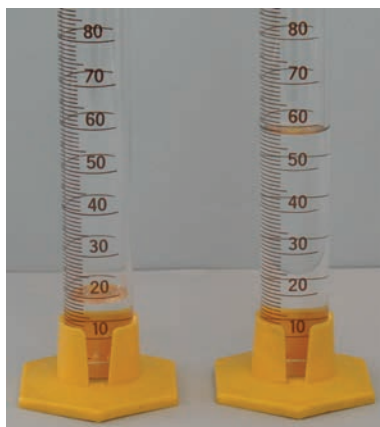
En el caso de los elementos, en especial los elementos gaseosos comunes, es importante diferenciar entre la masa atómica relativa y la masa molecular relativa. El oxígeno, por ejemplo, tiene una masa atómica relativa de 16,00 pero una masa molecular relativa de 32,00 porque se presenta en forma de moléculas diatómicas (O_2).

La **masa molecular relativa** es la suma de las masas atómicas relativas de todos los átomos que constituyen una molécula. Las masas moleculares relativas (símbolo M_r) son números puros y no tienen unidades.

$$\text{masa molecular relativa} = 12 \times \frac{\text{masa media de una molécula del elemento}}{\text{masa de un átomo de carbono-12}}$$

■ **Figura 1.36**

(derecha) Un mol de etanol (C_2H_5OH , masa molar = 46 g mol^{-1}) y (izquierda) un mol de agua (H_2O , masa molar = 18 g mol^{-1}) en probetas graduadas separadas. Un mol de distintos líquidos puede tener distinta masa y volumen.



La **masa fórmula relativa** es la suma de las masas atómicas relativas de todos los átomos (en forma de iones) de una unidad fórmula de un compuesto iónico. Las masas fórmula relativas son nuevamente números puros y no tienen unidades.

■ Masa molar

La **masa molar** (símbolo M) es la masa de un mol (Figura 1.36) de cualquier sustancia (átomos, moléculas, iones o unidades fórmula) definida de manera que al isótopo carbono-12 se le asigna un valor de 12 g mol^{-1} exactamente. Se trata de un concepto particularmente útil, ya que se puede aplicar a cualquier entidad química. Sus unidades son los gramos por mol (g mol^{-1}). Debemos distinguirla de la masa

atómica relativa/masa molecular/fórmula masa, que son cocientes y, por tanto, no tienen unidades, aunque ambas tienen el mismo valor numérico.

La siguiente ecuación describe la relación entre la cantidad de sustancia, su masa (en gramos) y su masa molar (g mol^{-1}):

$$\text{cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g mol}^{-1}\text{)}}$$

A partir de esta relación podemos deducir que la masa de un mol de cualquier sustancia es igual a su masa molar en gramos (Tabla 1.9).

■ **Tabla 1.9**

Algunos ejemplos de masas molares

Fórmula	Masa molar/g mol ⁻¹	Número de partículas	Tipo de partículas
H	1,01	6,02 × 10 ²³	Átomos
C	12,01	6,02 × 10 ²³	Átomos
CH ₄	16,05	6,02 × 10 ²³	Moléculas
H ₂ O	18,02	6,02 × 10 ²³	Moléculas
NaCl [Na ⁺ Cl ⁻]	58,85	2 × 6,02 × 10 ²³	Iones
CaCO ₃ [Ca ²⁺ CO ₃ ²⁻]	100,09	2 × 6,02 × 10 ²³	Iones



La masa molar de un átomo o ion es igual a su masa atómica relativa expresada en gramos por mol. La masa molar es la masa por cantidad de una sustancia y se trata de una unidad derivada del SI. La unidad fundamental de masa en el SI es el kilogramo y la unidad fundamental para la cantidad de una sustancia es el mol. Por tanto, la unidad derivada para la masa molar es el kg mol⁻¹. No obstante, tanto por razones prácticas como históricas, las masas molares se expresan casi siempre en gramos por mol, en particular en el ámbito químico.

Por ejemplo, la masa molar de los átomos de sodio es 22,99 g mol⁻¹ y la masa atómica relativa del sodio es 22,99. La masa molar de los iones de hierro(II), Fe²⁺, es 55,85 g mol⁻¹ y la masa atómica relativa del hierro es 55,85. La masa molar de los iones cloruro, Cl⁻, es 35,45 g mol⁻¹ y la masa atómica relativa del cloro es 35,45. La pérdida o ganancia de electrones no tiene efecto sobre los cálculos, ya que la masa de los electrones es despreciable y, por tanto, se ignora.

La masa molar de las moléculas o de las unidades fórmula se calcula mediante la suma de las masas atómicas relativas de los elementos de las moléculas.

Por ejemplo, la masa molar de las moléculas de ácido sulfúrico, H₂SO₄, es 98,08 g mol⁻¹. Este valor se obtiene a partir de: 2 átomos de hidrógeno, cada uno con una masa de 1,01 = 2,02 g mol⁻¹, 1 átomo de azufre de masa 32,06 = 32,06 g mol⁻¹ y 4 átomos de oxígeno de masa 16,00 = 64 g mol⁻¹.

La masa molar del nitrato de plomo(II), Pb(NO₃)₂ es 331,21 g mol⁻¹. Esta fórmula masa tiene dos grupos nitrato. La unidad fórmula contiene 1 átomo de plomo de masa 207,19 g mol⁻¹, 2 átomos de nitrógeno de masa 14,01 = 28,02 g mol⁻¹ y 6 átomos de oxígeno de masa 16,00 = 96,00 g mol⁻¹.

16 Deduce la masa molar del carbonato de magnesio, MgCO₃.

17 Deduce la masa molecular relativa del dióxido de carbono, CO₂.

18 Deduce la masa fórmula relativa de los cristales de sulfato de hierro (II) hidratado, FeSO₄·7H₂O.

Naturaleza de la ciencia

Conceptos – el concepto de mol desarrollado a partir de ideas anteriores relacionadas

La tabla de los elementos elaborada por John Dalton que se muestra en la Figura 1.37 incluye «masas equivalentes» o masas equivalente-gramo. Se trata de la masa de un equivalente, es decir, la masa de una determinada sustancia que reacciona con un gramo de hidrógeno. Las masas equivalentes constituyeron una práctica generalización de la ley de las proporciones definidas.

Uno de los principales problemas era la reacción del hidrógeno con el oxígeno para producir agua: 1 gramo de hidrógeno reacciona con 8 gramos de oxígeno para formar 9 gramos de agua, de manera que la masa equivalente de oxígeno se definió como de 8 gramos; 35,5 gramos de cloro reaccionan con 1 gramo de hidrógeno, por tanto la masa equivalente de cloro se definió como de 35,5 gramos.

Sin embargo, la expresión de la reacción en términos de volúmenes de gas (siguiendo la ley de Gay Lussac): dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para producir dos volúmenes de agua, sugería que la masa equivalente debería ser igual a 16. Ni Dalton ni Gay Lussac se dieron cuenta de que sus leyes de combinación de masas y de combinación de volúmenes, respectivamente, se podían reconciliar.

Los trabajos de Cannizzaro (1826-1910) contribuyeron a resolver este problema y muchos otros similares. En la conferencia celebrada en Karlsruhe en 1860, Cannizzaro difundió la obra de Avogadro y su idea de que muchos gases, como el oxígeno y el hidrógeno, eran moléculas diatómicas. A partir de entonces se aceptó el valor 16 para la masa equivalente de oxígeno. Los conceptos de masa atómica relativa y mol están relacionados con el concepto de masa equivalente.

■ **Figura 1.37**

Símbolos de Dalton para los elementos químicos. Cabe destacar que algunos de sus «elementos» son en realidad compuestos, por ejemplo, magnesia es óxido de magnesio.

ELEMENTS					
Symbol	Name	wt	wt		
⊙	Hydrogen	1	⊙	Strontian	46
⊖	Azote	5	⊕	Barytes	68
●	Carbon	5,4	⊖	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

■ El sistema SI (Système International d'Unités)



El sistema internacional de unidades (en francés *le Système International d'Unités*, abreviado como SI) fue establecido en la 11ª Conferencia General de Pesos y Medidas (CGPM). La CGPM es una organización intergubernamental creada a partir de un tratado diplomático conocido como Convención del Metro que se firmó en París en 1875. Se determinó que el sistema métrico era el más adecuado, ya que estaba basado en el sistema decimal. Las unidades fundamentales del sistema métrico son: el gramo para la masa, el metro para la longitud y el litro para el volumen de fluidos.

En 1960, el Comité Internacional de Pesos y Medidas recomendó el uso de un sistema internacional de unidades, abreviado como unidades SI. Las unidades SI son, en gran parte, una modificación del sistema métrico. En la Tabla 1.10 figuran las siete unidades del SI.

■ **Tabla 1.10**
El sistema internacional de unidades (SI)

Magnitud física	Abreviatura	Nombre de la unidad	Símbolo	Detalles
Longitud	<i>l</i>	metro	m	El metro es la longitud de la trayectoria recorrida por la luz en el vacío durante un intervalo de tiempo de 1/299 792 458 de un segundo. También se define como la longitud equivalente a 650763,73 longitudes de onda de una determinada luz anaranjada-rojiza emitida por una lámpara que contiene gas criptón-86
Masa	<i>m</i>	kilogramo	kg	El kilogramo es la unidad de masa y es igual a la masa del prototipo internacional de kilogramo, un determinado cilindro de platino iridiado que se conserva en la Agencia Internacional de Pesos y Medidas, cerca de París
Tiempo	<i>t</i>	segundo	s	El segundo es la duración de 9 192 631 770 periodos de radiación correspondiente a la transición entre los dos niveles hiperfinos del estado fundamental del átomo de cesio-33
Intensidad de corriente eléctrica	<i>I</i>	amperio	A	El amperio se define como la intensidad de corriente constante que cuando se mantiene en dos hilos conductores rectos y paralelos separados un metro en el vacío produce una fuerza entre los hilos igual a 2×10^{-7} newtons
Temperatura termodinámica	<i>T</i>	kelvin	K	La unidad kelvin para la temperatura termodinámica es la fracción 1/273,16 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua, es decir, la temperatura a la que coexisten el agua líquida, el hielo y el vapor de agua
Intensidad luminosa	<i>I_v</i>	candela	cd	La candela es la intensidad luminosa que emite una radiación monocromática de frecuencia 540×10^{12} hercios en una determinada dirección cuya intensidad radiante en esa dirección es de 1/683 vatios por estereorradián
Cantidad de sustancia	<i>n</i>	mol	mol	El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos contenidos en 0,012 kilogramos de carbono-12; su símbolo es el mol. Cuando se utilizan los moles se deben especificar las entidades elementales, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas o grupos específicos de dichas partículas



■ **Figura 1.38**
El kilogramo patrón internacional, en el BIPM

El patrón de masa se ha definido como la masa de un cilindro de platino iridiado (Figura 1.38) que se almacena en un recipiente hermético en la Agencia Internacional de Pesos y Medidas (BIPM, por sus siglas en francés) ubicada en Sèvres, Francia. Para este patrón se escogió una aleación de platino e iridio porque es altamente resistente a los ataques químicos y su masa permanece invariable durante mucho tiempo. Los científicos están buscando un nuevo patrón de masa mediante la determinación exacta de la constante de Avogadro.

■ Cálculo de cantidades

La ecuación que relaciona la cantidad de una sustancia en moles, la masa y la masa molar se puede utilizar para calcular cualquiera de las tres magnitudes conociendo las otras dos:

$$\text{cantidad de sustancia (mol)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{masa molar (g mol}^{-1}\text{)}}$$

Determinación de la cantidad a partir de la masa y de la masa molar

Para determinar la cantidad de sustancia (en moles), la ecuación se utiliza en la forma expresada anteriormente.

19 Calcula la cantidad aproximada de moléculas de agua presentes en 54 g de agua, H_2O .

20 Calcula la cantidad aproximada de calcio presente en 0,500 kg de calcio.

21 Calcula la cantidad aproximada de agua presente en una gota de masa 180 mg.

22 Calcula la masa aproximada de 0,40 mol de carbonato de calcio, CaCO_3 .

23 0,00200 mol de una sustancia pesan 1,00 g. Calcula la masa molar de la sustancia.

Determinación de la masa a partir de la cantidad y de la masa molar

Para determinar la masa a partir de las otras dos magnitudes, la ecuación se reagrupa del modo siguiente:

$$\text{masa (g)} = \text{masa molar (g mol}^{-1}\text{)} \times \text{cantidad (mol)}$$

Determinación de la masa molar a partir de la masa y de la cantidad

Para determinar la masa molar a partir de las otras dos cantidades se utiliza la forma siguiente:

$$\text{masa molar (g mol}^{-1}\text{)} = \frac{\text{masa (g)}}{\text{cantidad (mol)}}$$

Cálculo de la masa de un solo átomo o de una sola molécula

Si se conoce la masa de un número determinado de átomos o moléculas, se puede calcular la masa de un solo átomo o una sola molécula.

Ejemplo resuelto

Calcula la masa de un único átomo de carbono.

$$\text{Masa de un único átomo de carbono} = \frac{12 \text{ g mol}^{-1}}{6 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}} = 2 \times 10^{-23} \text{ g}$$

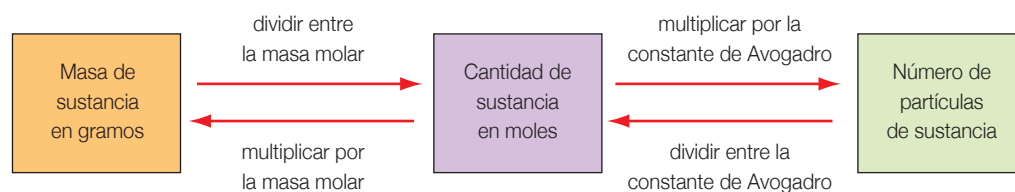
24 Calcula la masa (en kg) de una única molécula de dióxido de carbono, CO_2 . Utiliza los valores IB para la constante de Avogadro y las masas atómicas relativas.

Cálculo del número de átomos de un elemento específico en una masa dada de un compuesto molecular

También se puede calcular el número total de átomos y el número de átomos de un elemento químico específico en una masa dada de un compuesto molecular.

En la Figura 1.39 se resumen las interconversiones entre la masa (en g), la cantidad (en moles) y el número de partículas utilizando la masa molar y la constante de Avogadro.

■ **Figura 1.39**
Resumen de las interconversiones entre cantidad, masa y número de partículas



25 Calcula el número aproximado de átomos de carbono, átomos de hidrógeno y átomos totales contenidos en 22 g de propano, C_3H_8 .

■ Fórmula molecular y fórmula empírica

El concepto de mol se puede utilizar para calcular la fórmula de una sustancia a partir de resultados experimentales. La fórmula obtenida es la más simple posible (con números enteros) para ese compuesto. Se denomina **fórmula empírica** de la sustancia y se puede aplicar tanto a compuestos iónicos como a compuestos covalentes.

Ejemplo resuelto

Utiliza el resultado experimental de que 32 g de azufre reaccionan con 32 g de oxígeno para calcular la fórmula empírica de este óxido de azufre.

	<i>Azufre</i>	<i>Oxígeno</i>
Masas que se combinan (determinadas a partir del experimento)	32 g	32 g
Cantidad de átomos	$\frac{32 \text{ g}}{32 \text{ g mol}^{-1}}$	$\frac{32 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}}$
Proporción de moles	1	2
La fórmula empírica es, por tanto, SO_2 .		

26 Calcula la fórmula empírica de un compuesto cuyos porcentajes de composición en masa son los siguientes: 39,13% de carbono, 52,17% de oxígeno y 8,700% de hidrógeno.

La **fórmula molecular** representa el verdadero número de átomos en una molécula de una sustancia covalente simple. La fórmula empírica y la fórmula molecular de una molécula pueden ser idénticas o distintas. La fórmula empírica se puede determinar dividiendo los coeficientes de la fórmula molecular entre el factor común más alto.

Por ejemplo, tanto la fórmula empírica como la fórmula molecular del agua es H_2O ; la fórmula molecular del peróxido de hidrógeno es H_2O_2 , pero su fórmula empírica es HO. La fórmula molecular del benceno es C_6H_6 y su fórmula empírica es CH.

Dado que los compuestos iónicos se presentan como estructuras iónicas gigantes (Capítulo 4), el concepto de molécula *no* se puede aplicar en este caso. Por tanto, la fórmula de un compuesto iónico es una fórmula empírica que representa los iones presentes en su proporción más simple.

**Determinación experimental de la fórmula empírica**

La fórmula empírica también se puede determinar a partir de los datos de la composición del compuesto, que se obtienen experimentalmente. Con frecuencia, la composición se expresa en porcentajes y no en masas. El método de trabajo es exactamente el mismo, porque cuando empleamos porcentajes estamos considerando la masa de cada elemento en 100 g de compuesto.

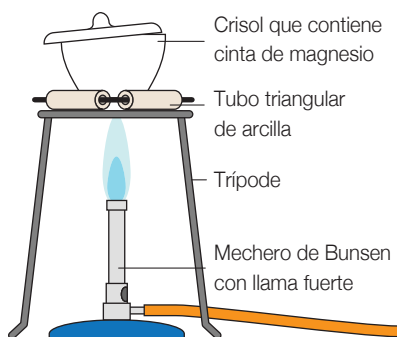
Ejemplo resuelto

Determina la fórmula empírica de un compuesto cuyos porcentajes de composición en cuanto a masa son 85,7% de carbono y 14,3% de oxígeno.

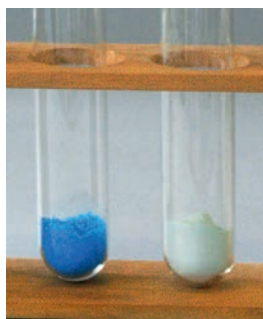
Estas cifras de porcentaje se aplican a cualquier cantidad escogida de sustancia. Si escogemos 100 gramos los porcentajes se convierten de manera simple en masas.

	<i>Carbono</i>	<i>Hidrógeno</i>
Porcentajes en masa	85,7%	14,3%
Combinación de masas en 100 g	85,7 g	14,3 g
Cantidad de átomos	$\frac{85,7 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}}$	$\frac{14,3 \text{ g}}{1 \text{ g mol}^{-1}}$
Proporción de moles de átomos	7,14	14,3
Proporción de moles de átomos	1	2
Por tanto la fórmula empírica es CH_2 .		

Figura 1.40
Aparato para determinar la fórmula empírica del óxido de magnesio (mediante análisis gravimétrico)



Las fórmulas empíricas se pueden determinar a menudo directamente, por ejemplo mediante la transformación química de una muestra de masa conocida de un determinado elemento en el compuesto escogido y la posterior medida de la masa del compuesto para determinar la masa del segundo elemento que se ha combinado químicamente con el primero (Figura 1.40). Otro método alternativo consiste en descomponer una muestra de masa conocida de un compuesto que contiene únicamente dos elementos, de manera que quede solo uno, medir la masa del elemento restante y después calcular la masa del elemento que se combinó originalmente. La variación de masa se puede monitorizar y medir mediante un registrador de datos.



■ **Figura 1.41**
Cristales de sulfato de cobre(II) hidratado (de color azul) y cristales de sulfato de cobre(II) anhidro (casi incoloros)

27 Cuando se reducen 44,6 gramos de un óxido de plomo con hidrógeno (para formar agua) se producen 41,4 gramos de plomo. Deduce la fórmula empírica del óxido de plomo.

Las pruebas científicas deben ser empíricas, lo que significa que dependen de los datos (sin procesar) observables por los sentidos. En ciencia, «empírico» es sinónimo de «experimental». Así, el término «fórmula empírica» hace referencia a una fórmula que se deriva de los resultados experimentales, que a menudo comportan la medida de masas. Esta aproximación se denomina **análisis gravimétrico**.

Se puede emplear una aproximación similar para determinar la fórmula empírica de una **sal hidratada** (Figura 1.41), cuya **agua de cristalización** se puede separar sin que la **sal anhidra** experimente una descomposición. Para el cálculo, tratamos el agua y la sal anhidra como unidades fórmula y las dividimos por sus masas molares.

Ejemplo resuelto

Cuando se calientan a masa constante 12,3 gramos de sulfato de magnesio hidratado, $\text{MgSO}_4 \cdot x\text{H}_2\text{O}$, dan lugar a 6,0 gramos de sulfato de magnesio anhidro, MgSO_4 . Deduce el valor de x .

Masa de agua expulsada = $12,3 \text{ g} - 6,0 \text{ g} = 6,3 \text{ g}$

	MgSO_4	H_2O
Masas que se combinan	6,0 g	6,3 g
Cantidad de átomos	$\frac{6 \text{ g}}{120 \text{ g mol}^{-1}}$	$\frac{6,3 \text{ g}}{18 \text{ g mol}^{-1}}$
Proporción de moles	0,05	: 0,35
División entre el número menor	= 1	: = 7

La fórmula empírica es, por tanto, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

La composición en porcentaje de un hidrocarburo se determina por lo general mediante la combustión de una masa conocida del compuesto puro en exceso de aire u oxígeno para determinar posteriormente tanto la masa del dióxido de carbono (formado a partir del carbono del compuesto) como la masa del agua (formada a partir del hidrógeno).

Ejemplo resuelto

En la combustión completa de 5,6 gramos de un hidrocarburo puro se forman 17,6 gramos de dióxido de carbono y 7,20 gramos de agua. Determina su fórmula empírica.

$$\text{Cantidad de dióxido de carbono} = \frac{17,6 \text{ g}}{44,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,400 \text{ mol}$$

Por tanto, la cantidad de átomos de carbono es de 0,400 mol, dado que cada molécula de dióxido de carbono contiene un único átomo de carbono.

$$\text{Cantidad de agua} = \frac{7,20 \text{ g}}{18,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,400 \text{ mol}$$

Por tanto, la cantidad de átomos de hidrógeno es 0,800 mol, dado que cada molécula de agua contiene dos átomos de hidrógeno.

La proporción entre los átomos de carbono y de hidrógeno es 0,400:0,800, es decir, 1:2. En consecuencia, la fórmula empírica es CH_2 .

28 La combustión de 0,50 g de un compuesto orgánico que contiene carbono, hidrógeno y oxígeno da lugar a 0,6875 g de dióxido de carbono y 0,5625 g de agua. Determina la fórmula empírica del compuesto.

Determinación de la identidad de un elemento de una fórmula empírica a partir de los datos de los porcentajes de masa

Ejemplo resuelto

Determina la identidad del elemento X de un compuesto XCO_3 cuyos porcentajes de masa son un 40% de X y un 12% de carbono.

En una muestra de 100 g de XCO_3 hay 40 g del elemento X, 12 g de átomos de carbono y 48 g de oxígeno (100 g – 40 g – 12 g).

$$\text{Cantidad de átomos de carbono} = \frac{12 \text{ g}}{12 \text{ g mol}^{-1}} = 1 \text{ mol}$$

$$\text{Cantidad de átomos de oxígeno} = \frac{48 \text{ g}}{16 \text{ g mol}^{-1}} = 3 \text{ mol}$$

Dado que la fórmula empírica es XCO_3 , las cantidades de los tres elementos se deben encontrar en una proporción 1 : 1 : 3. Por tanto, 40 g del elemento X contienen un único mol de dicho elemento y por tanto este elemento es el calcio, ya que su masa molar es de 40 g mol^{-1} .

Determinación del número de átomos de un elemento de una molécula dada su masa molar y el porcentaje de masa del elemento

Ejemplo resuelto

La masa molar de una proteína que contiene hierro es $136\,000 \text{ g mol}^{-1}$ y el 0,33% de la masa es hierro. Calcula el número de átomos de hierro presentes en una molécula de la proteína.

La masa molar combinada de todos los átomos de hierro = $0,0033 \times 136\,000 = 448,8 \text{ g mol}^{-1}$

$$\frac{448 \text{ g mol}^{-1}}{56 \text{ g mol}^{-1}} = 8 \text{ (hasta 1 cifra significativa)}$$

Hay ocho átomos de hierro en cada molécula de la proteína.

29 Calcula la composición en porcentaje en masa del metano, CH_4 ($M = 16 \text{ g mol}^{-1}$).

30 Calcula la composición en porcentaje en masa del sulfato de sodio hidratado $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ($M = 322 \text{ g mol}^{-1}$).

Determinación de los porcentajes de masa de un elemento de un compuesto de fórmula conocida

La composición en porcentajes de masa de un compuesto determinada experimentalmente se utiliza para calcular su fórmula empírica. También se puede aplicar el proceso inverso para calcular los porcentajes de masa de un elemento concreto de un compuesto de fórmula conocida.

El método se puede dividir en tres pasos:

- 1 Determinar la masa molar del compuesto a partir de su fórmula.
- 2 Anotar la fracción de masa de cada elemento (o agua de cristalización) y convertirla en porcentaje.
- 3 Comprobar que la suma de los porcentajes es igual a 100.

Determinación de la fórmula molecular

Como la fórmula molecular es un múltiplo de la fórmula empírica, se cumple la siguiente relación:

fórmula molecular = fórmula empírica $\times n$, donde n es un número entero pequeño

Como consecuencia, para calcular la fórmula molecular de un compuesto es necesario conocer su masa molar. Las masas molares se pueden determinar mediante diversas mediciones físicas, entre las que se encuentran las valoraciones por retroceso (para ácidos y bases débiles) y la pesada de gases. Con frecuencia se emplea la espectrometría de masas para determinar las masas molares de sustancias moleculares (Capítulo 2). También se comercializan instrumentos automáticos que determinan las fórmulas empíricas y moleculares de compuestos orgánicos.

31 Los porcentajes en masa de un compuesto son: un 73,47% de carbono, un 10,20% de hidrógeno y un 16,33% de oxígeno. La masa molar del compuesto es 196 g mol^{-1} . Calcula la fórmula molecular.

■ Estequiometría en la electrolisis

Las semiecuaciones ajustadas (con igual número de electrones) se pueden utilizar para establecer la relación molar de los productos de una electrolisis. Las semiecuaciones se utilizan para describir las reacciones redox, que comportan la transferencia de electrones (Capítulo 9).

Por ejemplo, si realizamos la electrolisis de cloruro de sodio fundido, la relación molar de los átomos de sodio respecto a las moléculas de cloro es 2 : 1.

2 moles de iones de sodio aceptan 2 moles de electrones para formar 2 moles de átomos de sodio:



2 moles de iones cloruro liberan 2 moles de electrones para formar 1 mol de moléculas de cloruro:

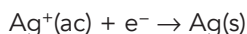


Un mol de electrones recibe el nombre de un Faraday. 1 Faraday o 1 mol de electrones transporta una carga de 96 500 culombios (C). Se ha determinado experimentalmente que la cantidad de carga que transporta un único electrón es $1,60 \times 10^{-19}$ C.

Si podemos determinar cuántas de estas cargas se necesitan para conformar el número de culombios de 1 Faraday, sabremos cuántos electrones hay en un mol de electrones, es decir, la constante de Avogadro.

$$\frac{96\,500\text{C mol}^{-1}}{1,60 \times 10^{-19}\text{C}} = 6 \times 10^{23}\text{mol}^{-1}$$

La constante de Avogadro se puede obtener experimentalmente mediante un experimento de electroforesis. Consideremos la electrolisis del nitrato de plata mediante electrodos de plata. La reacción que tiene lugar en el cátodo (electrodo negativo) es:



Mediante un experimento se demostró que la electrolisis de una disolución de nitrato de plata, $\text{AgNO}_3(\text{ac})$, utilizando una intensidad de corriente de 0,100 amperios durante 30 minutos dio lugar a que el cátodo ganara una masa de 0,201 g.

La cantidad de carga viene dada por el producto del tiempo (en segundos) por la intensidad de la corriente en amperios, por tanto:

$$\text{cantidad de carga (C)} = (30 \times 60)\text{s} \times 0,100\text{A} = 180\text{C}$$

La semiecuación indica que a partir de 1 mol de iones de plata se forma 1 mol de átomos de plata.

$$\text{Cantidad de átomos de plata} = \frac{0,201\text{g}}{107,87\text{g mol}^{-1}} = 0,00186\text{mol}$$

Por tanto, había 0,00186 moles de electrones en los 180 culombios que atravesaron el circuito.

El número de culombios de carga se puede calcular a partir de $180\text{C}/0,00186\text{mol} = 96\,774\text{C mol}^{-1}$. Este valor se encuentra cercano al valor proporcionado por la literatura de $96\,500\text{C mol}^{-1}$.

La constante de Avogadro se puede calcular a partir de la división de la carga del electrón entre el valor determinado experimentalmente para la constante de Faraday:

$$\frac{96\,500\text{C mol}^{-1}}{1,60 \times 10^{-19}\text{C}} = 6,025 \times 10^{23}\text{mol}^{-1}$$

1.3 Masas y volúmenes de reacción

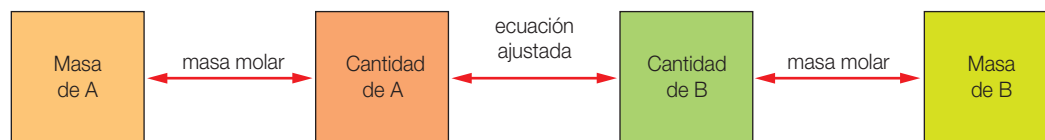
Los coeficientes molares de las ecuaciones químicas se pueden utilizar para calcular las proporciones de reacción en masa y en volumen del gas

■ Cálculo de rendimientos teóricos

Casi todos los problemas estequiométricos se pueden resolver en cuatro pasos simples (Figura 1.42).

- 1 Ajustar la ecuación, en caso necesario.
- 2 Convertir las unidades de masa (o volumen) de un determinado reactivo a una cantidad (en moles).
- 3 Calcular la cantidad de producto utilizando la relación molar a partir de los coeficientes de la ecuación.
- 4 Convertir la cantidad de producto a las unidades convenientes de masa (o volumen).

■ **Figura 1.42**
Resumen gráfico de la interconversión de las relaciones de masa en una reacción química



Determinación de la masa de un producto (a partir de una única reacción)

Ejemplo resuelto

Calcula la masa de óxido de calcio que se podría obtener calentando 2,5 gramos de carbonato de calcio, CaCO_3 . (Supón que el carbonato de calcio es puro y que se produce una descomposición completa).

Paso 1 – Ecuación ajustada: $\text{CaCO}_3(\text{s}) \rightarrow \text{CaO}(\text{s}) + \text{CO}_2(\text{g})$

Paso 2 – Conversión a moles: Cantidad de carbonato de calcio = $\frac{2,5 \text{ g}}{100 \text{ g mol}^{-1}} = 0,025 \text{ mol}$

Paso 3 – Uso de la relación molar: Los coeficientes de la ecuación indican que se descompone un mol de carbonato cálcico, CaCO_3 , para dar lugar a un mol de dióxido de carbono, CO_2 , y un mol de óxido de calcio, CaO .

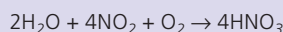
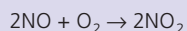
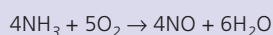
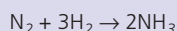
En consecuencia, se descomponen 0,025 mol de carbonato de calcio, CaCO_3 , para dar lugar a 0,025 mol de dióxido de carbono, CO_2 , y 0,025 mol de óxido de calcio, CaO .

Paso 4 – Convertir a masa o volumen: Masa de óxido de calcio = $0,025 \text{ mol} \times 56 \text{ g mol}^{-1} = 1,4 \text{ g}$

Determinación de la masa de un producto (a partir de reacciones consecutivas), donde el producto de una reacción es a su vez el reactivo de la reacción siguiente

Ejemplo resuelto

Calcula la masa de ácido nítrico que se puede producir a partir de 56 gramos de gas nitrógeno



Los coeficientes de las ecuaciones indican que: 1 mol de N_2 produce 2 mol de NH_3 ; 4 mol de NH_3 producen 4 mol de NO ; 2 mol de NO producen 2 mol de NO_2 ; y, finalmente, 4 mol de NO_2 producen 4 mol de HNO_3 . Así, en total, 1 mol de N_2 produce 2 mol de HNO_3 .

Cantidad de nitrógeno, $\text{N}_2 = \frac{56 \text{ g}}{28 \text{ g mol}^{-1}} = 2 \text{ mol}$

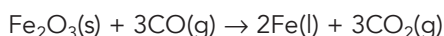
Cantidad de ácido nítrico producido = $2 \times 2 \text{ mol} = 4 \text{ mol}$

Por tanto, la masa de ácido nítrico producida = $4 \text{ mol} \times 63 \text{ g mol}^{-1} = 252 \text{ g}$

Aplicación: Cálculos estequiométricos en la industria

Los cálculos estequiométricos son fundamentales para los procesos químicos que tienen lugar en una amplia gama de industrias, entre las que se encuentran las industrias alimentarias, las farmacéuticas y las de producción de manufacturas.

Por ejemplo, los altos hornos están relacionados con la producción de hierro a partir del óxido de hierro(III) según la siguiente ecuación:



La masa aproximada de hierro que se puede obtener a partir de 10 toneladas de óxido de hierro(III) se puede calcular usando los principios de la estequiometría.

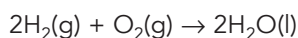
Cantidad de $\text{Fe}_2\text{O}_3 = \frac{1 \times 10^7 \text{ g}}{160 \text{ g}} = 62500 \text{ mol}$

y como consecuencia la masa aproximada de hierro es

$2 \times 62500 \text{ mol} \times 56 \text{ g mol}^{-1} = 7000000 \text{ g} = 7,0 \text{ toneladas}$

■ Reactivo limitante y reactivo en exceso

Es muy frecuente que durante las reacciones químicas uno de los reactivos esté presente en exceso, lo que significa que cuando la reacción finaliza sobra parte del reactivo. Por ejemplo, consideremos la reacción entre el hidrógeno y el oxígeno para formar agua:

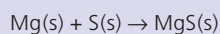


Supongamos una reacción en la que se dispone de dos moles de hidrógeno y dos moles de oxígeno. Los coeficientes de la ecuación indican que solo se necesita un mol de oxígeno para reaccionar con dos moles de hidrógeno. Como consecuencia, sobrará un mol de oxígeno cuando la reacción haya finalizado.

La cantidad de agua obtenida viene dada por la cantidad de reactivo que se ha consumido completamente durante la reacción. Esta cantidad de reactivo se denomina **reactivo limitante** y la cantidad de reactivo que no se ha consumido por completo se denomina reactivo en **exceso**.

Ejemplo resuelto

Calcula la masa de sulfuro de magnesio que se puede obtener a partir de la reacción entre 4,8 gramos de magnesio y 4,8 gramos de azufre. Identifica el reactivo limitante y calcula la masa del elemento presente en exceso que no ha reaccionado.



$$\text{Cantidad de átomos de magnesio} = \frac{4,8}{24} = 0,20 \text{ mol}$$

$$\text{Cantidad de átomos de azufre} = \frac{4,8}{32} = 0,15 \text{ mol}$$

Los coeficientes de la ecuación indican que un mol de átomos de magnesio reacciona con un mol de átomos de azufre para formar un mol de sulfuro de magnesio. Las cantidades indican que el azufre es el reactivo limitante y que el magnesio está presente en exceso.

$$\text{Masa de sulfuro de magnesio formada} = 0,15 \text{ mol} \times 56 \text{ g mol}^{-1} = 8,4 \text{ g}$$

$$\text{Cantidad de magnesio que no ha reaccionado} = 0,20 \text{ mol} - 0,15 \text{ mol} = 0,05 \text{ mol}$$

$$\text{Masa de magnesio que no ha reaccionado} = 0,050 \text{ mol} \times 24 \text{ g mol}^{-1} = 1,2 \text{ g}$$

Enlace con la teoría del conocimiento

La asignación de números a las masas de los elementos químicos ha permitido que la química se desarrolle hasta convertirse en una ciencia física. ¿Por qué son tan efectivas las matemáticas a la hora de describir la naturaleza?

La asignación de valores a las masas relativas de los átomos de los elementos químicos permitió el desarrollo de la química hasta convertirse en una ciencia física. A su vez, el concepto de masa atómica relativa y la ley de conservación de la masa hicieron posible el desarrollo de la química cuantitativa (estequiometría). Aristóteles escribió: «Las matemáticas son el estudio de las cantidades» y Descartes escribió: «Las matemáticas son la ciencia del orden y de la medida». Los misterios filosóficos y científicos más profundos son a menudo los que damos por hechos. Es muy posible que nunca hayamos reflexionado sobre el hecho de que los químicos utilicen las matemáticas para describir y explicar el mundo físico. Los conceptos matemáticos, como las ecuaciones diferenciales y los logaritmos, que fueron desarrollados por motivos puramente abstractos, resultaron explicar los fenómenos químicos reales. Su utilidad, como escribió en una ocasión el físico Eugene Wigner, «es un maravilloso regalo que ni comprendemos ni nos merecemos». ¿Son las matemáticas una «invención» (una creación de la mente humana) o un «descubrimiento» (algo que existe con independencia del pensamiento humano) o ambas cosas? Lo que está fuera de duda es el asombroso poder, exactitud y concisión de las matemáticas. Por ejemplo, las cuatro ecuaciones del electromagnetismo formuladas por Maxwell resumían por completo el ámbito del electromagnetismo en los años 1860; e incluso predijeron la existencia de ondas de radio dos décadas antes de que el físico alemán Hertz las descubriera. En la actualidad las ondas de radio se utilizan ampliamente en los equipos hospitalarios de obtención de imágenes por resonancia magnética (IRM) y en los teléfonos móviles.

■ Rendimiento experimental y en porcentaje

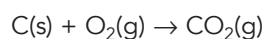
El **rendimiento teórico** es la cantidad de producto que se calcula que se formará cuando todo el reactivo limitante haya reaccionado. El **rendimiento experimental** es la masa, el volumen o la cantidad de producto que se ha formado realmente en una reacción química.

El rendimiento experimental es siempre menor que el teórico por una o más de estas razones:

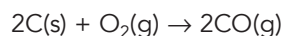
- las reacciones secundarias o competitivas
- la reacción es reversible y alcanza el equilibrio (Capítulo 7)
- las pérdidas de reactivo o producto por motivos mecánicos o físicos – son las pequeñas cantidades de producto que se pierden porque se quedan pegadas al recipiente de cristal o al papel de filtro cuando se transfieren en el laboratorio
- las impurezas presentes en los reactivos.

Reacciones competitivas

Bajo determinadas circunstancias, dos sustancias químicas similares pueden reaccionar para dar lugar a distintos productos. Por ejemplo, cuando se quema carbono en presencia de un suministro abundante de oxígeno, reacciona para producir dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, tal como cabría esperar en presencia de dicho suministro abundante de oxígeno (aire), según la reacción química siguiente:



Sin embargo, también se producen hasta cierto punto pequeñas cantidades de monóxido de carbono, $\text{CO}(\text{g})$, incluso cuando el carbono se quema con un exceso de oxígeno disponible:



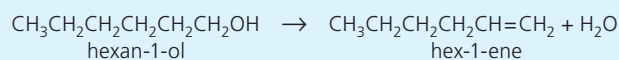
Se trata de un ejemplo de reacción competitiva. Como parte del carbono reacciona para formar monóxido de carbono en la reacción competitiva, el rendimiento experimental de dióxido de carbono es siempre menor de lo esperado teóricamente.

El **rendimiento en porcentaje** se puede calcular a partir de la siguiente expresión:

$$\text{rendimiento en porcentaje} = \frac{\text{rendimiento experimental}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

Los rendimientos en porcentaje cobran especial importancia en la química orgánica (Capítulo 10) porque se produce un número significativo de reacciones secundarias y muchas de las reacciones orgánicas son reversibles.

32 En un experimento para producir una muestra de hex-1-eno, se calientan 20,4 gramos de hexan-1-ol en presencia de un exceso de ácido fosfórico(V). El ácido fosfórico(V) actúa como agente deshidratante, separando el agua del alcohol para formar hex-1-eno.



Tras la purificación del hex-1-eno se obtienen 10,08 gramos de este producto. Calcula el porcentaje de rendimiento.

Aplicación del porcentaje de rendimiento: Supervisión de la eficiencia de los procesos industriales

La obtención de porcentajes de rendimiento elevados es muy importante en el ámbito industrial porque en las reacciones químicas a menudo se forman productos secundarios además del producto primario que se desea obtener. En la mayoría de reacciones, no todos los reactivos acaban reaccionando. Lo que suele sobrar al final de una reacción es una mezcla de producto e impurezas (productos secundarios y reactivos iniciales). La obtención de porcentajes de rendimiento elevados es especialmente importante en industrias que dependen de la síntesis orgánica, como la industria farmacéutica. Para sintetizar una molécula de fármaco pueden ser necesarios diez pasos y si a cada uno le corresponde un porcentaje de rendimiento del 90%, el porcentaje de rendimiento global es de tan solo el 35%:

$$0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 \times 0,9 = 0,35$$

En reacciones como las del proceso de Haber se pueden reciclar los reactivos (nitrógeno e hidrógeno), en cuyo caso la obtención de porcentajes de rendimiento elevados deja de ser una preocupación.

■ Porcentaje de pureza

El porcentaje de pureza es el porcentaje de un determinado compuesto o elemento en una mezcla impura y se suele determinar mediante una **valoración** o una **valoración por retroceso**.

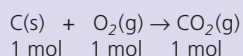
El porcentaje de pureza de una muestra de una sustancia química se calcula con esta relación:

$$\text{porcentaje de pureza} = \frac{\text{masa de sustancia pura en una muestra}}{\text{masa de la muestra}} \times 100$$

Ejemplo resuelto

Cuando se queman 12 gramos de carbono impuro en exceso de oxígeno se obtienen 33 gramos de dióxido de carbono. Calcula el porcentaje de pureza del carbono.

La ecuación ajustada para esta reacción es:

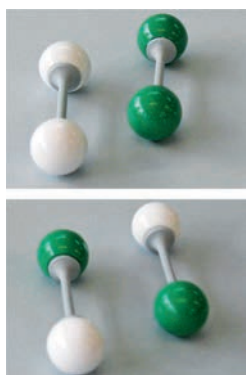


$$\text{Cantidad de dióxido de carbono formada} = \frac{33 \text{ g}}{44 \text{ g mol}^{-1}} = 0,75 \text{ mol}$$

Dado que se obtiene 1 mol de dióxido de carbono a partir de 1 mol de carbono (en presencia de exceso de oxígeno), la cantidad de carbono presente en la mezcla original debe ser 0,75 mol.

Por tanto, la masa de carbono en la mezcla original = $0,75 \text{ mol} \times 12 \text{ g mol}^{-1} = 9,0 \text{ g}$.

$$\text{Y por tanto, el porcentaje de pureza} = \frac{9,0 \text{ g}}{12 \text{ g}} \times 100 = 75\%$$



■ **Figura 1.43**
Modelos moleculares que representan la reacción entre el hidrógeno y el cloro

Volúmenes de reacción de los gases

El químico francés Gay-Lussac estudió las reacciones químicas que tenían lugar entre los gases y descubrió que en este tipo de reacciones, los volúmenes de los gases de reacción (medidos a la misma temperatura y presión) se encontraban en proporción entera simple entre sí y con los volúmenes de los productos gaseosos, lo que se conoce como ley de Gay-Lussac. Descubrió, por ejemplo, que un volumen de hidrógeno siempre reaccionaba exactamente con el mismo volumen de cloro para formar dos volúmenes de cloruro de hidrógeno (Figuras 1.43 y 1.45) y que un volumen de oxígeno siempre reaccionaba con dos volúmenes de hidrógeno para formar dos volúmenes de vapor de agua (Figura 1.44).

El químico italiano Avogadro explicó los resultados de Gay-Lussac sugiriendo que volúmenes iguales de gases, medidos a la misma temperatura y presión, contenían el mismo número de moléculas. Esta teoría se denomina actualmente **ley de Avogadro** y se puede expresar matemáticamente como:

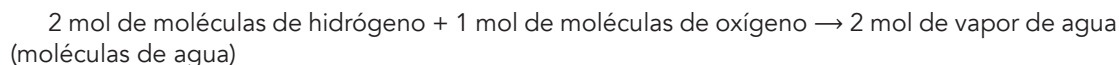
$$V \propto n$$

donde V representa el volumen de gas y n representa la cantidad de gas (en moles). Por ejemplo, si se duplica el número de moléculas de un gas, el volumen (a temperatura y presión constantes) del gas se duplica a su vez.

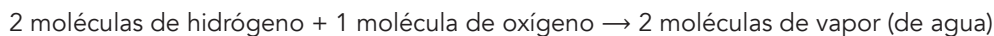
Utilizando la ley de Avogadro, las observaciones de Gay-Lussac sobre la formación de vapor de agua mediante síntesis directa se pueden interpretar tal como se indica a continuación:



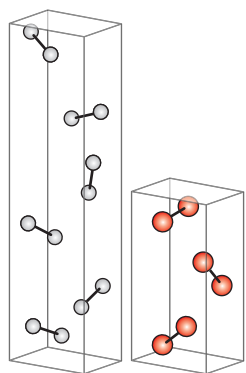
lo que significa que:



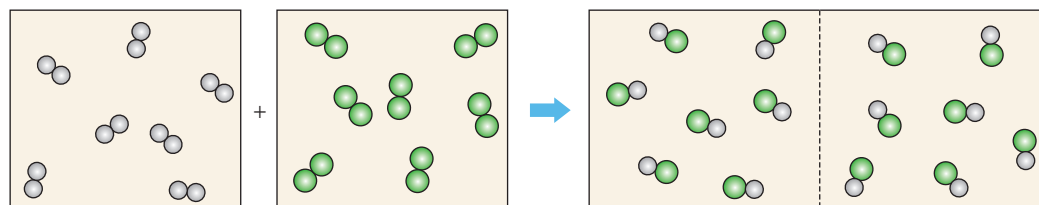
y



La ley de Avogadro es consecuencia de las grandes distancias intermoleculares entre las moléculas del estado gaseoso: un gas es fundamentalmente **espacio vacío**.



■ **Figura 1.44**
Dos volúmenes de moléculas de hidrógeno y un volumen de moléculas de oxígeno (una ilustración de la ley de Avogadro)

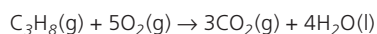


■ **Figura 1.45** Diagrama que ilustra la ley de Avogadro para la formación de cloruro de hidrógeno a partir de hidrógeno y cloro

Cálculo de los volúmenes de reactivos empleados

Ejemplo resuelto

Calcula el volumen de oxígeno necesario para quemar 200 cm³ de propano.



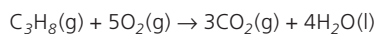
Esta ecuación indica que un mol de propano reacciona con cinco moles de oxígeno para producir tres moles de dióxido de carbono y cuatro moles de agua. La aplicación de la ley de Avogadro significa que un volumen de propano reacciona con cinco volúmenes de oxígeno para producir tres volúmenes de dióxido de carbono.

(Fíjate en que la ley de Avogadro solo se aplica a los gases; como se forma agua líquida, no podemos realizar una afirmación sobre su volumen.)

Los volúmenes de propano y de oxígeno deben estar en proporción 1 : 5, por tanto el volumen de oxígeno necesario es $5 \times 200 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$.

Ejemplo resuelto

Calcula el volumen de aire necesario para quemar 200 cm³ de propano. El aire contiene un 20% de oxígeno en volumen.

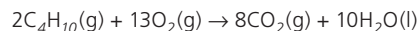


El volumen de oxígeno necesario es 1000 cm³. Sin embargo, solo $\frac{1}{5}$ parte del aire es oxígeno, por tanto necesitamos cinco veces más de aire que de oxígeno. Así, el volumen necesario de aire es $5 \times 1000 \text{ cm}^3 = 5000 \text{ cm}^3$.

Cálculo de los volúmenes de productos formados

Ejemplo resuelto

Calcula el volumen de dióxido de carbono producido por la combustión de 0,500 dm³ de butano, C₄H₁₀.



Esta ecuación indica que 2 volúmenes de butano reaccionan con 13 volúmenes de oxígeno para formar 8 volúmenes de dióxido de carbono.

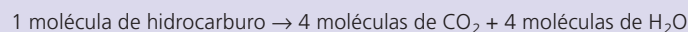
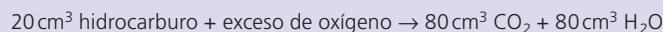
Las cantidades de butano y de dióxido de carbono se encuentran en una proporción de 2 : 8, por tanto el volumen de dióxido de carbono formado es $0,500 \text{ dm}^3 \times 4 = 2,00 \text{ dm}^3$.

Deducción de la fórmula molecular

Ejemplo resuelto

Cuando reaccionan 20 cm³ de un hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, los productos gaseosos son 80 cm³ de dióxido de carbono, CO₂, y 80 cm³ de vapor de agua, H₂O, medidos bajo las mismas condiciones de presión y temperatura (por encima de 100 °C).

Deduce la fórmula molecular del hidrocarburo.



Cada molécula de hidrocarburo debe contener cuatro átomos de carbono y ocho átomos de hidrógeno. La fórmula molecular es, por tanto, C₄H₈.



Cálculo de los volúmenes de reacción empleando la ley de Avogadro

El desagradable olor como de col podrida que se desprende de algunas sustancias se debe a que contienen tioles, uno de los cuales es el metanotiol, CH₃SH. Se hace explotar una muestra de 10,00 cm³ de metanotiol con 60,00 cm³ de oxígeno. Aplica la ley de Avogadro para determinar el volumen final de la mezcla de gases resultante cuando se enfría la temperatura.



El oxígeno se encuentra en exceso y, por tanto, el metanotiol es el reactivo limitante. El volumen de oxígeno sobrante = $60,00 \text{ cm}^3 - 30,00 \text{ cm}^3 = 30,00 \text{ cm}^3$. El volumen de dióxido de carbono = $10,00 \text{ cm}^3$, el volumen de dióxido de azufre = $10,00 \text{ cm}^3$ y el volumen total es $30,00 \text{ cm}^3 + 10,00 \text{ cm}^3 + 10,00 \text{ cm}^3 = 50,00 \text{ cm}^3$.

Aplicación de las variaciones del volumen de los gases durante las reacciones químicas

Las variaciones del volumen de los gases durante las reacciones químicas son las responsables del inflado de los airbag de los vehículos. En los airbag de los coches se emplea la acida de sodio. Cuando este compuesto se calienta hasta $300 \text{ }^\circ\text{C}$ se descompone rápidamente en sus elementos según la ecuación:



La masa molar de la acida de sodio es $65,02 \text{ g mol}^{-1}$, lo que significa que $65,02 \text{ g}$ (1 mol) de acida liberan 1,5 mol de gas nitrógeno que, en condiciones normales de temperatura y presión (CNTP, 273 K y 100 kPa), ocupan un volumen de $34,05 \text{ dm}^3$.

El explosivo denominado TNT (trinitrotolueno) es muy útil porque funciona sin la presencia de un agente oxidante externo. Básicamente, toda la energía se almacena en el TNT, por tanto la explosión se puede producir aunque no haya oxígeno presente. La explosión del TNT es una reacción de descomposición en la que se forman grandes volúmenes de gases calientes en expansión:



■ Volumen molar de un gas

De la ley de Avogadro se deduce que el volumen ocupado por un mol de moléculas debe ser el mismo para todos los gases (Figura 1.46). Este volumen se denomina volumen molar del gas y tiene un valor aproximado de $22,7 \text{ dm}^3$ a $0 \text{ }^\circ\text{C}$ (273 K) y 1 atmósfera (100 kPa). Estas condiciones de temperatura y presión se denominan condiciones normales de temperatura y presión (CNTP).

Esta relación, junto con la constante de Avogadro ($6,02 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$), nos permite resolver algunos tipos de problemas de estequiometría.

- 33 Calcula el volumen de oxígeno (en dm^3) contenido en 1,35 mol de moléculas en CNTP.
- 34 Calcula la cantidad de gas hidrógeno contenido en 175 cm^3 en CNTP.
- 35 Calcula el número de moléculas presentes en $2,85 \text{ dm}^3$ de dióxido de carbono en CNTP.
- 36 Calcula la densidad (en gramos por decímetro cúbico, g dm^{-3}) de gas argón en CNTP. La masa atómica relativa (a partir de la tabla periódica) del argón es 39,95. Así, $22,7 \text{ dm}^3$ (1 mol) de argón pesan 39,95 g.
- 37 En CNTP, 20,8 gramos de un gas ocupan $7,44 \text{ dm}^3$. Determina la masa molar del gas.
- 38 Cuando se calientan 3,06 gramos de clorato de potasio(V), KClO_3 , se producen 840 cm^3 de oxígeno (en CNTP) y queda un residuo sólido de cloruro de potasio, KCl . Deduce la ecuación ajustada. La masa molar del clorato de potasio(V) es $122,5 \text{ g mol}^{-1}$.

$22,7 \text{ dm}^3$
 N_2

$22,7 \text{ dm}^3$
 CO_2

$22,7 \text{ dm}^3$
 Ne

■ **Figura 1.46**
Una ilustración del volumen de gas molar (en CNTP). Todas las muestras de gases contienen el mismo número de partículas (átomos o moléculas)

■ **Figura 1.47**
Resumen de las interconversiones entre las cantidades de gas y de volumen (en CNTP)



Naturaleza de la ciencia



■ **Figura 1.48**
Caricatura de Amedeo Avogadro

Realización de observaciones cuidadosas y obtención de pruebas para las teorías científicas – la hipótesis de Avogadro

Amedeo Avogadro (1776-1856) fue un físico italiano que llevó a cabo muchas de las primeras contribuciones a los conceptos de comportamiento molecular y masa molecular relativa (antiguamente denominada peso molecular) (Figura 1.48). Su contribución fundamental fue la de establecer la distinción entre los átomos y las moléculas. Su hipótesis se basaba en el cuidadoso trabajo experimental realizado por Gay-Lussac y en la teoría atómica de Dalton. Se formó y ejerció como abogado, aunque posteriormente se convirtió en catedrático de Física en la Universidad de Turín. Para rendirle tributo, el número de partículas contenidas en un mol de una sustancia recibe el nombre de constante de Avogadro (antiguamente denominada número de Avogadro).

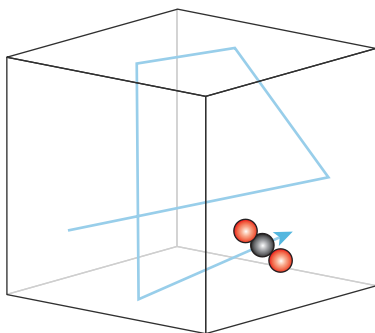


■ Relación entre la temperatura, la presión y el volumen de un gas

Las moléculas de un gas se pueden mover libremente en las todas direcciones y viajan en línea recta hasta que colisionan con otros átomos o moléculas de gas, o bien rebotan contra las paredes del recipiente. El movimiento *global* resultante es completamente aleatorio (Figura 1.49).

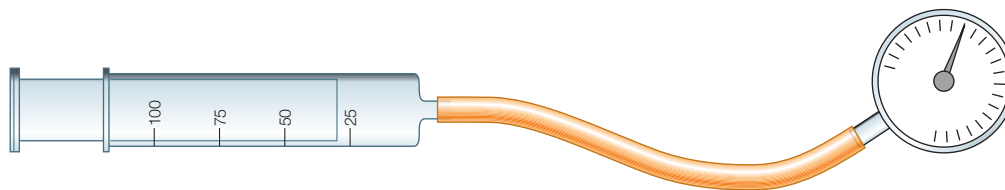
Las fuerzas de atracción entre las moléculas, o entre las moléculas individuales y las moléculas de las paredes del recipiente, son por lo general tan pequeñas que se pueden despreciar. Sin embargo, cuando las moléculas están muy cerca unas de otras, o muy cerca de las moléculas de las paredes, su energía cinética las acerca lo suficiente como para que estas fuerzas sean de repulsión y ya no sean despreciables: por tanto, las partículas rebotan.

Cuando un gas se calienta, las partículas se mueven más rápido y por tanto colisionan más a menudo con las demás moléculas y con las paredes del recipiente. Los gases son muy compresibles como consecuencia de los grandes espacios interatómicos o intermoleculares entre las partículas, lo que provoca también que su densidad sea muy baja en comparación con la de los sólidos y los líquidos.



■ **Figura 1.49**
El movimiento global aleatorio de una molécula de gas

■ **Figura 1.50**
Una jeringa con gas conectada a un manómetro



El aumento de la presión del gas se debe al aumento de la frecuencia de las colisiones entre las partículas del gas y las paredes del recipiente. Como el volumen es menor y el número de partículas es constante, estas impactan contra las paredes con más frecuencia. En internet existen numerosas simulaciones de las diversas leyes de los gases. Por ejemplo, se puede consultar http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/gaslaw/boyles_law_graph.html

Efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas

Se puede demostrar experimentalmente (de forma cualitativa) reteniendo aire en el interior de una jeringa de gas sellada y colocándola en un vaso de precipitados con agua caliente: el volumen de gas aumenta a medida que aumenta la temperatura (Figura 1.51). Durante esta variación la presión permanece constante.

El calentamiento del gas hace que las partículas se desplacen más rápido (en promedio), de manera que impactan contra las paredes del contenedor con mayor frecuencia y momento. Esto hace que el émbolo se expanda hacia fuera, con lo que el volumen de gas aumenta hasta que se reduce la frecuencia de colisión para compensar el aumento de la velocidad, de manera que la presión del gas retenido sea igual a la presión de la atmósfera en el otro lado de la jeringa.

Efecto de la temperatura sobre la presión de un gas

Si calentamos un recipiente sellado que contiene un gas, una vez que la temperatura es lo suficientemente elevada, o bien la tapa sale despedida o bien explota el recipiente. Esto demuestra que la presión del gas (a volumen constante) aumenta con la temperatura.

En la Tabla 1.11 se resumen los efectos de la variación de una de estas variables (presión, temperatura y volumen) sobre una masa fijada de gas mientras las otras dos variables se mantienen constantes.



■ **Figura 1.51**
Una jeringa sellada con aire en el interior de un vaso de precipitados con agua caliente

■ **Tabla 1.11**
Resumen del comportamiento de los gases

a A temperatura constante		b A volumen constante		c A presión constante	
Presión	Volumen	Temperatura	Presión	Temperatura	Volumen
Aumento	Disminución	Aumento	Aumento	Aumento	Aumento
Disminución	Aumento	Disminución	Disminución	Disminución	Disminución

Densidad de un gas

La densidad de un gas se define como la masa de un gas dividida entre su volumen. El volumen de un gas varía con la temperatura y con la presión. En concreto, si la presión de un gas aumenta, su volumen disminuye, con lo que se produce un aumento de la densidad. Si la temperatura del gas aumenta, el volumen aumenta y la densidad se reduce.



Unidades de la presión de un gas

Los gases ejercen una fuerza sobre las paredes del recipiente en el que se encuentran encerrados. La presión hacia fuera experimentada por las paredes se debe al bombardeo de las moléculas de gas sobre estas. Esta fuerza por unidad de superficie de las paredes se denomina presión del gas.

$$\text{Presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{superficie}}$$

Por definición,

$$\begin{aligned} \text{fuerza} &= \text{masa} \times \text{aceleración} \\ &= \text{masa} \times \frac{\text{velocidad}}{\text{tiempo}} \\ &= \text{masa} \times \frac{\text{distancia}}{\text{tiempo} \times \text{tiempo}} \end{aligned}$$

Así, la unidad de fuerza en el SI corresponde a kg m s^{-2} y se denomina newton (N). $1 \text{ N} = 1 \text{ kg m s}^{-2}$.

Utilizando conjuntamente las unidades del SI para la fuerza (N) y la superficie (m^2) obtenemos la unidad del SI para la presión, N/m^2 o N m^{-2} .

La unidad del SI para la presión se denomina pascal (Pa) en honor del matemático y físico francés Blaise Pascal. $1 \text{ Pa} = 1 \text{ N m}^{-2}$ y $1000 \text{ Pa} = 1 \text{ kilopascal}$, abreviado como kPa.

En el caso de los gases, esta unidad de presión es muy pequeña y, por tanto, la presión se expresa por lo general en términos de una unidad mayor denominada bar. Un bar representa 100 kilopascas, por tanto $1 \text{ bar} = 100 \text{ kPa} = 10^5 \text{ Pa}$. Debemos remarcar que la antigua unidad de presión de los gases era la atmósfera, que se abreviaba como atm. A continuación podemos ver la relación entre estas unidades:

$$1 \text{ atm} = 1,01325 \text{ bar} = 1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} \quad \text{o} \quad 1 \text{ bar} = 0,987 \text{ atm}$$

Otra antigua unidad que no corresponde al SI es la libra por pulgada al cuadrado (psi por sus siglas en inglés). Es la presión que corresponde a una fuerza de una libra aplicada a una superficie de una pulgada cuadrada. Los manómetros tienen en ocasiones dos escalas que figuran en psi y en kPa. $1 \text{ psi} = 6894,757 \text{ Pa}$ y $1 \text{ atm} = 14,696 \text{ psi}$.

La presión atmosférica se puede medir mediante un aparato simple denominado barómetro. Podemos fabricar uno llenando con mercurio un tubo (con una longitud superior a 76 cm) cerrado por uno de sus extremos y dándole la vuelta sobre un recipiente abierto que contenga mercurio. El nivel de mercurio del tubo se ajusta por sí mismo y se sitúa aproximadamente a 76 cm por encima del nivel de mercurio en el recipiente abierto.

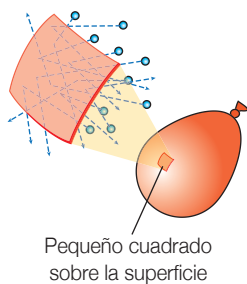
El peso de la columna de mercurio que contiene el tubo proporciona una medida de la presión atmosférica. La altura de la columna disminuye cuando la presión de la atmósfera disminuye y aumenta cuando así lo hace la presión atmosférica.

Teoría cinética de los gases

El comportamiento de los gases se puede explicar mediante la teoría cinética de los gases, que establece los siguientes supuestos sobre el comportamiento y las propiedades de las partículas de un gas:

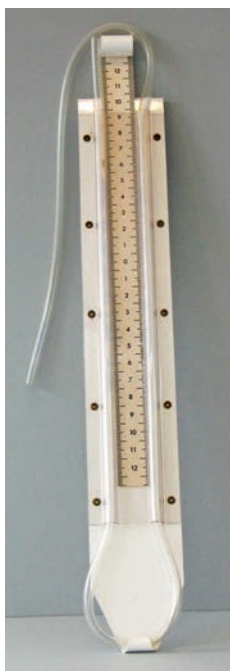
- Cada una de las moléculas o cada uno de los átomos individuales de un gas posee un volumen despreciable en comparación con el volumen del recipiente.
- No hay fuerzas de atracción o de repulsión entre átomos o moléculas del gas, excepto en las colisiones entre moléculas y entre moléculas individuales y las paredes del recipiente (Figura 1.52).
- Las colisiones entre las propias moléculas o átomos y las colisiones de las moléculas o átomos con las paredes del recipiente son perfectamente elásticas y originan la presión del gas.
- La energía cinética media de las moléculas o los átomos de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta en la escala termodinámica. La energía cinética de una molécula o un átomo de gas viene dada por la expresión $\frac{1}{2}mv^2$, donde m representa la masa de la partícula y v representa su velocidad.

Ampliación de un cuadrado en la que se muestra el bombardeo producido por los átomos o las moléculas de aire



Pequeño cuadrado sobre la superficie

■ **Figura 1.52**
Generación de la presión de un gas en la superficie interna de un globo

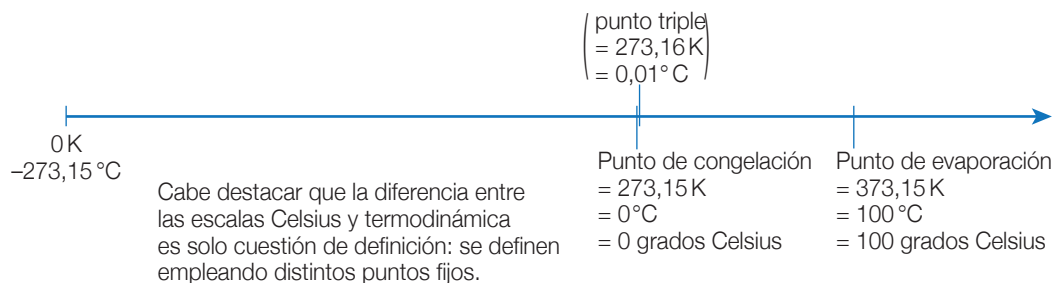


■ **Figura 1.53**
Manómetro para medir
la presión de un gas

Este modelo de gas se denomina modelo del **gas ideal** y describe correctamente el comportamiento de la mayoría de los gases, en particular a temperaturas elevadas y presiones bajas. No obstante, un gas ideal representa un *estado hipotético*, porque los dos primeros supuestos del modelo del gas ideal no se pueden cumplir con exactitud. Ningún gas se comporta de forma absolutamente perfecta como un gas ideal.

La presión de un gas se puede medir mediante un manómetro (Figura 1.53). En su forma más simple, un manómetro es un tubo en forma de U lleno de líquido hasta más o menos la mitad. Cuando los dos extremos del tubo están abiertos, el líquido alcanza la misma altura en cada columna. Cuando se aplica una presión positiva a una de las columnas, el líquido es empujado hacia abajo y sube por la otra columna. La diferencia de altura alcanzada en ambas columnas indica la presión.

En la teoría cinética se utiliza la escala de temperatura absoluta o escala termodinámica (Kelvin). Las unidades empleadas en esta escala se denominan kelvins (K) y tienen una magnitud equivalente a la de nuestros grados Celsius (°C), aunque el «cero» de la escala Kelvin es el cero absoluto (-273,15 °C) (Figura 1.54). Por tanto, a una variación de temperatura de 1 K le corresponde una variación de temperatura de 1°C. En la escala Kelvin no se utilizan números negativos, a diferencia de la escala Celsius.



■ **Figura 1.54** Temperaturas características que definen la escala termodinámica (Kelvin) y la escala Celsius

La conversión entre las escalas Celsius y termodinámica viene dada por la ecuación:

$$t = T - 273,15$$

donde t es la temperatura en grados Celsius y T es la temperatura absoluta en Kelvin. Así, por ejemplo:

$$60,00 \text{ °C} = 333,15 \text{ K} - 273,15$$

de donde 60,00 °C es equivalente a 333,15 K.

La Química, como todas las disciplinas científicas, posee su propio vocabulario especializado. Sin embargo, los principales problemas no surgen de este vocabulario, sino que tienden a surgir de los términos que se utilizan en el lenguaje habitual y cuyo significado no coincide con el que se le otorga en la Química. El término «ideal», por ejemplo, se utiliza para describir un estado de perfección. Sin embargo, en Química, un gas ideal o perfecto es un modelo matemático de gas simplificado o imperfecto. Las «leyes ideales» simplifican el problema de la descripción de un fenómeno ignorando las características menos importantes de un sistema.

■ Leyes de los gases

Ley de Boyle

Boyle determinó que (a temperatura constante), el volumen de una masa fijada de gas es inversamente proporcional a su presión. En otras palabras, si se aumenta la presión de una muestra de gas, su volumen disminuye. Esta idea se puede expresar matemáticamente como:

$$p \propto \frac{1}{V} \quad \text{o como} \quad p \propto V^{-1}$$

donde P representa la presión y V representa el volumen.

La **ley de Boyle** también se puede expresar como $p \times V = K$, donde K representa una constante que varía en función del gas y de la temperatura.



■ **Figura 1.55** Montaje para la demostración de la ley de Boyle

La ley de Boyle (Figura 1.55) se puede utilizar para calcular la nueva presión o el nuevo volumen cuando una masa fijada de gas (a temperatura constante) experimenta una variación de presión o de volumen:

$$p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2$$

donde p_1 representa la presión inicial, V_1 representa el volumen inicial, p_2 representa la presión final y V_2 representa el volumen final.

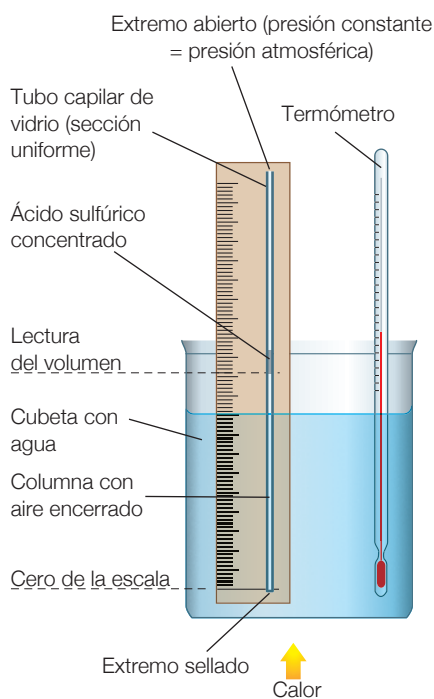
Ejemplo resuelto

Una muestra de gas contenida en un recipiente de 350 cm^3 ejerce una presión de 103 kPa . Calcula el volumen que tendrá este gas a una presión de 150 kPa . (Supón que la temperatura se mantiene constante):

$$\text{ley de Boyle: } p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2$$

$$103 \text{ kPa} \times 350 \text{ cm}^3 = 150 \text{ kPa} \times V_2$$

$$103 \text{ kPa} \times \frac{350 \text{ cm}^3}{150 \text{ kPa}} = 240 \text{ cm}^3$$



■ **Figura 1.56** Montaje para la demostración de la ley de Charles

Ley de Charles

Si la temperatura absoluta de un gas se duplica, el volumen (a presión constante) se duplica. Y al contrario, si la temperatura absoluta de un gas se reduce a la mitad (a presión constante), el volumen se reduce a la mitad.

Este comportamiento se conoce como **ley de Charles** (Figura 1.56) y se puede expresar matemáticamente como $V \propto T$, donde V representa el volumen y T representa la temperatura absoluta en Kelvin. La ley de Charles se puede expresar alternativamente según la expresión $V = K \times T$ (donde K representa una constante que varía dependiendo del gas y de la presión).

Hay que tener presente que duplicar la temperatura en grados Celsius *no* comporta duplicar la temperatura absoluta; por ejemplo, duplicar una temperatura desde 200 a $400 \text{ }^\circ\text{C}$ representa únicamente un aumento desde $(200 + 273) = 473 \text{ K}$ hasta $(400 + 273) = 673 \text{ K}$, es decir, una proporción de $673/473$ o $1,42$.

La ley de Charles se puede utilizar para calcular la nueva temperatura o el nuevo volumen cuando una masa fijada de gas (a presión constante) experimenta una variación de temperatura o de volumen. Se puede expresar como:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

donde V_1 representa el volumen inicial, T_1 representa la temperatura absoluta inicial, V_2 representa el volumen final y T_2 representa la temperatura absoluta final.

39 Una muestra de gas de $4,50 \text{ dm}^3$ se calienta a presión constante desde 300 K hasta 350 K . Calcula su volumen final.

Ley de la presión

La **ley de la presión** afirma que la temperatura absoluta de una masa fijada de gas (a volumen constante) es directamente proporcional a la presión. Este comportamiento se puede expresar matemáticamente como $p \propto T$, donde p representa la presión y T representa la temperatura absoluta en Kelvin. La ley de la presión también se puede expresar como $p = K \times T$ o $p/T = K$ (donde K representa una constante que varía según el gas).

La ley de la presión se puede utilizar para calcular la nueva presión o temperatura cuando una masa fijada de gas (a volumen constante) experimenta una variación de temperatura o de presión. Este cálculo se efectúa mediante la siguiente ecuación:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

donde p_1 representa la presión inicial, T_1 representa la temperatura absoluta inicial, p_2 representa la presión final y T_2 representa la temperatura absoluta final.

40 Se determina la presión de un gas de volumen 10 dm^3 a $25,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y el valor obtenido es $97\,000 \text{ Pa}$. ¿Cuál es la temperatura necesaria (en grados Celsius) para aumentar la presión hasta $101\,325 \text{ Pa}$?

41 La temperatura de una muestra de gas varía desde $27 \text{ }^\circ\text{C}$ hasta $2727 \text{ }^\circ\text{C}$ a volumen constante. ¿Cuál es la proporción entre la presión final y la presión inicial?

■ Ecuación de estado («ley de los gases combinada»)

La ecuación de estado se construye mediante la combinación de la ley de Boyle ($p \times V = \text{constante}$) y la ley de Charles ($V/T = \text{constante}$):

$$\frac{pV}{T} = \text{constante, para una masa fijada de gas}$$

Esta ecuación se denomina en ocasiones **ley de los gases combinada**, aunque es más adecuado denominarla **ecuación de estado** (para un gas ideal).

Esta relación se escribe a menudo como:

$$\frac{p_1 \times V_1}{T_1} = \frac{p_2 \times V_2}{T_2}$$

Los volúmenes de gases se suelen comparar a CNTP. Como ocurre en la ley de Charles, todas las temperaturas se deben expresar como temperaturas absolutas en Kelvin.

42 El volumen de una muestra de gas encerrado a $60 \text{ }^\circ\text{C}$ y $1,05 \times 10^5 \text{ Pa}$ es 60 cm^3 . ¿Cuál sería el volumen del gas en CNTP?

■ Ecuación de los gases ideales

Hemos visto que la ley de Boyle ($pV = \text{constante}$) y la ley de Charles ($V/T = \text{constante}$) se pueden combinar para dar lugar a una ley combinada que se denomina ecuación de estado:

$$\frac{pV}{T} = \text{constante, para una masa fijada de gas}$$

A partir de la ley de Avogadro se puede concluir que para un único mol de gas (V_m) la constante será la misma para todos los gases. Esta constante se denomina constante de los gases y recibe el símbolo R :

$$\frac{p \times V_m}{T} = R$$

Expresión que se puede reagrupar como $pV_m = RT$.

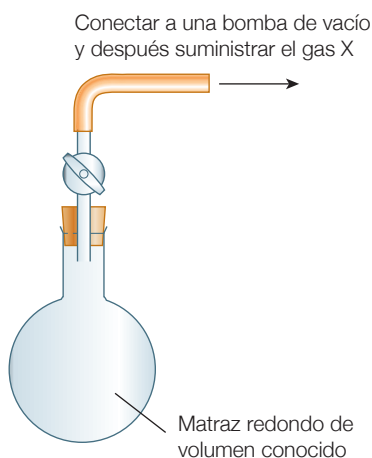
Esta ecuación se denomina **ecuación de los gases ideales** y, para n moles de gas, se transforma en:

$$pV = nRT$$

donde p representa la presión en pascales (Pa), V representa el volumen en metros cúbicos (m^3), n representa la cantidad de gas (mol), R representa la constante de los gases ($8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$) y T representa la temperatura absoluta (Kelvin). (La ecuación del gas ideal está impresa en la página 1 del *Apéndice de datos de Química IB*).

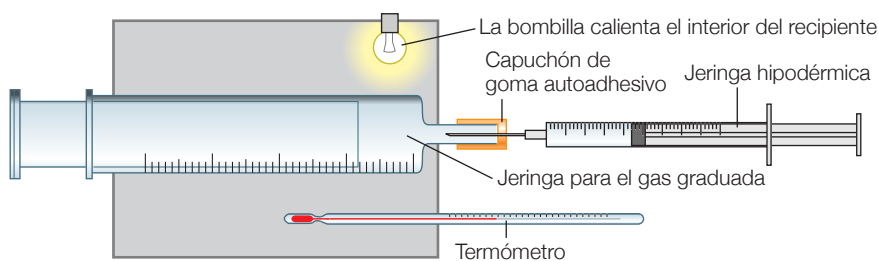
Es crucial convertir a metros cúbicos los volúmenes expresados en dm^3 y cm^3 si se emplea el valor anterior de la constante de los gases R , así como expresar la presión en pascales. $1 \text{ dm}^3 = 0,001$ o 10^{-3} m^3 y $1 \text{ cm}^3 = 0,000001$ o 10^{-6} m^3 .

La ecuación de los gases ideales se puede utilizar para determinar las masas moleculares relativas de los gases (Figura 1.57) o de los líquidos volátiles (Figura 1.58).



■ **Figura 1.57**
Montaje para determinar la masa molar relativa de un gas

■ **Figura 1.58**
Montaje experimental para determinar la masa molecular relativa de un líquido volátil



43 Calcula la masa molecular relativa de un gas sabiendo que $12,64$ gramos de gas a 273 K y $101\,325 \text{ Pa}$ ocupan $4,00 \text{ dm}^3$.

Los cálculos también pueden comportar mediciones relacionadas con la densidad de gas, que se debería expresar o convertir a las unidades del SI kg m^{-3} . No obstante, cabe remarcar que g dm^{-3} y kg m^{-3} son equivalentes, de manera que no hace falta conversión.

44 Calcula la masa molecular relativa de un gas que tiene una densidad de $2,615 \text{ g dm}^{-3}$ a 298 K y 101325 Pa .

Para resolver este tipo de problemas podemos emplear otro método que consiste en combinar la ecuación de los gases ideales con la expresión para la densidad (d) y la relación entre el número de moles (n), la masa (m), la presión (p) en kilopascales (kPa) y la masa molecular relativa (M_r):

$$pV = nRT = \frac{mRT}{M_r} \quad \text{por tanto} \quad M_r = \frac{mRT}{pV}$$

$$d = \frac{m}{V} \quad \text{por tanto} \quad V = \frac{m}{d}$$

Sustituyendo la expresión de V en la ecuación para M_r :

$$M_r = \frac{dRT}{p}$$

La constante de los gases se puede determinar experimentalmente utilizando equipos de laboratorio relativamente asequibles. Se puede utilizar magnesio y ácido clorhídrico para generar gas hidrógeno, que se puede recoger a continuación mediante un eudiómetro, una probeta graduada en volumen y cerrada por uno de sus extremos. El gas se recoge en el extremo cerrado de la probeta mediante la técnica del desplazamiento de agua y, una vez recogido, su volumen, temperatura, cantidad y presión se puede medir directamente o bien se puede determinar indirectamente. Si sustituimos estos valores en la ecuación de los gases ideales y despejamos R , podemos obtener un valor experimental de la constante de los gases. En los experimentos relacionados con gases se pueden emplear registradores de datos para medir las variaciones de temperatura, presión y volumen.

Enlace con la teoría del conocimiento

La ecuación de los gases ideales se puede deducir a partir de unos cuantos supuestos de comportamiento ideal. ¿Cuál es el papel que desempeñan la razón, la percepción, la intuición y la imaginación en el desarrollo de los modelos científicos?

La pregunta: «¿De qué están compuestas las sustancias?» nos la venimos formulando desde hace miles de años, desde la época de los antiguos filósofos griegos. Los científicos fueron convenciéndose gradualmente de que todas las sustancias están compuestas por partículas (átomos, moléculas e iones). Estas partículas son demasiado pequeñas para que las podamos ver, pero muchos experimentos simples indican que la materia debe estar compuesta por partículas.

Las observaciones (utilizando los sentidos como fuente de conocimiento) relacionadas con la difusión de gases coloreados, como el bromo, y la dilución gradual de sustancias altamente coloreadas como el manganato de potasio(VII) solo se pueden explicar suponiendo que las sustancias están compuestas por un gran número de partículas en movimiento.

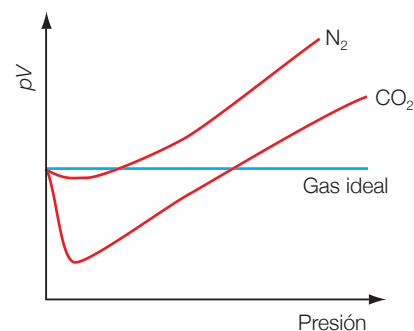
El desarrollo de la teoría cinética molecular fue consecuencia directa de la intuición, la imaginación y el razonamiento (lógico) de diversos científicos relacionados con el desarrollo de la teoría, como Maxwell, Brown y Einstein.

Las diversas leyes de los gases fueron formuladas a finales del siglo XVIII, cuando los científicos comenzaron a percatarse de que se podían establecer relaciones entre la presión, el volumen y la temperatura de una muestra de gas y que estas relaciones describían, a su vez, el comportamiento de todos los gases. Los gases y las mezclas de gases se comportan de la misma manera bajo una amplia variedad de condiciones físicas porque (en buena aproximación) tanto unos como otros están compuestos por moléculas o átomos muy espaciados entre sí: un gas es, principalmente, espacio vacío. La ecuación de los gases ideales se puede obtener a partir de la teoría molecular. En la actualidad se considera que las leyes de los gases son casos particulares de la ecuación de los gases ideales en la que una o más de una de las variables (presión, volumen y temperatura absoluta) se mantienen constantes.

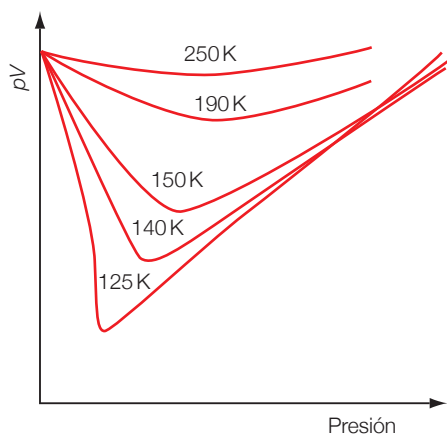


Gráficas relativas a la ecuación de los gases ideales

Se dice que un gas es ideal o que se comporta idealmente cuando obedece la ecuación de los gases ideales (y todas las leyes de los gases) en cualquier condición. Ningún gas se comporta idealmente: todos los gases se desvían hasta cierto punto del comportamiento ideal y se les denomina **gases reales**. La desviación respecto al comportamiento de un gas ideal se puede visualizar mediante la representación gráfica de pV/RT en función de p o bien de pV en función de p . En el caso de gases que se comportan idealmente, estas gráficas son líneas rectas (Figura 1.59).



■ **Figura 1.59**
Desviación del comportamiento ideal a temperatura elevada



■ **Figura 1.60**
Desviación respecto al comportamiento ideal a baja temperatura

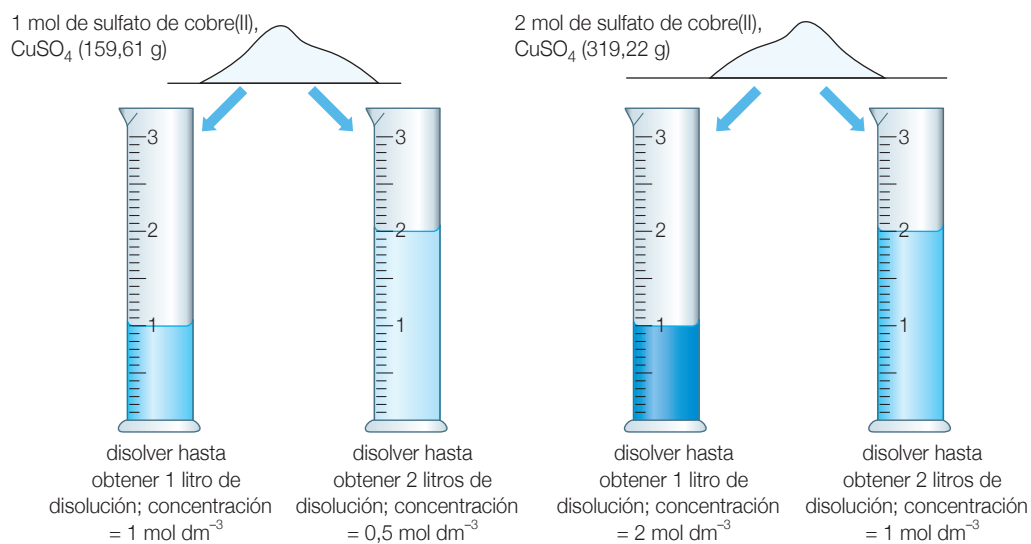
La máxima desviación respecto al comportamiento ideal se produce cuando el gas está sometido a una temperatura baja y una presión elevada (Figura 1.60). A presiones elevadas, el comportamiento de un gas real se desvía considerablemente de un comportamiento ideal: cuando un gas está sometido a una presión elevada y se comprime, las moléculas o los átomos están lo suficientemente cerca unos de otros como para que actúen las fuerzas intermoleculares (Capítulo 4), de manera que las partículas se atraen entre sí. En otros gases, como por ejemplo el amoníaco, actúan enlaces de hidrógeno más potentes y la desviación respecto al comportamiento ideal es aún mayor.

Uno de los supuestos que se contemplan en el modelo del gas ideal es que el volumen de las moléculas es despreciable en comparación con el volumen ocupado por el gas. Esta suposición ya no es asumible en gases con elevada compresión, en los que el volumen real de las moléculas de gas pasa a ser significativo. A bajas temperaturas, la desviación respecto al comportamiento ideal tiene su origen en que las moléculas se mueven lentamente, lo que aumenta de forma significativa la intensidad de las fuerzas intermoleculares que actúan entre moléculas o átomos vecinos.

■ Disoluciones

El agua disuelve una amplia variedad de sustancias químicas distintas. El agua es el **disolvente** y las sustancias disueltas en el agua se denominan **solutos**. La mezcla de disolvente y soluto se denomina **disolución**.

Cuando se disuelve en agua un único mol de soluto y el volumen de la disolución alcanza los 1 000 cm³ (1 dm³), la disolución resultante se denomina disolución **molar** (1 mol dm⁻³). Cuando se disuelven dos moles de soluto y la disolución alcanza los 1 000 cm³ (o un mol en 500 cm³), se dice que es una disolución de 2 mol dm⁻³ (Figura 1.61). La concentración se suele representar mediante corchetes que engloban al soluto; por ejemplo, la concentración de ion hidrógeno se representa mediante [H⁺].



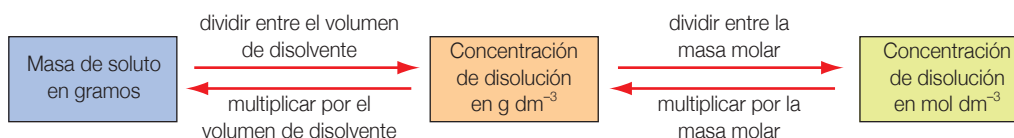
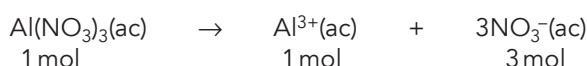
■ **Figura 1.61** Diagrama en el que se representa la dependencia entre la concentración de una disolución y la cantidad de soluto y el volumen de disolvente

La **concentración** de una disolución es la cantidad de soluto (en moles) contenida en un decímetro cúbico. La concentración de una disolución viene dada por la siguiente expresión:

$$\text{concentración de una disolución (mol dm}^{-3}\text{)} = \frac{\text{cantidad de soluto (mol)}}{\text{volumen de disolución (dm}^3\text{)}}$$

- 45 Calcula la concentración de una disolución formada cuando se disuelven 0,5 mol de glucosa en 5,0 dm³ de agua.
- 46 Determina la concentración de la disolución formada cuando se disuelven 4,00 gramos de hidróxido de sodio (masa molar 40,0 g mol⁻¹) en 200 cm³ de agua.
- 47 Calcula la masa de sulfato de cobre(II) hidratado, CuSO₄·5H₂O (masa molar 249,7 g mol⁻¹) presente en 25,0 cm³ de una disolución de 0,500 mol dm⁻³.
- 48 Calcula la concentración (en mol dm⁻³) de una disolución de ácido clorhídrico que contiene 14,6 gramos de ácido clorhídrico en 100 cm³ de disolución.

Cuando un compuesto iónico soluble se disuelve en exceso de agua, se disocia en sus iones componentes. Las concentraciones de los iones individuales dependen de las cantidades de estos iones cuando la sustancia (sal, base o álcali) se disuelve. En una disolución acuosa de nitrato de aluminio de 4,0 mol dm⁻³, por ejemplo, la concentración de los iones de aluminio es de 4,0 mol dm⁻³, pero la concentración de los iones nitrato es de 12,0 mol dm⁻³.



■ **Figura 1.62** Resumen de la interconversión entre la concentración (en moles por decímetro cúbico de disolución) y la concentración (en gramos por decímetro cúbico de disolución)

Partes por millón

La concentración de disoluciones muy diluidas se acostumbra a expresar en partes por millón (ppm). Las partes por millón se definen de la siguiente manera:

$$\text{ppm de componente} = \frac{\text{masa de componente en la disolución}}{\text{masa total de disolución}} \times 10^6$$

Una disolución cuya concentración es 1 ppm contiene 1 g de soluto por cada millón (10⁶) de gramos de disolución o, de forma equivalente, 1 mg de soluto por kilogramo de disolución. Como la densidad del agua es de casi 1 g cm⁻³, el volumen de 1 kg de una disolución acuosa diluida es aproximadamente 1 dm³ y, en consecuencia, 1 ppm también corresponde a 1 mg de soluto por decímetro cúbico de solución acuosa.

Ejemplo resuelto

Se determina (mediante espectroscopia de absorción atómica) que una muestra de 2,5 g de agua freática contiene 5,4 µg de iones cadmio. Determina la concentración de Cd²⁺ en partes por millón.

$$5,4 \mu\text{g} = 5,4 \times 10^{-6} \text{ g. Concentración de Cd}^{2+} \text{ (en ppm)} = \frac{5,4 \times 10^{-6} \text{ g}}{2,5 \text{ g} \times 10^6} = 2,2 \text{ ppm.}$$

Dilución de ácidos

Los ácidos se comercializan en forma de ácidos concentrados. Las disoluciones requeridas en el laboratorio se preparan diluyendo las disoluciones concentradas en agua. Por razones de seguridad, la dilución se lleva a cabo añadiendo lentamente ácido concentrado al agua. El agua *nunca* se debe añadir a los ácidos concentrados. Cuando una disolución concentrada se diluye en agua, la cantidad de soluto en la disolución se mantiene constante.

Esto último se puede expresar mediante la siguiente relación:

$$M_1 \times V_1 = M_2 \times V_2$$

donde M_1 representa la concentración inicial, M_2 representa la concentración después de la dilución, V_1 representa el volumen inicial y V_2 representa el volumen después de la dilución.

- 49 Calcula el volumen al que se deben diluir 25,0 cm³ de ácido clorhídrico para obtener una concentración de 1,5 mol dm⁻³.



■ **Figura 1.63**
Una selección de instrumentos utilizados en una valoración: rellenapipetas, bureta y pipeta

Química analítica

Una disolución de concentración conocida se denomina una **disolución estándar**. En química analítica se llevan a cabo una serie de valoraciones, frecuentemente con un ácido y una base. En cada **valoración** (Figura 1.63) se añade una pequeña cantidad de disolución medida con una bureta, a un volumen fijado de otra disolución, medido con una pipeta, en presencia de un indicador. La adición de disolución continúa hasta que el indicador cambia de color. En este estadio, denominado **punto final de la valoración**, las dos sustancias se encuentran presentes en **cantidades estequiométricas**.

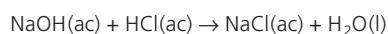
Valoraciones ácido-base

En este tipo de valoraciones, un ácido y una base reaccionan en presencia de un indicador ácido-base apropiado (Capítulo 18). Entre las aplicaciones de las valoraciones ácido-base se encuentran:

- la determinación de las concentraciones de disoluciones
- la determinación del porcentaje de pureza o la masa molar de un ácido o una base
- la deducción de la ecuación de una reacción de neutralización
- la determinación de la cantidad de agua de cristalización de una sal hidratada.

Ejemplo resuelto

El hidróxido de sodio reacciona con el ácido clorhídrico según la ecuación siguiente:



Calcula el volumen de disolución de hidróxido sódico $0,0500 \text{ mol dm}^{-3}$ que reacciona con 25 cm^3 (exactamente) de ácido clorhídrico $0,20 \text{ mol dm}^{-3}$.

$$\text{Cantidad de ácido clorhídrico} = \frac{25,0}{1000} \text{ dm}^3 \times 0,200 \text{ mol dm}^{-3} = 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

La estequiometría de la ecuación indica que el álcali y el ácido reaccionan según una relación molar 1 : 1. Por tanto, la cantidad de hidróxido sódico es $5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}$.

$$\text{Volumen de hidróxido de sodio} = \frac{1000 \times 5,00 \times 10^{-3} \text{ mol}}{0,0500 \text{ mol dm}^{-3}} = 100 \text{ cm}^3$$

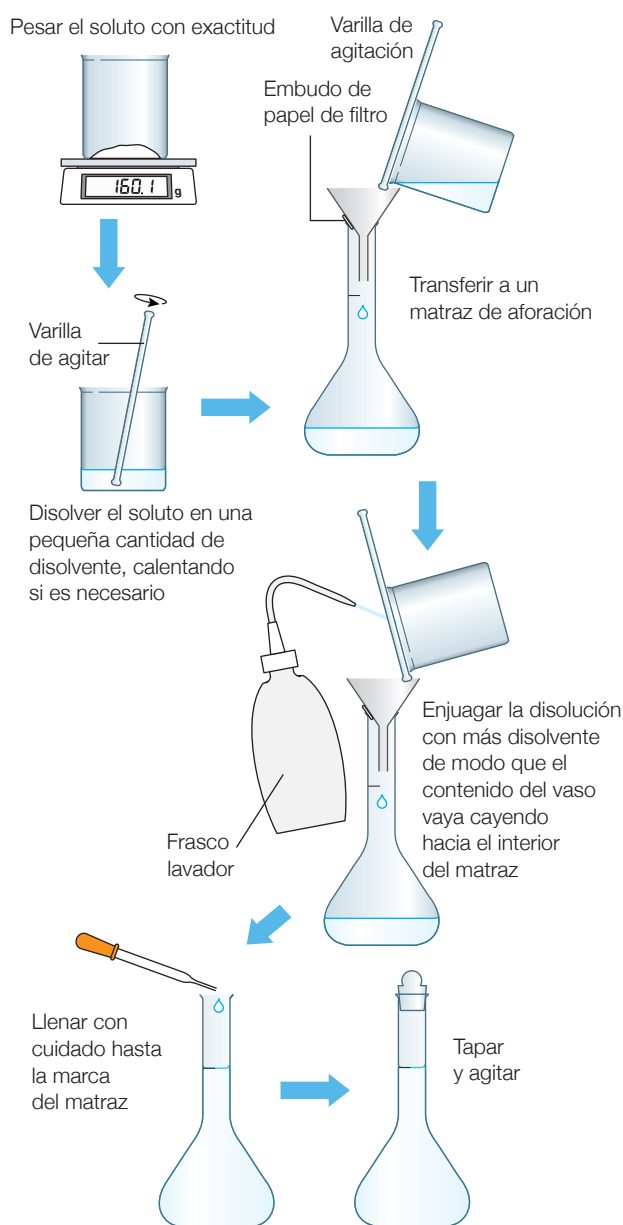
50 Se disuelven 0,558 gramos de ácido carboxílico aromático monobásico, HX, en agua destilada. Se añaden unas cuantas gotas de indicador fenolftaleína y se valora la mezcla con una disolución de hidróxido sódico $0,100 \text{ mol dm}^{-3}$. Para llegar al punto final de valoración (con un color rosado permanente) se necesitan $41,0 \text{ cm}^3$ del álcali. Calcula la masa molar del ácido orgánico.

51 Se produce la reacción de $17,5 \text{ cm}^3$ de hidróxido de potasio $0,150 \text{ mol dm}^{-3}$ con $20,0 \text{ cm}^3$ de ácido fosfórico(V), H_3PO_4 de concentración $0,0656 \text{ mol dm}^{-3}$. Deduce la ecuación de la reacción.

Los resultados de una valoración con una disolución de concentración conocida se pueden utilizar para determinar la concentración de la otra disolución.

52 Se diluye una muestra de $50,0 \text{ cm}^3$ de ácido sulfúrico concentrado hasta $1,00 \text{ dm}^3$. Se analiza una muestra del ácido sulfúrico diluido mediante su valoración con hidróxido de sodio acuoso. En la valoración, para la neutralización de $25,00 \text{ cm}^3$ de solución acuosa de hidróxido de sodio $1,00 \text{ mol dm}^{-3}$ se requieren $20,0 \text{ cm}^3$ de ácido sulfúrico diluido. Determina la concentración de la disolución original de ácido sulfúrico concentrado mediante los pasos siguientes:

- a Escribe la ecuación para la neutralización completa del ácido sulfúrico por parte del hidróxido de sodio.
- b Calcula la cantidad de hidróxido de sodio que se ha empleado en la valoración.
- c Calcula la concentración del ácido sulfúrico diluido.
- d Calcula la concentración de la disolución original de ácido sulfúrico concentrado.



■ **Figura 1.64** Preparación de una disolución patrón

Disoluciones patrón primario

En las valoraciones se emplea frecuentemente una disolución **patrón primario**, cuya concentración se puede haber determinado mediante valoración con otra disolución patrón primario o mediante la pesada del soluto y la preparación de una disolución de volumen conocido (Figura 1.64). Las concentraciones de las disoluciones patrón primario no varían con el tiempo. Muy pocas sustancias químicas son apropiadas para su uso como patrones primarios. Los criterios que debe satisfacer una sustancia que se ha pesado con la suficiente precisión para su empleo en la preparación de una disolución patrón primario son los siguientes:

- La sustancia debe presentar un alto grado de pureza o bien se puede purificar fácilmente.
- La sustancia no debe ser volátil porque se perdería parte durante el proceso de pesada.
- La sustancia no debe reaccionar con el oxígeno, el agua o el dióxido de carbono.

Los compuestos apropiados como patrones primarios son:

- ácidos fuertes – ácido etanodioico (ácido oxálico)
- bases fuertes – carbonato de sodio anhidro
- agentes oxidantes – dicromato(VI) de potasio
- agentes reductores – sulfato de hierro(II) (en forma de sulfato de hierro(II) y amonio hidratado).

También se pueden emplear como patrones primarios diversas disoluciones recién preparadas, como por ejemplo hidróxidos de sodio y potasio, ácidos sulfúrico y clorhídrico y manganato(VII) de potasio. Estas disoluciones no se pueden almacenar porque sus concentraciones varían con el tiempo como consecuencia de las reacciones químicas (por lo general con el oxígeno y/o el agua del vaso de almacenamiento).

Valoración por retroceso

En la técnica denominada **valoración por retroceso** se permite la reacción de un exceso conocido de un reactivo A con una cantidad desconocida de un reactivo B. Al final de la reacción se determina mediante valoración la cantidad de A que permanece sin reaccionar. Mediante un cálculo simple obtenemos la cantidad de A que ha reaccionado con B y también la cantidad de B que ha reaccionado.

En una valoración ácido-base convencional se añade una cantidad de base a un exceso de ácido (o viceversa). La totalidad de la base y parte del ácido reaccionan. El ácido sobrante se valora a continuación con un álcali patrón y se determina su cantidad. A partir de los resultados se puede determinar la cantidad de ácido que ha reaccionado con la base y a continuación se puede calcular la cantidad de base. En la Figura 1.65 se ilustra el principio en que se basa este tipo de valoración.

La valoración por retroceso se suele emplear cuando existen dificultades para la determinación de la cantidad de una sustancia mediante el método de la valoración directa. Esto sucede, por ejemplo, en el caso de sustancias insolubles sólidas (para las que resulta difícil detectar el punto final de valoración) y en el caso de sustancias volátiles (donde aparece una inexactitud debida a la pérdida de sustancia durante la valoración).

■ **Figura 1.65**
Ilustración del principio en el que se basa una valoración por retroceso ácido-base

Cantidad de ácido patrón (calculada a partir de su volumen y su concentración)	
Cantidad de ácido que reacciona con la muestra (desconocida)	Cantidad de ácido que reacciona con la disolución patrón de álcali utilizada en la valoración (calculada a partir de su volumen y su concentración)

53 El óxido de magnesio no es muy soluble en agua y por tanto es difícil valorarlo directamente. Su pureza se puede determinar mediante el método de la «valoración por retroceso». Se disuelven completamente 4,08 g de óxido de magnesio impuro en 100 cm³ de ácido clorhídrico acuoso de 2,00 mol dm⁻³ y para la neutralización del ácido sobrante hacen falta 19,7 cm³ de disolución acuosa de hidróxido de sodio. Determina la pureza del óxido de magnesio impuro a través de los pasos siguientes.

- Escribe las ecuaciones de las dos reacciones de neutralización.
- Calcula la cantidad de ácido clorhídrico añadida al óxido de magnesio.
- Calcula la cantidad de ácido clorhídrico sobrante valorado.
- Calcula la cantidad de ácido clorhídrico que reacciona con el óxido de magnesio.
- Calcula la masa de óxido de magnesio que reacciona con el ácido clorhídrico inicial y determina a continuación el porcentaje de pureza del óxido de magnesio.



■ **Figura 1.66** Las valoraciones redox efectuadas en laboratorios de referencia sirven para certificar que materiales como estos comprimidos de hierro, sorbitol y vitamina C (ácido ascórbico) contienen las cantidades o concentraciones de sustancias que anuncian en sus características comerciales

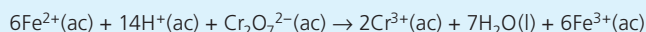
Valoraciones redox

Los cálculos asociados a las valoraciones redox (Figura 1.66) son idénticos a los asociados a ácidos y bases. Las valoraciones redox comportan:

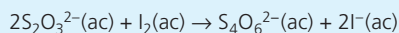
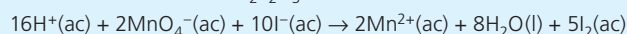
- la determinación de la concentración de una disolución
- la determinación del porcentaje de pureza de una sal o de otras sustancias, como por ejemplo una aleación
- la determinación de la carga y de la masa atómica relativa de un ion
- la deducción de la ecuación iónica de una reacción
- la determinación de la cantidad de agua de cristalización de una sal hidratada.

En el Capítulo 9 se explica cómo establecer las ecuaciones iónicas de las valoraciones redox y se estudian los principios en los que se basan diversos tipos de valoraciones redox.

54 La fórmula del sulfato de hierro(II) hidratado es FeSO₄·xH₂O. Para determinar la cantidad de agua de cristalización del sulfato de hierro (II) hidratado, x, se lleva a cabo un experimento en el que se disuelven 50,60 gramos de sulfato de hierro(II) hidratado en agua destilada para preparar 500,00 cm³ de disolución, de los que 20,00 cm³ reaccionan completamente con 24,00 cm³ de disolución de dicromato(VI) de potasio de 0,100 mol dm⁻³. Utiliza estos datos para determinar el valor de x y, por tanto, la fórmula del sulfato de hierro (II) hidratado.

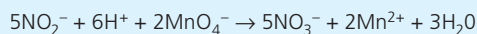


55 El manganato(VII) de potasio, KMnO₄, oxida el yoduro de potasio, KI, en yodo, I₂. Se valora el yodo liberado con tiosulfato sódico acuoso, Na₂S₂O₃.



El yodo producido a partir de 25,00 cm³ de disolución de manganato(VII) de potasio requiere 26,4 cm³ de disolución de tiosulfato sódico 0,500 mol dm⁻³ para reaccionar por completo. Calcula la concentración de la disolución de manganato(VII) de potasio.

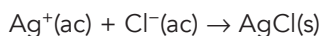
56 El nitrito de sodio, NaNO₂, se utiliza como conservante para productos cárnicos como las salchichas de Fráncfort. En una disolución ácida, los iones nitrito se convierten en ácido nitroso, HNO₂, que reacciona con el ion manganato(VII). Se disuelve 1,00 g de una muestra de sólido hidrosoluble que contiene NaNO₂ en H₂SO₄ diluido y se valora con una disolución acuosa de KMnO₄ de 0,0100 mol dm⁻³. En la reacción, el NO₂⁻ se oxida en NO₃⁻ y para la valoración se requieren 12,15 cm³ de la disolución de KMnO₄. Calcula el porcentaje de masa de NaNO₂ en 1,00 g de muestra.



Valoraciones de precipitación

En un tipo muy frecuente de valoración de precipitación se emplea nitrato de plata para determinar la concentración de iones cloruro. Se añade una disolución de nitrato de plata a una disolución de cloruro en presencia de cromato(VI) de potasio, que actúa como «indicador».

La ecuación iónica neta para la valoración de nitrato de plata es:



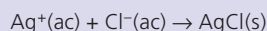
Si la disolución cloruro es ácida, se añade carbonato en polvo para neutralizar el ácido. Las valoraciones de nitrato de plata se emplean, entre otras cosas, para la determinación de las fórmulas de los cloruros.

Ejemplo resuelto

Se disuelven 0,010 mol de un cloruro iónico en agua y se observa que reaccionan completamente con 20,00 cm³ de una disolución de nitrato de plata de 1,00 mol dm⁻³. Determina la fórmula utilizando la letra *M* para representar el metal.

$$\text{Cantidad de nitrato de plata} = \frac{20}{1000} \text{ dm}^3 \times 1,00 \text{ mol dm}^{-3} = 0,020 \text{ mol de iones plata}$$

Estos moles de iones plata reaccionan con iones cloruro según la relación molar 1 : 1.



Esto significa que 0,010 mol de cloruro contienen 0,020 mol de cloro, Cl. Por tanto, la fórmula es MCl_2 .

Selección de preguntas de examen

Prueba 1 Preguntas del IB y preguntas tipo IB

1 ¿Cuál es el número total de átomos de oxígeno en 0,200 mol de glucosa $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

- A 1,20 C $1,20 \times 10^{23}$
B 6,00 D $7,22 \times 10^{23}$

2 ¿Cuál de estas muestras tiene mayor masa?

- A 1,0 mol de N_2H_4 C 3,0 mol de NH_3
B 2,0 mol de N_2 D 25,0 mol de H_2

Prueba 1 Nivel medio, noviembre 2013, P1

3 ¿Cuál de las muestras siguientes contiene el menor número de átomos?

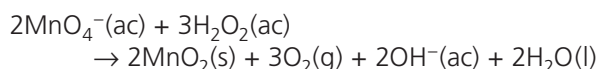
- A 1 g H_2 C 1 g S_2
B 1 g O_2 D 1 g Br_2

4 ¿Cuáles de estos cambios de estado son procesos endotérmicos?

- I congelación III sublimación
II ebullición

- A Solo el I y el II C Solo el II y el III
B Solo el I y el III D I, II y III

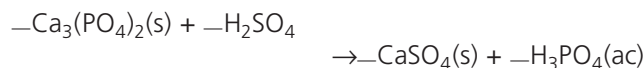
5 El peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , reacciona con los iones manganato, MnO_4^- , en disolución básica según la ecuación:



¿Cuántos moles de peróxido de hidrógeno se necesitan para obtener ocho moles de agua?

- A uno C tres
B dos D doce

6 ¿Cuáles son los coeficientes de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$ y $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$ cuando se ajusta la siguiente ecuación utilizando los números enteros menores posibles?



	Coeficiente de $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{ac})$	Coeficiente de $\text{H}_3\text{PO}_4(\text{ac})$
A	1	2
B	2	3
C	3	1
D	3	2

Prueba 1 Nivel medio, mayo 2013, P3

7 Un determinado compuesto tiene una masa molecular de 56 g mol⁻¹. ¿Cuál de las fórmulas siguientes no puede ser una fórmula empírica de este compuesto?

- A BH_3 C MgN_2H_4
B $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}$ D HCl

8 ¿Cuál de las fórmulas siguientes es una fórmula empírica?

- A N_2F_2 C $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$
B $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$ D C_2N_2

9 ¿Qué masa en g de dióxido de carbono, $\text{CO}_2(\text{g})$, se produce cuando 5,0 g de carbonato de calcio, $\text{CaCO}_3(\text{s})$ reaccionan completamente con ácido clorhídrico, $\text{HCl}(\text{ac})$?

- A 0,050 C 4,4
B 2,2 D 5,0

Prueba 1 Nivel superior, mayo 2013, P2

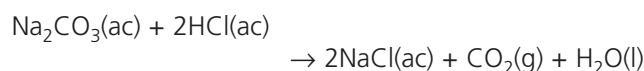
10 ¿Cuál de las ecuaciones siguientes **no** está ajustada correctamente?

- A $\text{Ca}(\text{s}) + 2\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
B $\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$
C $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Ag}^+(\text{ac}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + \text{Ag}(\text{s})$
D $\text{Fe}^{2+}(\text{ac}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{ac}) + 2\text{Cl}^-(\text{ac})$

- 26 Se calienta una muestra de gas argón contenida en un recipiente hermético de volumen fijado desde 50 hasta 250 °C. ¿Cuál de estas cantidades permanece constante?
- A** la velocidad media de los átomos
B la presión del gas
C la energía cinética media de los átomos
D la densidad del argón

Hoja 2 Preguntas del IB y preguntas tipo IB

- 1 Se queman 10 cm³ de eteno, C₂H₄, en 40 cm³ de oxígeno, produciendo dióxido de carbono y agua líquida. Sobra algo de oxígeno.
- a** Escribe la ecuación para la combustión completa del eteno. [2]
b Calcula los volúmenes de dióxido de carbono y de oxígeno sobrantes. [2]
- 2 **a** Escribe una ecuación para la formación de ioduro de cinc a partir de cinc y yodo. [1]
b Se produce la reacción de 100,0 g de cinc con 100,0 g de yodo, obteniéndose yoduro de cinc. Calcula la cantidad (en moles) de cinc y de yodo y determina, en consecuencia, qué reactivo se encuentra en exceso. [3]
c Calcula la masa de yoduro de cinc que se obtendrá. [1]
Prueba 2 Nivel superior, mayo 2004, P3
- 3 Un globo, que puede contener un máximo de 1000 cm³ de nitrógeno antes de arder, contiene 955 cm³ de nitrógeno a 5 °C.
- a** Si la temperatura se eleva hasta 30 °C, ¿ardará el globo? [3]
b Utiliza la teoría cinética para explicar qué les ocurre a las moléculas de nitrógeno del interior del globo cuando la temperatura se eleva hasta 30 °C. [2]
- 4 La fórmula del carbonato de sodio hidratado es Na₂CO₃·nH₂O. Se lleva a cabo un experimento para determinar *n*, la cantidad de agua de cristalización. Se disuelve una muestra de 50,00 gramos de carbonato de sodio hidratado en 250 cm³ de agua y 20 cm³ de esta disolución reaccionan completamente con 13,95 cm³ de ácido clorhídrico de 2,00 mol dm⁻³.



- a** Calcula la cantidad de ácido clorhídrico que ha reaccionado. [1]
b Calcula la cantidad de carbonato de sodio en los 20 cm³ de la disolución empleada en la reacción. [1]
c Calcula la concentración de carbonato de sodio en la muestra. [1]
d Calcula la masa molar del carbonato de sodio hidratado. [1]
e Calcula el valor de *n*. [2]
- 5 **a** Los iones acuosos XO₄³⁻ forman un precipitado con los iones de plata acuosos. Escribe una ecuación ajustada para la reacción en la que se incluyan símbolos de estado. [1]
b Cuando se añaden 41,18 cm³ de una disolución de iones de plata acuosos con una concentración de 0,2040 mol dm⁻³ a una disolución de iones, se forman 1,172 g de precipitado.
- i** Calcula la cantidad (en moles) de iones Ag⁺ empleados en la reacción. [1]
ii Calcula la cantidad (en moles) de precipitado formado. [1]
iii Calcula la masa molar del precipitado. [2]
iv Determina la masa atómica relativa de X e identifica el elemento. [2]
Prueba 2 Nivel superior, noviembre 2003, P2
- 6 Se añaden 11 mg de ácido sulfúrico a 2 kg de agua. Determina la concentración de ácido sulfúrico en ppm. [2]
- 7 Se disuelve una muestra de 0,6125 g de yodato(V) de potasio, KIO₃, en agua destilada en un matraz de aforación hasta alcanzar 250,00 cm³. Se añaden 25,00 cm³ de la disolución a una disolución de yoduro de potasio en exceso de ácido. Para la valoración del yodo formado se necesitan 24,50 cm³ de disolución de tiosulfato de sodio.
- Determina la concentración de la disolución de tiosulfato de sodio.
- $$\text{IO}_3^-(\text{ac}) + 5\text{I}^-(\text{ac}) + 6\text{H}^+(\text{ac}) \rightarrow 3\text{I}_2 + 3\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \quad [4]$$