



Física y Química

SERIE INVESTIGA

El libro **Física y Química**, para 1.º curso de Bachillerato, es una obra colectiva concebida, diseñada y creada en el Departamento de Zubia Editoriala, S. L. y Ediciones Educativas de Santillana Educación, S. L., dirigido por **Joseba Santxo Uriarte** y **Teresa Grence Ruiz**.

En su elaboración ha participado el siguiente equipo:

TEXTO

Francisco Barradas Solas
Pedro Valera Arroyo
M.ª del Carmen Vidal Fernández

EDICIÓN

Ainhoa Basterretxea Llona
Raúl M.ª Carreras Soriano
Bárbara Braña Borja

EDICIÓN EJECUTIVA

David Sánchez Gómez

DIRECCIÓN DEL PROYECTO

Joseba Santxo Uriarte
Antonio Brandi Fernández

Las actividades de este libro no deben ser realizadas en ningún caso en el propio libro. Las tablas, esquemas y otros recursos que se incluyen son modelos para que el alumno los traslade a su cuaderno.

Página de introducción a la unidad

Al principio de cada unidad una página invita a reflexionar alrededor de los contenidos.

Contenidos de la unidad.

Un esquema de la exposición de los contenidos y técnicas o procedimientos.

Ilustración. Una fotografía que acerca a los contenidos de la unidad.

Texto. Una reflexión introductoria sobre la importancia de los contenidos.



Título de la unidad

Para comenzar. Algunas preguntas que abran la reflexión o el debate en relación con el tema.

Páginas de desarrollo de los contenidos

La estructura del desarrollo de los contenidos está compuesta por varios elementos.

Repaso. Antes de tratar los contenidos de cada unidad se recuerdan contenidos de Matemáticas o Física y Química, necesarios para comprender el tema.

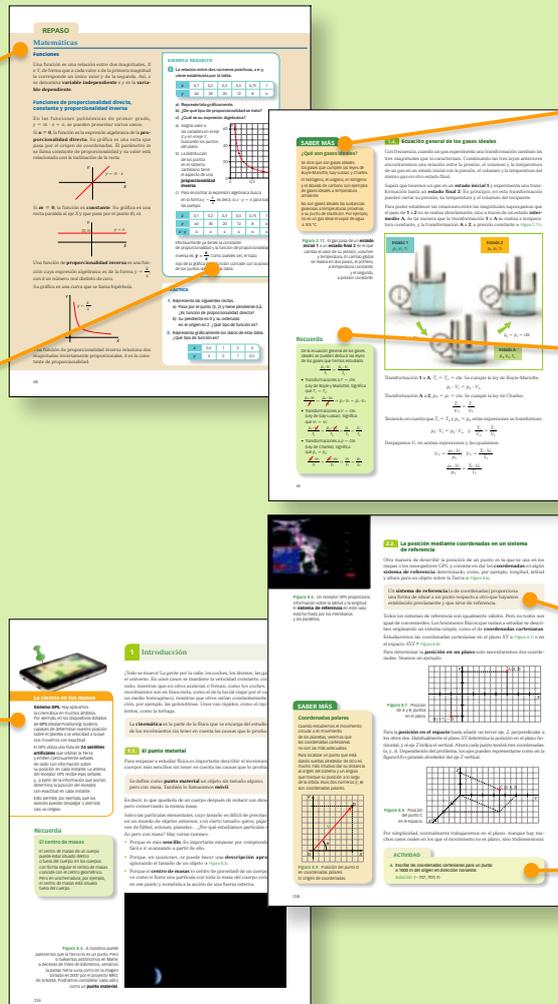
Ejemplos resueltos. A lo largo de toda la unidad se incluyen numerosos ejemplos resueltos, numéricos o no, que ayudan a poner en práctica los conceptos expuestos.

Saber más. Se incluyen contenidos relacionados con la materia pero que no son esenciales para el desarrollo de la unidad.

Recuerda. Aquí se incluyen contenidos de cursos anteriores o estudiados en unidades precedentes.

Destacados. Los contenidos y definiciones esenciales aparecen destacados con un fondo de color.

Actividades al pie. Recoge actividades que acompañan el trabajo de los contenidos próximos a donde se exponen.



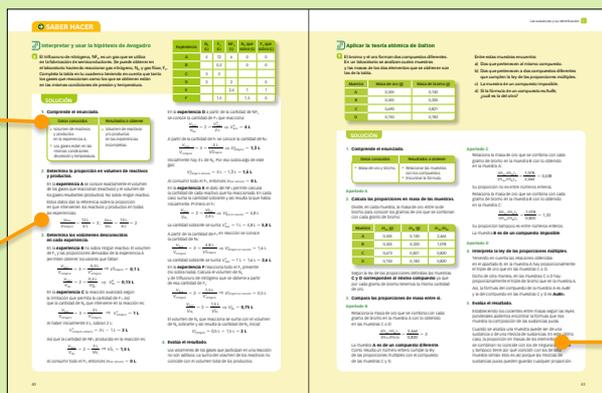
SABER HACER

Muestra procedimientos que deben dominarse para mostrar que los contenidos de la unidad están asimilados.

Comprende el enunciado.

Con un sencillo esquema se invita a la lectura comprensiva de la actividad propuesta.

Desarrollo. Paso a paso se van dando las indicaciones de cómo desarrollar la actividad propuesta.



Evalúa el resultado.

En cada caso se debe valorar el resultado conseguido, dentro del contexto de la actividad.

Actividades finales

Colección de actividades que permiten asentar el aprendizaje.

Apartados. Las actividades están clasificadas según los contenidos de la unidad.

Ejemplos resueltos. En las actividades también se incluyen ejemplos resueltos justo antes de abordar determinados problemas.

Solución. Hay una línea con el resultado para las actividades con solución numérica. Así se facilita el trabajo personal del alumnado.



Ampliación.

Se recogen aquí actividades que presentan un mayor nivel de dificultad.

Nivel de dificultad. La dificultad de cada actividad se muestra según el código:

- Fácil
- Media
- Difícil

Resumen

Un repaso de los contenidos más importantes recogidos en la unidad.



Investiga

Cada unidad se cierra con material complementario.

Al final de cada unidad, en una página se propone una experiencia de laboratorio o el trabajo con una animación interactiva.



Competencias básicas

A lo largo del libro, encontraréis junto a muchos ejercicios los iconos de las competencias básicas del proyecto **HEZIBERRI**. Cada uno de esos iconos nos indica la competencia básica que se trabaja en cada caso.

Competencias básicas disciplinares

- Competencia en comunicación lingüística y literaria
- Competencia matemática
- Competencia científica
- Competencia tecnológica
- Competencia social y cívica
- Competencia artística
- Competencia motriz

Competencias básicas transversales

- Competencia para la comunicación verbal, no verbal y digital
- Competencia para aprender y para pensar
- Competencia para convivir
- Competencia para la iniciativa y el espíritu emprendedor
- Competencia para aprender a ser uno mismo



0. La medida	7
1. Introducción.....	8
2. Magnitudes y unidades de medida	9
3. Incertidumbre y error	12
4. Representación gráfica de la medida.....	15
5. La comunicación científica	16
Investiga. Medida de la densidad de un aceite. Incertidumbre del resultado	20

Química

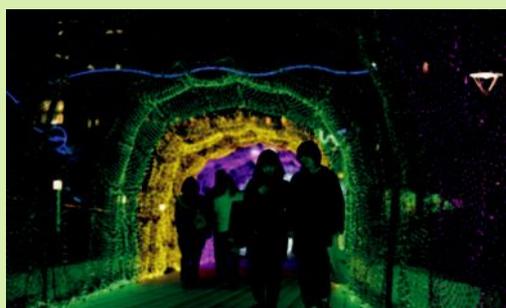
1. Identificación de sustancias	21
1. Leyes fundamentales de la química.....	23
2. La medida de la cantidad de sustancia.....	29
3. La fórmula de las sustancias	32
4. Análisis espectroscópico.....	34
5. Espectrometría de masas.....	38
Actividades finales.....	42
Investiga. Obtención de la fórmula de un compuesto hidratado..	46
2. Los gases	47
1. Leyes de los gases.....	50
2. Ecuación de estado de los gases ideales.....	58
3. Mezclas de gases.....	61
Actividades finales.....	66
Investiga. Comprobación de la ley de Charles	70
3. Disoluciones	71
1. Las disoluciones.....	74
2. La concentración de una disolución.....	74
3. Solubilidad	82
4. Propiedades coligativas.....	84
Actividades finales.....	92
Investiga. Crioscopia y ebulloscopia de una disolución acuosa ...	96
4. El átomo	97
1. El inexacto átomo de Dalton	100
2. Los primeros modelos atómicos	102
3. Cómo se identifican los átomos.....	105
4. Espectros atómicos y física cuántica	106
5. Nuevos modelos atómicos	108
6. La configuración electrónica de la corteza	112
7. El sistema periódico de los elementos	114
8. Propiedades periódicas de los elementos	117
Actividades finales.....	124
Investiga. Simulación del espectro del átomo de hidrógeno	128



5. Enlace químico	129
1. El enlace químico.....	132
2. Enlace iónico.....	133
3. Enlace covalente.....	136
4. Enlace metálico	142
5. Enlaces en los que participan moléculas.....	143
6. Sinopsis de propiedades.....	146
Actividades finales.....	151
Investiga. Propiedades de sustancias covalentes	156
6. Reacciones químicas	157
1. Ajuste de una ecuación química	160
2. Cálculos estequiométricos en las reacciones químicas	162
3. La industria química	168
Actividades finales.....	177
Investiga. Reactivo limitante en una reacción química.....	182
7. Química del carbono.....	183
1. El átomo de carbono y sus enlaces.....	185
2. Fórmula de los compuestos orgánicos	186
3. Formulación de compuestos orgánicos	188
4. Isomería	196
5. Reacciones de los compuestos orgánicos.....	198
6. La industria del petróleo y sus derivados.....	201
7. Formas alotrópicas del carbono. Aplicaciones	204
Actividades finales.....	207
Investiga. Obtención de paracetamol.....	212

Física

8. El movimiento	213
1. Introducción.....	216
2. La posición.....	217
3. La velocidad.....	221
4. La aceleración.....	224
Actividades finales.....	232
Investiga. Estudio del MRU y del MRUA.....	238
9. Tipos de movimientos	239
1. Movimiento rectilíneo y uniforme	242
2. Movimientos con aceleración constante	244
3. Movimiento parabólico.....	250
4. Movimientos circulares	255
Actividades finales.....	263
Investiga. Estudio del movimiento parabólico.....	268



10. Las fuerzas	269
1. Fuerzas a distancia	271
2. Fuerzas de contacto.....	274
3. El problema del equilibrio	279
4. Momento lineal e impulso	282
5. La conservación del momento lineal.....	285
Actividades finales.....	294
Investiga. El impulso de la fuerza y el incremento de la cantidad de movimiento	300
11. Dinámica	301
1. Dinámica del movimiento circular	304
2. La cinemática de los planetas.....	306
3. La dinámica de los planetas.....	310
4. Fuerzas centrales	315
Actividades finales.....	320
Investiga. La aceleración de caída libre y la independencia de su valor.....	324
12. Trabajo, fuerza y energía	325
1. La energía y los cambios.....	328
2. Trabajo.....	330
3. Trabajo y energía cinética	333
4. Trabajo y energía potencial	336
5. Principio de conservación de la energía mecánica	338
6. Fuerza eléctrica y energía.....	340
7. Fuerza gravitatoria y energía	344
Actividades finales.....	351
Investiga. Conservación de la energía. Transformación de energía potencial elástica en energía cinética.....	358
13. Electricidad	359
1. El fenómeno de la electricidad	361
2. Campo eléctrico	362
3. La corriente eléctrica y la ley de Ohm	364
4. Circuitos eléctricos	368
5. Transformaciones energéticas en un circuito. Efecto Joule	371
6. La pila voltaica. Generadores.....	372
7. Ley de Ohm generalizada.....	375
Actividades finales.....	378
Investiga. Asociación de resistencias. Medida de magnitudes eléctricas	384

Anexos

I. Tablas de constantes físicas y químicas.....	385
II. Sistema periódico de los elementos.....	386
III. El trabajo en el laboratorio.....	388

1

Las sustancias y su identificación

CONTENIDOS

- 1 Leyes fundamentales de la química.
- 2 La medida de la cantidad de sustancia.
- 3 La fórmula de las sustancias.
- 4 Análisis espectroscópico.
- 5 Espectrometría de masas.

SABER HACER: Interpretar las leyes ponderales y el modelo atómico de Dalton.

INVESTIGA: Obtención de la fórmula de un compuesto hidratado.

En todos los lugares del universo la materia está formada por los mismos tipos de átomos: hidrógeno, helio, oxígeno, carbono... En la nebulosa **Cabeza de Caballo**, en la constelación de Orión, el hidrógeno es el más abundante, igual que en el resto del universo.

¿Cómo hemos podido saberlo? A cada elemento químico le corresponde algo parecido a una huella que lo identifica: su **espectro**. El espectro nos muestra «la firma» de cada uno de los elementos de la fuente luminosa y en qué condiciones de temperatura se emitió la luz.

PARA COMENZAR

- ¿Cómo sabemos que el hidrógeno es el elemento químico más abundante en el universo?
- Investiga en qué proporción encontramos los elementos químicos en el universo y de dónde proceden los diferentes átomos.

÷ Matemáticas

1. Notación científica

La notación científica es muy útil para expresar números muy grandes o muy pequeños. Consiste en representar el número con una potencia de diez.

Para expresar un número en notación científica, primero identificamos la coma decimal (si la hay) y a continuación la desplazamos hacia la izquierda si el número a convertir es mayor de 10, o hacia la derecha si el número es menor que 1.

- Siempre que movemos la coma decimal hacia la izquierda el exponente de la potencia de 10 será positivo.

Ejemplo: $857,672 = 8,576\ 72 \cdot 10^2$

Movemos la coma decimal **2 posiciones** hacia la izquierda.

- Si la movemos hacia la derecha, el exponente de la potencia de 10 será negativo.

Ejemplo: $0,000\ 003 = 3,0 \cdot 10^{-6}$

Movemos la coma decimal **6 posiciones** hacia la derecha.

La notación científica se emplea, por ejemplo, para expresar grandes distancias. Así, la distancia de la Tierra al Sol es de 149 600 000 000 m o, expresada en notación científica, $1,496 \cdot 10^{11}$ m.

2. Cómo usar la calculadora científica

Las operaciones aritméticas se simplifican mucho utilizando la calculadora científica.

Uso de la tecla exponencial

La tecla $\times 10^x$ significa «por 10 elevado a». En otras máquinas calculadoras el botón viene con las letras EXP, abreviatura de exponente. También, según el diseño de la calculadora, en lugar del signo = podemos encontrar el botón EXE.

- Para calcular $5 \cdot 10^6$ debes pulsar:



- Para calcular $8 \cdot 10^{-2}$ debes pulsar:

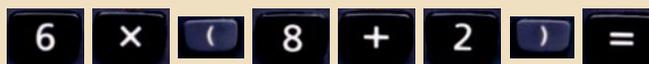


Según el modelo de calculadora que uses, en la sintaxis programada, el signo se pone antes o después del valor del exponente.

Uso de paréntesis

Cuando realices varias operaciones anidadas debes emplear paréntesis.

Para calcular $6 \cdot (8 + 2)$ debes pulsar:



3. Cambiar de unidades

Para pasar de una unidad a otra:

1. Anota la cantidad que quieres cambiar de unidad.	0,85 nm
2. Escribe a su lado una fracción que contenga esta unidad (nm) y la unidad en la que la quieres convertir (m). Escríbela de manera que se simplifique la unidad de partida (nm).	$0,85\ \text{nm} \cdot \frac{\text{m}}{\text{nm}}$
3. Al lado de cada una de estas unidades añade la equivalencia con la otra. Recuerda los prefijos y sufijos.	$0,86\ \cancel{\text{nm}} \cdot \frac{10^{-9}\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{nm}}}$
4. Simplifica la unidad inicial y expresa el resultado final.	$0,86\ \cancel{\text{nm}} \cdot \frac{10^{-9}\ \text{m}}{1\ \cancel{\text{nm}}} = 0,86 \cdot 10^{-9}\ \text{m}$

Debes realizar estos pasos para cada unidad. Es decir, para pasar de km/h a m/s tienes que utilizar dos factores de conversión: uno para pasar de kilómetros a metros y otro para pasar de horas a segundos.

PRACTICA

1. Expresa con notación científica.

- a) 300 000 000 c) 458 002,25
b) -0,000 00325 d) 1000,0005

Solución: a) $3 \cdot 10^8$; b) $-3,25 \cdot 10^{-6}$; c) $4,58 \cdot 10^5$; d) $1 \cdot 10^3$

2. Expresa en unidades del SI.

- a) 1 día c) $2 \cdot 10^3$ t
b) 120 km/h d) 0,002 kg/m³

Solución: a) 86 400 s; b) $33,3\ \text{m/s}$; c) $2 \cdot 10^6$ kg;
d) 0,002 kg/m³

1 Leyes fundamentales de la química

A lo largo de la historia, muchas personas se han dedicado a estudiar cómo se comportaban las sustancias y cómo se transformaban unas en otras. Esta actividad, que hoy reconocemos como química, no siempre tuvo la consideración de ciencia, y se llamaba alquimistas a los que la practicaban (► *Figura 1.1*). Aunque permitió descubrir sustancias y técnicas de gran interés industrial, como los colorantes textiles o la metalurgia.

En el siglo XVIII algunos científicos aplicaron el método científico a las investigaciones de alquimia. Gracias a ello se pudieron definir leyes con las que se estableció la primera teoría científica acerca de la materia.

1.1. Leyes ponderales

Se llama así a una serie de leyes científicas que se establecieron al estudiar la masa de las sustancias que participan en una reacción química.

Ley de la conservación de la masa o ley de Lavoisier

Hasta el siglo XVIII los químicos tenían conocimiento de procesos en los cuales la materia ganaba o perdía masa. Cuando se quemaba carbón o madera, aparecían unas cenizas cuyo peso era inferior al del carbón o la madera original. Por otra parte, cuando se calentaban algunos metales, ganaban masa, como comprobó el físico británico **Robert Boyle** (1627-1691).

Para explicar estos hechos se hablaba del flogisto, una sustancia incolora y con masa negativa que las sustancias ganaban o perdían durante la combustión.

El químico francés **Antoine L. Lavoisier** (1743-1794) realizó esta experiencia:

1. Calentó estaño en un recipiente cerrado que contenía aire. Como resultado, la superficie del metal cambiaba de aspecto, ya que, al calcinarlo, se convertía en un óxido (► *Figura 1.2*).
2. Pesó cuidadosamente el recipiente antes y después del proceso y comprobó que la masa no había cambiado.
3. Comprobó que el óxido del metal tenía más masa que el metal original. Explicó este hecho suponiendo que el metal se combinaba con alguno de los componentes del aire.
4. Repitió la experiencia con otros materiales, como el plomo, y llegó a resultados similares.

En 1789 Lavoisier publicó los resultados de sus investigaciones en su obra *Tratado elemental de química*, donde enunciaba la siguiente ley:

Ley de la conservación de la materia (o de Lavoisier)

La materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Dicho de otra forma, en una reacción química, la masa de las sustancias de partida (los reactivos) es la misma que la masa de las sustancias que se obtienen (los productos).

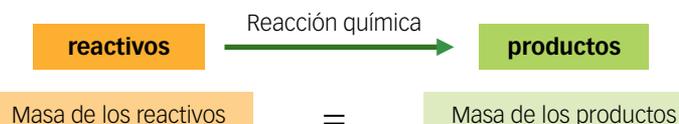


Figura 1.1. *El alquimista*, David Ryckaert (1612-1661). Museo Nacional del Prado, Madrid.



Figura 1.2. En la industria se calcinan los metales. **Calcinar** es calentar un material sólido a una temperatura elevada, pero sin que llegue a fundir.

ACTIVIDADES

3. En sus experiencias, Lavoisier explicó el aumento de peso que experimentaban los metales cuando se calentaban al aire diciendo que se combinaban con alguno de los componentes del aire. Diseña un experimento que te permita dar una explicación científica al hecho de que cuando se quema un trozo de madera se obtienen unas cenizas que pesan mucho menos que la madera original.
4. Para tratar de reproducir la experiencia de Lavoisier, introducimos 6,3 g de cobre en un recipiente, lo cerramos herméticamente y lo pesamos, y comprobamos que contiene 10 g de aire. Al calentarlo observamos que el metal se ha transformado en 8 g de óxido de cobre. ¿Cuánto pesará el aire que hay en el tubo?

Solución: 8,3 g



Figura 1.3. Joseph Louis Proust. Biblioteca Nacional, Madrid.

Ley de las proporciones definidas o ley de Proust

En 1799, mientras trabajaba en España, el químico francés **Joseph Louis Proust** (1754-1826) (► Figura 1.3) realizó trabajos que demostraban que el carbonato de cobre contenía proporciones fijas en peso de carbono, oxígeno y cobre, cualquiera que fuese el origen de la muestra. Tanto si se extraía de la naturaleza como si se obtenía en el laboratorio por distintos procedimientos, en esta sustancia por cada gramo de carbono, hay 4 g de oxígeno y 5,3 g de cobre.

El resultado se pudo generalizar para otros compuestos y Proust enunció la siguiente ley:

Ley de las proporciones definidas (o de Proust)

Siempre que dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en una proporción en masa constante.

EJEMPLO RESUELTO

1 El azufre y el hierro se combinan para formar un sulfuro de hierro en una proporción de 2,13 g de azufre por cada 3,72 g de hierro. En una cápsula se colocan 5 g de azufre:

- ¿Qué cantidad de hierro debemos utilizar para que se transforme totalmente en el sulfuro del que hablamos?
- ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro se obtendrá si en la cápsula ponemos 5 g de azufre y 5 g de hierro?
- Siempre que se forme ese sulfuro de hierro, el hierro y el azufre deben mantener la misma proporción:

$$\frac{2,13 \text{ g de azufre}}{3,72 \text{ g de hierro}} = \frac{5 \text{ g de azufre}}{x}$$

$$x = \frac{5 \text{ g de azufre} \cdot 3,72 \text{ g de hierro}}{2,13 \text{ g de azufre}} = \mathbf{8,73 \text{ g de hierro}}$$

- Observa que según la proporción inicial ya definida la masa de azufre que se combina es menor que la de hierro. Por tanto, no hay suficiente hierro para los 5 g de azufre. Calcula la masa de azufre que se combina con los 5 g de hierro:

$$\frac{2,13 \text{ g de azufre}}{3,72 \text{ g de hierro}} = \frac{x}{5 \text{ g de hierro}}$$

$$x = \frac{5 \text{ g de hierro} \cdot 2,13 \text{ g de azufre}}{3,72 \text{ g de hierro}} = 2,86 \text{ g de azufre}$$

Teniendo en cuenta la ley de Lavoisier:

$$2,86 \text{ g de azufre} + 5 \text{ g de hierro} = \mathbf{7,86 \text{ g de sulfuro de hierro}}$$

ACTIVIDADES

5. En una muestra de sal común se encontró que había 4,6 g de sodio y 7,1 g de cloro.

- ¿Cuál es la masa de la muestra?
- ¿Qué cantidad de cloro y de sodio habrá en una muestra de 2,3 g de sal?

Solución: a) 11,7 g; b) 0,9 g, 1,4 g

6. En un laboratorio se han analizado tres muestras de cloro y cobre, obteniéndose los siguientes resultados para cada una:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)
A	6,3	3,5
B	1,3	0,7
C	3,2	3,6

Determina si las muestras A, B y C pertenecen al mismo compuesto.

7. En la siguiente tabla se recogen los resultados de varias experiencias en las que se hace reaccionar bromo y calcio para formar bromuro de calcio. Copia la tabla en tu cuaderno y completa el contenido de las casillas que faltan.

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8			
C	1,2		6		1,5
D		5		1,3	
E			4,2	0	0

Solución: B) 1 g, 1,3 g, 0 g; C) 6,3 g, 0 g; D) 2,55 g, 6,25 g, 0 g; E) 0,84 g, 3,36 g

Ley de las proporciones múltiples o ley de Dalton

El químico francés **Claude Louis Berthollet** (1748-1822) dudaba de la veracidad de la ley de las proporciones definidas enunciada por Proust. En sus experimentos encontraba que dos elementos se podían combinar en diversas proporciones, según las condiciones en las que tuviese lugar la reacción.

El químico británico **John Dalton** (1766-1844) resolvió esta controversia al demostrar que, en ocasiones, dos elementos se pueden combinar formando varios compuestos diferentes. Sucede así con el carbono y el oxígeno, que pueden formar lo que hoy conocemos como monóxido de carbono y dióxido de carbono. En cada caso se cumple la ley de las proporciones definidas; es decir, siempre que el carbono y el oxígeno se combinan para dar monóxido de carbono lo hacen en proporción en masa 3:4; y siempre que se combinan para formar dióxido de carbono lo hacen en proporción en masa 3:8.

Ley de las proporciones múltiples (o ley de Dalton)

Cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las cantidades de uno de los elementos que se combinan con una cantidad fija del otro guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

EJEMPLO RESUELTO

2 Se sabe que el azufre y el oxígeno se combinan para formar tres compuestos. Los análisis de una muestra de cada uno de ellos revela la siguiente composición:

- Compuesto A: 0,6 g de azufre y 0,9 g de oxígeno.
- Compuesto B: 5,2 g de azufre y 2,6 g de oxígeno.
- Compuesto C: 0,6 g de azufre y 0,6 g de oxígeno.

Demuestra que se cumple la ley de Dalton.

En cada caso hay que determinar la cantidad de uno de los elementos que se combina con una cantidad fija del otro.

Como en el compuesto A y en el C hay 0,6 g de azufre de referencia, determina la cantidad de oxígeno que se combina con 0,6 g de azufre en el compuesto B:

$$\frac{2,6 \text{ g de O}}{5,2 \text{ g de S}} = \frac{x}{0,6 \text{ g de S}}$$

$$x = \frac{2,6 \text{ g de O} \cdot 0,6 \text{ g de S}}{5,2 \text{ g de S}} = 0,3 \text{ g de O}$$

Para comprobar si se cumple la ley de Dalton debes comparar las cantidades de O que se combinan con los 0,6 g de S en los tres compuestos.

- Compuesto A: 0,9 g de O.
- Compuesto B: 0,3 g de O.
- Compuesto C: 0,6 g de O.

Compara A y C frente a B, ya que este es el que tiene menor cantidad de O:

$$\frac{\text{Cantidad de O en A}}{\text{Cantidad de O en B}} = \frac{0,9}{0,3} = 3$$

$$\frac{\text{Cantidad de O en C}}{\text{Cantidad de O en B}} = \frac{0,6}{0,3} = 2$$

Conclusión: se cumple la ley de las proporciones múltiples, ya que las cantidades de O que se combinan con una cantidad fija de S en los tres casos guardan una relación de números enteros sencillos.

ACTIVIDAD

8. El C se combina con el O para formar dos compuestos diferentes, A y B. En el compuesto A, 3 g de C se combinan con 4 g de O, y en el compuesto B, 3 g de C se combinan con 8 g de O. Razona la veracidad de cada una de las siguientes frases:

- 3 g de C no se pueden combinar exactamente con 3 g de O.
- 9 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto B.

- 18 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto A.
- 24 g de O se combinan exactamente con 9 g de C para formar el compuesto B.

Si la fórmula del compuesto B es CO_2 , ¿cuál es la fórmula de A? Justifícalo.

1.2. Teoría atómica de Dalton

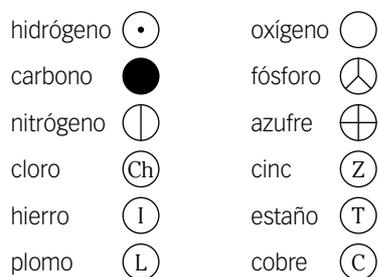


Figura 1.4. Símbolos de Dalton. Creía que su composición era la más simple posible, lo que le llevó a algunos errores, como con el agua y el oxígeno gaseoso.

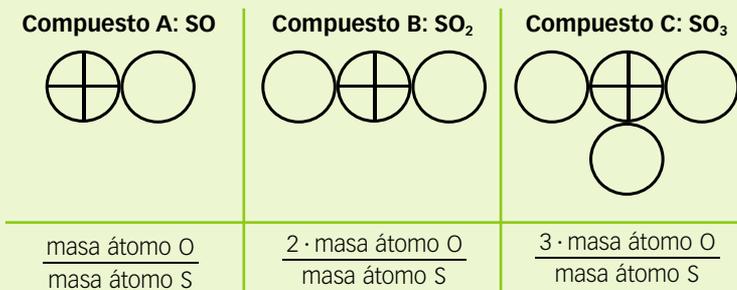
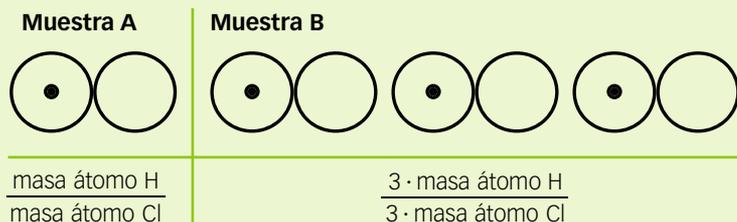
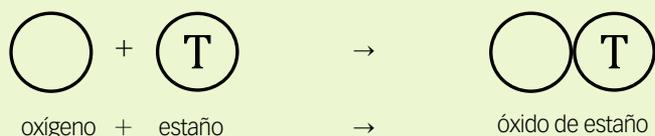
Las leyes ponderales que acabamos de demostrar sugirieron a Dalton un cierto comportamiento de la materia. Recuperó la idea del atomismo de **Demócrito** (460-360 a.C.), pero la completó con los hallazgos que hemos enumerado.

En 1803 enunció la **teoría atómica**, que se resume en los siguientes postulados:

- Todos los elementos están formados por átomos pequeñísimos, que son partículas indivisibles e indestructibles.
- Todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales en masa y en las demás propiedades, y distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- Un compuesto químico está formado por «átomos de compuesto», todos iguales entre sí. Cada «átomo de compuesto» está constituido por átomos de distintos elementos que se combinan en una relación de números enteros sencillos.
- En una reacción química los átomos se recombinan, y así unas sustancias se transforman en otras diferentes.

La teoría atómica de Dalton explica las leyes ponderales

Dalton denominó «átomos de compuestos» a lo que hoy llamamos moléculas, pero para justificar las leyes ponderales con su teoría hablaremos ya, a partir de ahora, de moléculas (► Figura 1.4).



• Explicación de la ley de la conservación de la masa:

Cuando un átomo de oxígeno se combina con un átomo de estaño, se forma una molécula, un «átomo de compuesto», de óxido de estaño. La masa del óxido de estaño coincide con la suma de las masas del oxígeno y el estaño.

Conclusión: en la reacción química los átomos no se crean ni se destruyen, solo se reordenan agrupándose en moléculas para formar nuevas sustancias.

• Explicación de la ley de las proporciones definidas:

El ácido clorhídrico está formado por cloro e hidrógeno. Dalton suponía que las moléculas están formadas por un átomo de cloro y otro de hidrógeno.

Conclusión: siempre que el hidrógeno y el cloro se combinan para formar ácido clorhídrico lo hacen en una proporción en masa constante.

• Explicación de la ley de las proporciones múltiples:

El azufre y el oxígeno se combinan para formar tres compuestos distintos.

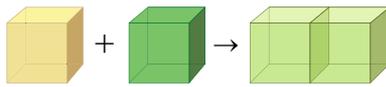
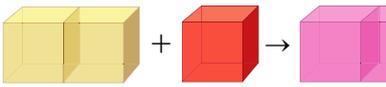
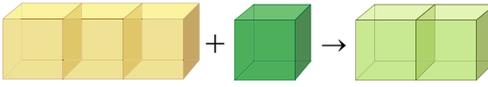
Observa que la masa de oxígeno que se combina con una masa fija de azufre en el compuesto C es el triple de la masa de oxígeno que se combina con esa misma masa en el compuesto A; y la del compuesto B es el doble que la del compuesto A.

Conclusión: el oxígeno se combina con el azufre para formar tres compuestos distintos. Las cantidades de oxígeno que se combinan con una cantidad fija de azufre en cada caso guardan una relación de números enteros sencillos.

1.3. Leyes volumétricas

Las leyes volumétricas surgen tras estudiar reacciones químicas en las que intervienen gases. Para estas sustancias es difícil hacer mediciones de masa; es más sencillo determinar el volumen que ocupan en unas condiciones fijas de presión y temperatura.

En 1809 el químico francés **Joseph-Louis Gay-Lussac** (1778-1850) estudió una serie de reacciones en las que tanto los reactivos como los productos eran gases y llegó a las siguientes conclusiones interesantes:

 <p>Hidrógeno + Cloro → Cloruro de hidrógeno</p> <p>1 volumen, V, de hidrógeno se combina con 1 volumen, V, de cloro y se obtiene un volumen doble, $2 \cdot V$, de cloruro de hidrógeno.</p>	 <p>Hidrógeno + Oxígeno → Agua</p> <p>2 volúmenes, $2 \cdot V$, de hidrógeno se combinan con 1 volumen, V, de oxígeno y se obtiene un volumen doble, $2 \cdot V$, de agua.</p>	 <p>Hidrógeno + Nitrógeno → Amoniaco</p> <p>3 volúmenes, $3 \cdot V$, de hidrógeno se combinan con 1 volumen, V, de nitrógeno y se obtiene un volumen doble, $2 \cdot V$, de amoniaco.</p>
--	---	---

A partir de experiencias semejantes enunció su ley:

Ley de los volúmenes de combinación (o de Gay-Lussac)

En las reacciones entre gases los volúmenes de las sustancias que reaccionan y los de los productos, medidos en las mismas condiciones de **presión y temperatura**, guardan una relación de números enteros sencillos.

EJEMPLO RESUELTO

- 3** El ozono es un gas que se obtiene por transformación del oxígeno. Al estudiar la reacción en el laboratorio se encuentra que, cuando reaccionan 4,5 L de oxígeno se obtienen 3 L de ozono, medidos ambos gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Cuántos litros de oxígeno necesitaríamos para obtener 500 mL de ozono en esas condiciones?

Siempre que el oxígeno y el ozono se encuentren en las mismas condiciones de presión y temperatura reaccionarán en esa proporción:

$$\frac{4,5 \text{ L de oxígeno}}{3 \text{ L de ozono}} = \frac{x}{0,5 \text{ L de ozono}}$$

$$x = \mathbf{0,75 \text{ L de oxígeno}}$$

ACTIVIDAD

- 9.** El monóxido de dinitrógeno es un gas que se utiliza como anestésico dental. Se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar nitrógeno y oxígeno.

Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente teniendo en cuenta que, en todos los casos, tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Solución: B) 10 L, 10 L; C) 3 L, 0 L, 1,5 L; D) 1 L, 1 L; E) 3,4 L, 1,2 L; F) 4,9 L, 3,4 L

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B		5		0	0
C	3	3			
D	3		2		0
E			2,4	1	0
F		1,7		1,5	0



Figura 1.5. Amedeo Avogadro.

Hipótesis de Avogadro

La ley de Gay-Lussac se había obtenido siguiendo el método científico; era, por tanto, una verdad científica, pero resultaba difícil de interpretar desde el punto de vista de la estructura de las sustancias.

El físico italiano Amedeo Avogadro (1776-1856) (► Figura 1.5) encontró una explicación por medio de una hipótesis que publicó en 1811.

Hipótesis de Avogadro

En iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas.

Avogadro especificó que las partículas de los gases no tenían por qué ser átomos, sino que podían ser combinaciones de ellos. Admitiendo que muchos gases formaban moléculas diatómicas pudo explicar la ley de Gay-Lussac y dar un nuevo avance al conocimiento sobre la estructura de la materia.

<p>Hidrógeno + Cloro → Cloruro de hidrógeno</p> <p>Si el volumen de cloruro de hidrógeno es el doble que el de hidrógeno y el de cloro, debe tener el doble de partículas. La molécula de cloruro de hidrógeno tiene que estar formada por 1 átomo de cloro y 1 átomo de hidrógeno. En consecuencia, el gas cloro y el gas hidrógeno deben estar formados por moléculas diatómicas para que cada una proporcione los átomos que permitan formar dos moléculas de cloruro de hidrógeno.</p>	<p>Hidrógeno + Oxígeno → Agua</p> <p>Cada molécula de agua debe tener, como mínimo, un átomo de oxígeno. Si el volumen de agua que se obtiene es el doble que el de oxígeno, la molécula de oxígeno debe ser diatómica, para que cada molécula proporcione los átomos que permitan formar dos moléculas de agua. Como el volumen de agua es el mismo que el de hidrógeno, debe haber el mismo número de moléculas de cada uno. En la reacción anterior dedujimos que la molécula de hidrógeno era diatómica; por tanto, cada molécula de agua debe tener dos átomos de hidrógeno.</p>
---	--

Teoría atómico-molecular

La ley de Gay-Lussac y la hipótesis de Avogadro completaron la teoría atómica de Dalton. Además de reconocer que los elementos químicos están formados por átomos, sabemos que algunos forman **moléculas** que resultan de la unión de átomos en una proporción definida.

Como resultado de todo ello se puede enunciar la **teoría atómico-molecular** con los siguientes postulados:

1. Toda la materia está formada por **átomos** pequeñísimos que son partículas indivisibles e indestructibles.
2. Todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales en masa y en las demás propiedades y distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
3. Todas las sustancias, simples o compuestas, están formadas por **moléculas**, que resultan de la unión de átomos del mismo o distintos elementos.
4. Todas las moléculas de una misma sustancia son **iguales entre sí**. Además son distintas a las moléculas que forma cualquier otra sustancia.
5. Las moléculas de las **sustancias simples** están formadas por átomos del mismo elemento. Si la molécula está formada por un solo átomo, se identifica con el átomo. Ejemplo, el He. Si está formada por más de uno, se indica con el símbolo del elemento y un número que indica cuántos átomos están enlazados en una molécula. Ejemplos: H_2 , P_4 , etc.
6. Las moléculas de las **sustancias compuestas** están formadas por átomos de dos o más elementos diferentes que se combinan en relaciones numéricas sencillas. Por ejemplo, 1:1 para HCl, 2:1 para H_2O , 1:3 para NH_3 , 2:3 para N_2O_3 , etc.
7. En una **reacción química** los átomos se recombinan, y así unas sustancias se transforman en otras diferentes.

2 La medida de la cantidad de sustancia

Dalton y otros químicos lograron determinar la masa de los átomos conocidos en ese momento (hidrógeno, oxígeno, carbono, cloro, hierro, etc.) por comparación, es decir, analizando la proporción en la que se combinaban los elementos para formar un compuesto. Por ejemplo, si en el ácido clorhídrico el hidrógeno se combina con el cloro en una proporción 1:35,5, la masa del átomo de cloro debe ser 35,5 veces la del hidrógeno.

Comparando todos los átomos entre sí resultó que el más pequeño de todos es el átomo de hidrógeno. El átomo de carbono tiene una masa que es 12 veces la del hidrógeno; la del oxígeno es 16 veces mayor que la del hidrógeno; y así otros. Las masas así obtenidas son **masas atómicas relativas**, ya que se establecen con relación a la masa del átomo de hidrógeno tomada como unidad.

2.1. Masa molecular relativa

Más adelante, cuando se descubrieron las partículas en el interior del átomo y se midió su masa, se determinó que la masa de un átomo era la suma de la masa de las partículas que lo formaban (protones, neutrones y electrones). Resultaba así que la masa de un átomo de hidrógeno-1 era 1,008, y la del isótopo del carbono-12, 12,000. Por eso se tomó como base para medir las masas atómicas relativas la doceava parte de este isótopo del carbono, que es exactamente la unidad.

Se denomina **masa atómica relativa** de un elemento químico a la masa de sus átomos con relación a la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12. Así determinada, la masa atómica relativa es un número adimensional.

En 1960 la IUPAC (Unión Internacional de Química Pura y Aplicada) definió la unidad de masa atómica, **u**:

Una **unidad de masa atómica**, **u**, es una cantidad de materia igual a la doceava parte de un átomo del isótopo de carbono-12.

$$1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Dalton elaboró la primera tabla de masas atómicas relativas, que se fue incrementando con los datos de los nuevos elementos que se iban descubriendo. Actualmente leemos la masa de los átomos en la tabla periódica; sus valores se han obtenido por métodos muy precisos.

La **fórmula** de un compuesto nos indica los átomos de cada elemento que forman su molécula (ejemplo: CO_2), o el equivalente a una molécula, en el caso de que sea un cristal iónico (ejemplo: CaCl_2).

La **masa molecular relativa** de un compuesto se obtiene sumando la masa atómica relativa de cada uno de sus elementos:

- Masa molecular relativa del $\text{CO}_2 = \text{masa del C} + \text{masa del O} \cdot 2$.
Masa molecular relativa del $\text{CO}_2 = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00$.
- Masa molecular relativa del $\text{CaCl}_2 = \text{masa del Ca} + \text{masa del Cl} \cdot 2$.
Masa molecular relativa del $\text{CaCl}_2 = 40,08 + 35,45 \cdot 2 = 110,98$.

Recuerda

Los gases a temperatura ambiente, como el oxígeno, el nitrógeno y el hidrógeno, forman siempre moléculas diatómicas: O_2 , N_2 y H_2 .

Recuerda

Un elemento químico puede tener átomos de masa diferente. Esos átomos se llaman **isótopos** y se representan con el símbolo o el nombre seguido del número de masa.

Ejemplo: carbono-12 es el isótopo del carbono que tiene 12 partículas en su núcleo.

Recuerda

En la tabla periódica cada casilla está reservado a un elemento. En ella encontramos información que lo identifica: su nombre, símbolo y número atómico.

Además, se añade información sobre las propiedades del elemento. En este libro, en el anexo II, encontrarás la **masa atómica relativa** de cada elemento en la esquina superior derecha:

16	32,06	Masa atómica relativa
S		
Azufre		

Será necesario añadir a la masa las unidades. Según cada ejercicio se debe añadir g o u.

2.2. El mol

Un átomo es una cantidad de sustancia extraordinariamente pequeña. De igual modo, una molécula, que es un conjunto de pocos átomos (a veces no tan pocos), es también una cantidad de sustancia muy pequeña. Para manejarnos en la práctica necesitamos definir una unidad mucho mayor que represente una cantidad de sustancia del orden del gramo. Esta unidad es el **mol**, que fue aceptada en 1971 como una de las siete unidades fundamentales del sistema internacional. Es la unidad que corresponde a la magnitud **cantidad de sustancia**.



1 mol de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es
261,32 g de nitrato de bario



1 mol de NaNO_3 es
85,01 g de nitrato de sodio



1 mol de KMnO_4 es
158,04 g de permanganato de potasio

Figura 1.6. Un mol de una sustancia tiene distinta masa que un mol de otra sustancia, pero el mismo número de partículas.

Un **mol de átomos** es la cantidad de átomos de un mismo elemento químico que contiene tantos átomos como hay en 0,012 kg de carbono-12.

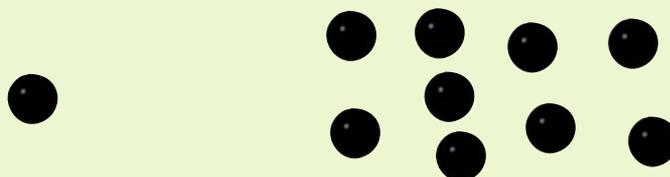
La masa de un **mol de átomos** equivale a su masa atómica relativa expresada en gramos.

Un **mol de un compuesto** es la cantidad de ese compuesto equivalente a su masa molecular relativa expresada en gramos (► Figura 1.6).

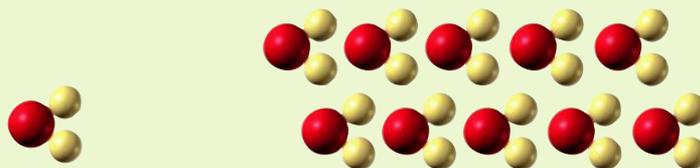
En 1811 el químico italiano Amedeo Avogadro determinó de forma experimental que en 1 mol hay $6,022 \cdot 10^{23}$ partículas. En su honor a este número se le denomina **número de Avogadro, N_A** .

En 1 **mol de átomos** hay el número de Avogadro de átomos, $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos.

En 1 **mol de un compuesto** hay el número de Avogadro de moléculas (o su equivalente, en el caso de cristales iónicos).



1 átomo de carbono = 12,00 u 1 mol de carbono = 12,00 g
1 mol de carbono = $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono



1 molécula de H_2O = $1,008 \text{ u} \cdot 2 + 16,00 \text{ u} = 18,02 \text{ u}$ 1 mol de H_2O = $1,008 \text{ g} \cdot 2 + 16 \text{ g} = 18,02 \text{ g}$
1 mol de H_2O = $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

En 1 molécula de H_2O hay...		En 1 mol de H_2O hay...	
1 átomo de O	16,00 u de O	1 mol de átomos de O	16,00 g de O
2 átomos de H	$1,008 \text{ u} \cdot 2 = 2,016 \text{ u de H}$	2 mol de átomos de H	$1,008 \text{ g} \cdot 2 = 2,016 \text{ g de H}$
Su masa es 18,02 u		Su masa es 18,02 g	

EJEMPLO RESUELTO

4 En un recipiente tenemos 5 g de hidróxido de calcio, Ca(OH)_2 . Calcula:

- La cantidad de hidróxido de calcio en moles.
- Los átomos de oxígeno que tenemos.
- Los moles de hidrógeno que tenemos.
- Los gramos de calcio que tenemos.
- La masa de hidróxido de calcio necesaria para tener 6 moles de oxígeno.
- La masa de hidróxido de calcio necesaria para tener 10^{24} átomos de calcio.
- La masa de hidróxido de calcio necesaria para tener 4 g de hidrógeno.

Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$; $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$; $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$; $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

a) Determina la masa molar de hidróxido de calcio:

$$M(\text{Ca(OH)}_2) = 40,08 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 74,10 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$5 \text{ g de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2} = 0,0675 \text{ mol de Ca(OH)}_2$$

b) El N_A permitirá conocer el número de partículas.

$$0,0675 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 8,13 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

c) Con relación al hidrógeno, se opera de forma similar al apartado anterior:

$$0,0675 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de H}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 0,135 \text{ mol de H}$$

d) Calcula los moles de calcio en la muestra y luego los gramos teniendo en cuenta su masa molar:

$$0,0675 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} \cdot \frac{40,08 \text{ g de Ca}}{1 \text{ mol de Ca}} = 2,70 \text{ g de Ca}$$

e) El cálculo es similar, pero ahora se inicia en los 6 moles de oxígeno que se necesitan:

$$6 \text{ mol de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de O}} \cdot \frac{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 222,3 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

f) El cálculo es similar, pero ahora se inicia en los 10^{24} átomos de calcio que se necesitan:

$$10^{24} \text{ átomos de Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca}} \cdot \frac{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 123,04 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

g) El cálculo es similar, pero ahora se inicia en los 4 g de hidrógeno que se necesitan:

$$4 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2}{2 \text{ mol de H}} \cdot \frac{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2}{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2} = 148,02 \text{ g de Ca(OH)}_2$$

ACTIVIDADES

10. En una muestra de 4 g de azufre, ¿cuántos moles de azufre tenemos? ¿Cuántos átomos?

Dato: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$.

Solución: 0,125 mol; $7,5 \cdot 10^{22}$ átomos

11. En un recipiente tenemos $5 \cdot 10^{18}$ átomos de un elemento cuya masa es 0,543 mg. ¿Cuál es la masa atómica de ese elemento? ¿De qué elemento se trata? Consulta la tabla periódica.

Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: 65,4 u; Zn

12. ¿Cuántos gramos de radio tendremos en mil billones de átomos de ese elemento? ¿Y si los átomos fuesen de silicio? Dato: $M(\text{Ra}) = 226 \text{ u}$, $M(\text{Si}) = 28,09 \text{ u}$.

Solución: $3,75 \cdot 10^{-7} \text{ g}$; $4,66 \cdot 10^{-8} \text{ g}$

13. En una muestra de 8 g de dióxido de azufre calcula:

- La cantidad de dióxido de azufre en moles.
- Los átomos de oxígeno.
- Los gramos de azufre.

Datos: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$,
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: a) 0,125 mol; b) $1,5 \cdot 10^{23}$ átomos; c) 4,0 g

3 La fórmula de las sustancias

Se usan dos tipos de fórmula:

- **Fórmula empírica:** indica los elementos que forman un compuesto y en qué proporción se combinan sus átomos, expresada con los números enteros más sencillos.
- **Fórmula molecular:** indica los elementos que forman un compuesto y exactamente cuántos átomos de cada uno hay en una molécula del compuesto.

Los **compuestos moleculares** presentan fórmula empírica y fórmula molecular.

- Las moléculas de agua están formadas por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Su fórmula H_2O indica cuántos átomos de cada elemento hay en una molécula y también en qué proporción se combinan. Es, a la vez, fórmula empírica y fórmula molecular.
- Las moléculas de agua oxigenada están formadas por dos átomos de hidrógeno y dos de oxígeno. Su fórmula H_2O_2 indica cuántos átomos de cada elemento hay en una molécula: es su fórmula molecular. La proporción en que se combinan sus elementos, expresada con los números más sencillos, es un átomo de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. HO es su fórmula empírica.

Los **compuestos iónicos** no forman moléculas. La fórmula con que representamos un compuesto iónico es siempre una fórmula empírica, que expresa la proporción en que se combinan los átomos de sus elementos.

3.1. Composición centesimal de las sustancias

La composición centesimal de una sustancia indica el tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que la integran.

Para calcular la composición centesimal se ha de comparar la masa de cada elemento con la masa total del compuesto y multiplicar por 100.

ACTIVIDADES

14. Determina la composición centesimal del butano, C_4H_{10} .
Datos: $M(C) = 12,00 \text{ g/mol}$,
 $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$.

Solución: 82,64 % de C;
17,36 % de H

15. Determina la composición centesimal del nitrato de calcio, $Ca(NO_3)_2$.
Datos: $M(Ca) = 40,08 \text{ g/mol}$,
 $M(N) = 14,01 \text{ g/mol}$,
 $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Solución: 24,42 % de Ca;
17,08 % de N; 58,50 % de O

16. Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratados, y en su fórmula se indica la proporción en que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado tiene de fórmula $CuSO_4 \cdot 5H_2O$. Calcula el porcentaje de agua en masa en esta sustancia.
Datos: $M(CuSO_4) = 159,61 \text{ g/mol}$,
 $M(H_2O) = 18,016 \text{ g/mol}$.

Solución: 36,08 %

EJEMPLO RESUELTO

- 5 Determina la composición centesimal del hidróxido de calcio, $Ca(OH)_2$.
Datos: $M(Ca) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$.

1. Calcula su masa molar, que se obtiene sumando la masa de los elementos:

$$M(Ca(OH)_2) = 40,08 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 74,10 \text{ g/mol}$$

2. Al comparar la masa de cada elemento con el total del compuesto y al multiplicar por 100, se obtiene el porcentaje de cada elemento:

$$\bullet \frac{40,08 \text{ g de Ca/mol}}{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2/\text{mol}} \cdot 100 = \mathbf{54,09 \% \text{ de Ca}}$$

$$\bullet \frac{(16,00 \text{ g de O/mol}) \cdot 2}{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2/\text{mol}} \cdot 100 = \mathbf{43,19 \% \text{ de O}}$$

$$\bullet \frac{(1,008 \text{ g de H/mol}) \cdot 2}{74,10 \text{ g de Ca(OH)}_2/\text{mol}} \cdot 100 = \mathbf{2,72 \% \text{ de H}}$$

Observa que la suma de los porcentajes de todos los elementos que forman un compuesto debe resultar 100%.

3.2. Obtención de la fórmula de un compuesto

Conocida la composición centesimal, u otro modo de expresar la proporción en masa en que se combinan sus elementos, podemos determinar la **fórmula empírica** de un compuesto. Para ello hay que recordar que la fórmula indica la proporción en que se combinan los átomos o los moles de átomos de los elementos, expresada con números enteros sencillos. La **fórmula molecular** será un múltiplo de la empírica, para la que necesitamos la masa molar del compuesto.

EJEMPLO RESUELTO

- 6 El butano es un compuesto que tiene un 82,64% de carbono y 17,36% de hidrógeno. Determina su fórmula empírica y molecular sabiendo que su masa molar es 58,08 g/mol. Datos: $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$.

La fórmula del compuesto será del tipo: C_xH_y .

La composición centesimal determina la proporción en masa de cada elemento. Así, en 100 g de butano habrá 82,64 g de C y 17,36 g de H. Determina los moles de cada elemento que están presentes en esa cantidad usando la masa atómica:

$$82,64 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 6,886 \text{ mol de C}$$

$$17,36 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 17,2 \text{ mol de H}$$

La fórmula del compuesto es del tipo: $\text{C}_{6,886}\text{H}_{17,2}$.

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción. Para encontrarlos se dividen ambos números por el más pequeño:

$$\frac{\text{C}_{6,886}\text{H}_{17,2}}{6,886} \Rightarrow \text{C}_1\text{H}_{2,5}$$

Los números en los subíndices deben ser enteros, se multiplica por 2:



Comprueba si es la fórmula molecular del compuesto. Calcula su masa molar:

$$M(\text{C}_2\text{H}_5) = 12,00 \text{ g/mol} \cdot 2 + 1,008 \text{ g/mol} \cdot 5 = 29,04 \text{ g/mol}$$

La fórmula molecular es un múltiplo de la empírica, por tanto, lo mismo ocurre con la masa molar:

$$M(\text{C}_{2 \cdot n}\text{H}_{5 \cdot n}) = M(\text{C}_2\text{H}_5) \cdot n \Rightarrow n = \frac{M(\text{C}_{2 \cdot n}\text{H}_{5 \cdot n})}{M(\text{C}_2\text{H}_5)} = \frac{58,08}{29,04} = 2$$

Fórmula empírica: **C₂H₅**. Fórmula molecular: **C₄H₁₀**.

ACTIVIDADES

17. El azufre y el oxígeno forman un compuesto en el que el 40,04% es de azufre. Determina su fórmula sabiendo que tiene un único átomo de azufre. Datos: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.
Solución: SO_3
18. El análisis de un mineral de aluminio revela que está formado por un 34,59% de aluminio, 3,88% de hidrógeno, y el resto, oxígeno. Determina su fórmula empírica. Datos: $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$.
Solución: $\text{Al}(\text{OH})_3$
19. El nitrógeno y el oxígeno forman muchos compuestos. Uno de ellos tiene de masa molar 92,02 g/mol y un porcentaje de nitrógeno del 30,45%. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto. Datos: $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.
Solución: NO_2 ; N_2O_4

4 Análisis espectroscópico

SABER MÁS

En física se utiliza el concepto de **campo** para representar una variación que produce una partícula a su alrededor.

Por ejemplo, se habla de campo eléctrico para una partícula cargada; de campo gravitatorio para una partícula con masa; y de campo magnético para un imán.

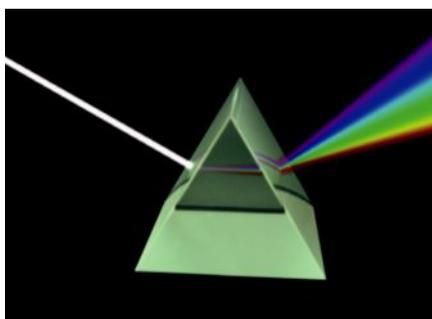


Figura 1.7. Si hacemos pasar la luz blanca por un prisma, obtendremos su **espectro**.

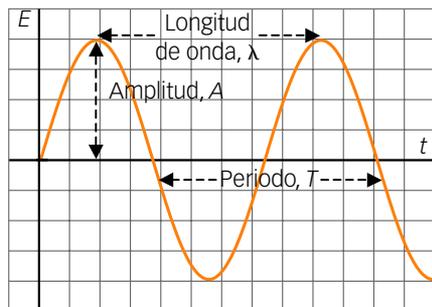


Figura 1.8. Variación del campo eléctrico en un punto a lo largo del tiempo.

La fórmula de un compuesto es importante para identificarlo. Hemos visto cómo se obtiene la fórmula a partir de la composición centesimal. Pero en ocasiones hay que analizar muestras de las que ni siquiera conocemos qué elementos químicos las forman.

La **espectroscopía** es una técnica que permite analizar pequeñas cantidades de sustancia para determinar los elementos químicos que la componen y algunos enlaces químicos presentes en su molécula, además de su masa molar. Estos datos, junto con otros análisis, ayudarán a identificar tal sustancia.

Desde el siglo XIX en que se inició esta técnica, ha sido de gran ayuda para conocer la composición del Sol y otros cuerpos celestes o determinar la estructura química de proteínas o ácidos nucleicos, y la de medicamentos o polímeros. Hoy es una técnica de uso común en los laboratorios de análisis.

4.1. ¿Qué es un espectro?

Habitualmente identificamos la luz del Sol como luz blanca. Pero cuando esta luz atraviesa un prisma o una gota de agua, se descompone en varios colores. La luz blanca es una **radiación compleja** formada por otras radiaciones más simples.

El **espectro** de una radiación es el registro de las **radiaciones simples** que la forman.

Para obtener un espectro hay que lograr que la radiación compleja atraviese un dispositivo que permita separar las simples (como un prisma) (► Figura 1.7). Si las radiaciones simples son de diferente color, es fácil distinguirlas proyectadas sobre una pantalla.

La luz solar

El Sol irradia ondas electromagnéticas complejas. Esto se debe a que su luz provoca cambios de naturaleza eléctrica y magnética en el medio en que se propaga. Esos cambios se pueden representar mediante una onda.

Cada radiación sencilla que emite el Sol tiene una energía que se relaciona con las características de la onda: la longitud de onda y la frecuencia.

Cuando una radiación alcanza un punto del medio, sus características electromagnéticas varían hasta un valor máximo a un lado y otro de lo que era su línea de equilibrio. Se dice que el campo eléctrico vibra con una determinada amplitud en ese punto. La vibración se va transmitiendo a los demás puntos del medio a los que llega la onda.

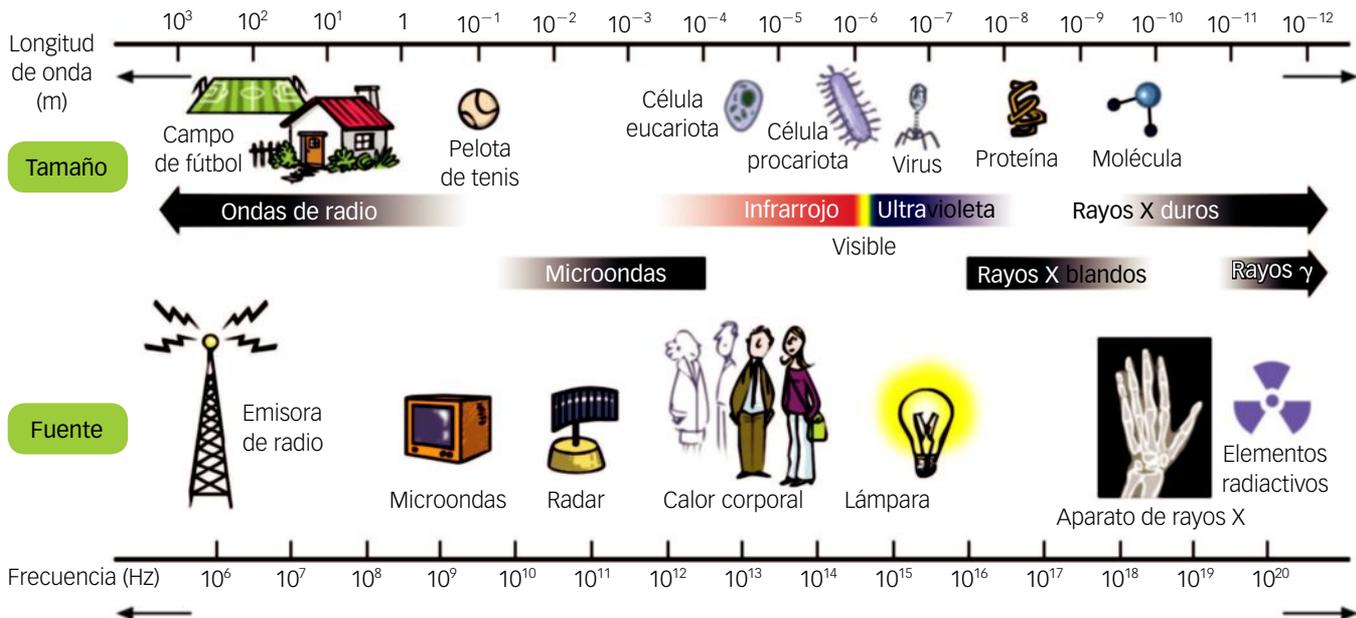
- Se llama **longitud de onda**, λ , de una radiación, a la menor distancia entre dos puntos en el mismo estado de vibración. Se mide en metros, m.
- Se llama **frecuencia**, f , de una radiación, al número de ciclos de vibración completados en un segundo. Se mide en s^{-1} o hercios, Hz.

La longitud de onda y la frecuencia de una onda electromagnética se relacionan entre sí por medio de la **velocidad de la luz**, c :

$$c = \lambda \cdot f$$

4.2. El espectro solar

Las luces de colores que vemos cuando la luz solar atraviesa un prisma es solo la parte visible del espectro solar. Además de estas, el espectro comprende radiaciones de menor y de mayor energía. La energía de una onda es mayor cuanto mayor sea su frecuencia.



Para analizar un espectro electromagnético se utilizan detectores que miden la longitud de onda o la frecuencia de cada una de las radiaciones.

4.3. La energía de los electrones en los átomos

El curso anterior estudiamos el átomo como una estructura con un núcleo (donde están los protones y neutrones) y una corteza en la que se encuentran los electrones, ocupando los orbitales según su configuración electrónica.

En su estado fundamental, cada electrón ocupa el nivel de energía más bajo posible. Pero si un electrón recibe la energía adecuada, pasa del orbital en que se encontraba a otro de mayor energía. La energía la recibe de un fotón de luz. Se dirá entonces que el electrón absorbió la energía del fotón y pasó a un nivel de mayor energía (► Figura 1.9). La diferencia de energía entre niveles es esa energía que trae el fotón.

La diferencia de energía entre un nivel y el siguiente depende del nivel de partida, y es más pequeña cuanto más lejos del núcleo se encuentre el electrón. Así, la energía que se requiere para que un electrón pase del nivel 4 al 5 es menor que para que pase del nivel 1 al 2.

La energía de un electrón en un nivel depende también del número de protones que hay en su núcleo. Por ello, la energía para que el electrón del nivel 2 de la corteza del litio pase al nivel 3 no es la misma que la que se necesita para que un electrón en el berilio haga este mismo salto.

SABER MÁS

Fotones

La luz está formada por pequeños corpúsculos llamados fotones que avanzan del mismo modo que se propaga una onda. La energía de un fotón depende de su frecuencia.

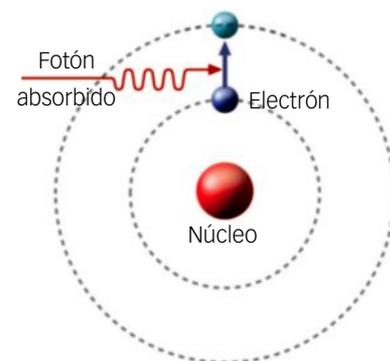


Figura 1.9. La energía de los fotones, y por tanto de la radiación, que puede absorber un electrón para pasar de un nivel de energía al siguiente, depende del salto que realiza el electrón y del átomo en que se encuentra.

ACTIVIDAD

20. Explica el significado de la frase: «El arco iris muestra el espectro de la luz solar».



Figura 1.10. Aparato de espectroscopía de absorción atómica.

SABER MÁS

Espectroscopía de absorción atómica

Tiene gran importancia en estudios medioambientales para la detección, por ejemplo, de metales pesados en agua o vertidos (como plomo, cadmio o mercurio). Estos metales son muy tóxicos aunque se encuentren en concentraciones muy bajas. La espectroscopía de absorción atómica detecta su presencia incluso a concentraciones por debajo de su toxicidad.

4.4. Espectroscopía de absorción atómica

La espectroscopía de absorción atómica se utiliza para determinar la presencia de átomos de **elementos metálicos** en diversas muestras: rocas, suelos, aguas, vinos o productos farmacéuticos (► **Figura 1.10**). En su mayoría, estos metales forman parte de compuestos o pueden estar disueltos.

El primer paso para este análisis consiste en vaporizar la muestra junto a un combustible y un comburente (1) y someterla a altas temperaturas en el quemador (2000 K-5000 K) (2).

Luego se ilumina con una lámpara que emite radiaciones con un cierto abanico de energía (3). Los átomos de los metales en el quemador absorberán las radiaciones cuya energía coincida con la diferencia de energía entre los niveles propios de cada elemento químico. Por eso hay una diferencia entre la radiación incidente de la muestra (4) y la saliente (5).

La cantidad de radiación absorbida es proporcional a la cantidad de átomos de cada elemento. Toda esta información se procesa (6) y se muestra el resultado en un registro del espectro.

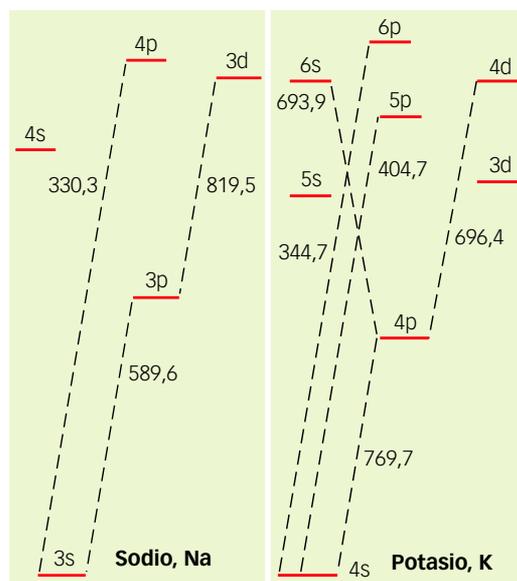
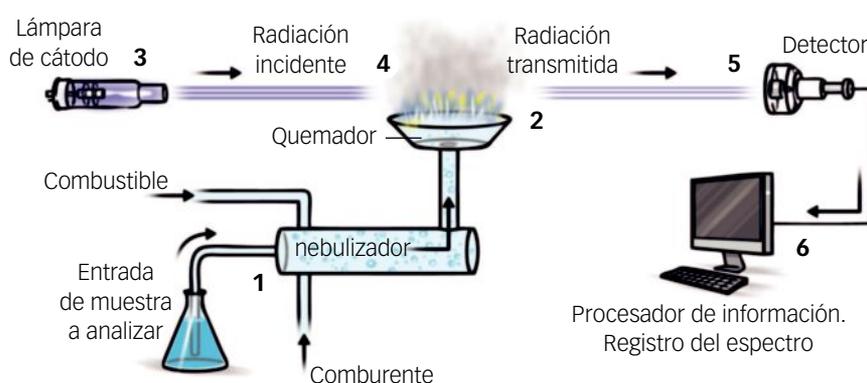


Figura 1.11. Los átomos de **sodio** tienen su electrón de valencia en el nivel 3s. Cuando se iluminan, pueden absorber fotones que los lleven a los niveles 3p o 4p. En la imagen se muestran las longitudes de onda (en nm) correspondientes a estos fotones y que se detectarán en su espectro de absorción. Observa la diferencia con las radiaciones que pueden absorber los átomos de **potasio**.

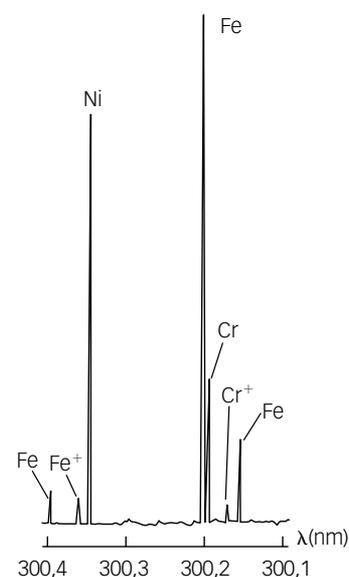


Figura 1.12. Espectro de absorción atómica de una muestra que contiene diferentes metales. La longitud de onda de las radiaciones permite identificar los elementos químicos presentes. La altura del pico indica la cantidad de cada uno.

ACTIVIDAD

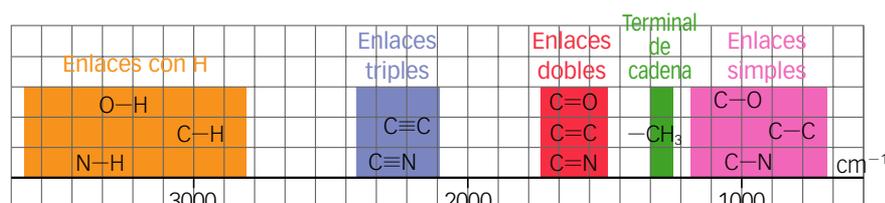
- 21.** Teniendo en cuenta la información que aparece en la figura 1.11, dibuja (de forma cualitativa) el espectro de absorción atómica (similar a la figura 1.12) de una muestra de agua que tenga disueltos NaCl y KCl. Identifica cada raya con la transición electrónica que le corresponda. (Utiliza un color para las rayas que corresponden a un elemento químico y otro diferente para las que corresponden al otro).

4.5. Espectroscopía de absorción infrarroja

La espectroscopía de absorción infrarroja (IR) permite detectar la presencia de determinados enlaces en las moléculas. Por sí sola solo puede identificar una sustancia si su espectro coincide exactamente con el de una muestra conocida de esa sustancia. No obstante, saber si una molécula orgánica tiene un doble enlace entre átomos de carbono o entre un átomo de carbono y otro de oxígeno, por ejemplo, puede ayudar a identificar el compuesto.

La espectroscopía de absorción infrarroja ilumina las muestras con radiación de energía inferior al rojo (la radiación visible de menor energía). Esta radiación modifica la vibración de los enlaces de la molécula (es decir, hace que los enlaces se estiren, se encojan o se doblen). La energía que se requiere para cambiar la forma en que vibra un enlace C–O es distinta de la de un enlace C=O o de un enlace C–N.

La gráfica siguiente muestra los números de onda que modifican el estado de vibración de los enlaces más frecuentes en las moléculas orgánicas.



Observa las siguientes parejas de espectros de IR (► Figuras 1.14 a 1.17) de compuestos de fórmula similar. La información más importante para identificar los enlaces está en la zona de números de onda alta. La zona de números de onda baja se llama zona de huella digital. Es característica de cada sustancia, aunque no es fácil distinguir información sobre enlaces.

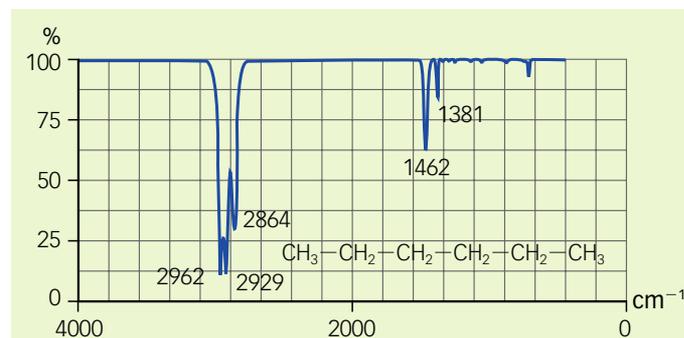


Figura 1.14. Espectro de IR para el **hexano**.

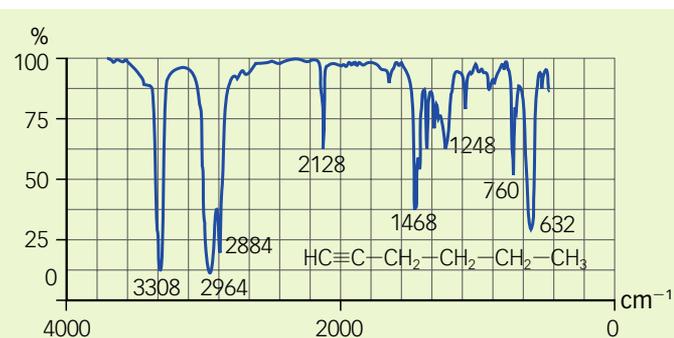


Figura 1.15. Espectro de IR para el **hex-1-ino**.

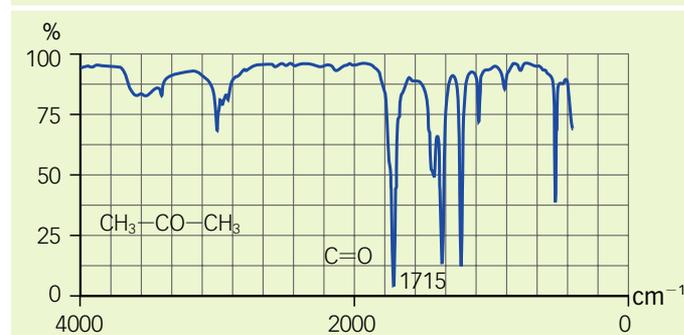


Figura 1.16. Espectro de IR para la **propanona**.

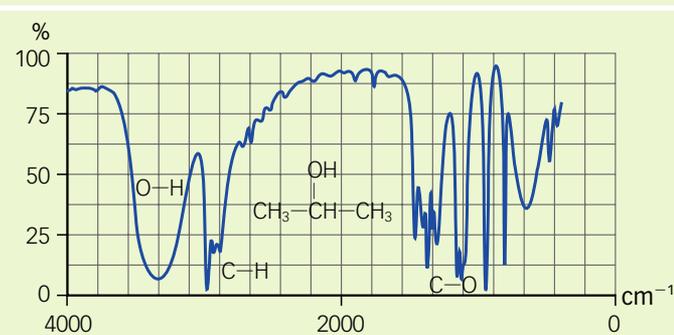


Figura 1.17. Espectro de IR para el **propan-2-ol**.

La espectroscopía infrarroja es una técnica muy utilizada en laboratorios de análisis, investigación y en la industria. Se emplea en análisis forenses, identificación de drogas y fármacos, fabricación de polímeros, etc.



Figura 1.13. Aparato de espectroscopía infrarroja. A la derecha se puede ver el dispositivo para preparar la muestra. El compuesto a analizar se mezcla con un compuesto iónico (NaCl o KCl) y se prensa a una presión elevada en ausencia de humedad.

SABER MÁS

Número de onda

El número de onda de una radiación, k , es la inversa de su longitud de onda.

$$k = \frac{1}{\lambda}$$

5 Espectrometría de masas

A diferencia de las espectroscopías de absorción, la espectrometría de masas no ilumina una muestra para analizar las radiaciones que absorbe. La espectrometría de masas hace llegar energía a una muestra con el fin de romper sus enlaces o arrancarle electrones, de manera que se formen iones cargados. Luego, haciendo uso de fuerzas eléctricas y magnéticas, determina la relación masa/carga de los iones formados (► Figura 1.18).

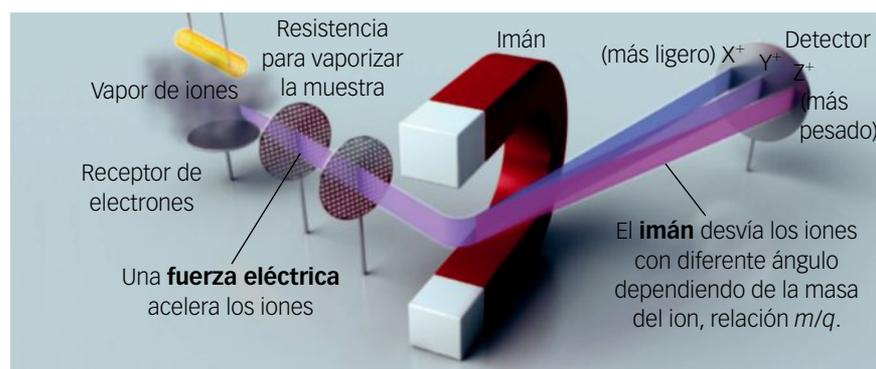


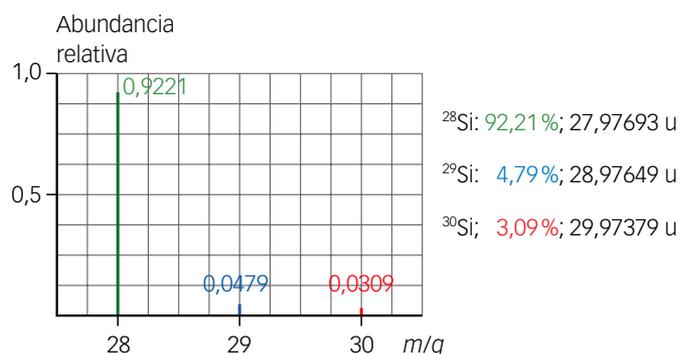
Figura 1.18. Esquema de un **espectrómetro de masas**.

La espectrometría de masas se desarrolló a partir de 1919. El físico británico Francis Aston recibió por ello el Premio Nobel de Química en 1922. La técnica se ha ido perfeccionando y actualmente es tan sensible que permite detectar el paso de solo diez iones. Se utiliza en los controles antidopaje y análisis medioambientales para detectar la presencia de elementos traza (en cantidades pequeñísimas).

Estudio de los isótopos de un elemento

Una de las aplicaciones de la espectrometría de masas es conocer la masa de los distintos isótopos de un elemento químico y su abundancia relativa.

Figura 1.19. Espectro de masas de los isótopos del silicio. La altura de cada pico es proporcional a la abundancia de cada isótopo. La masa de cada isótopo está determinada con gran exactitud.



ACTIVIDAD

- 22.** El elemento químico cobre presenta dos isótopos: el Cu-63, con 62,93 u de masa y con el 69,09% de abundancia; y el Cu-65, con 64,93 u de masa y 30,91% de abundancia. ¿Cuál es la masa atómica del elemento cobre?

Solución: 63,55 u

EJEMPLO RESUELTO

- 7** Analiza el espectro de masas de los isótopos de silicio de la figura 1.19 y calcula la masa atómica media de un átomo de silicio.

Toma los datos de la gráfica y calcula la media ponderada:

$$m(\text{Si}) = \frac{92,21 \cdot 27,976\,93\text{ u} + 4,79 \cdot 28,976\,49\text{ u} + 3,09 \cdot 29,973\,79\text{ u}}{100}$$

$$m(\text{Si}) = \mathbf{28,111\,69\text{ u}}$$

5.1. Estudio de la fórmula de un compuesto

Cuando se obtiene el espectro de masas de una sustancia molecular, la energía que se aplica a la muestra hace que su molécula se rompa en fragmentos según los enlaces que presente. Estos fragmentos serán especies con carga eléctrica cuya masa va a ser detectada.

El espectro de masas de una molécula muestra la masa de los fragmentos que resultan de la rotura (► Figuras 1.20 y 1.21). La altura de cada pico indica su abundancia relativa. La abundancia relativa consiste en comparar cada fragmento con el más abundante, que toma el valor 100 en las gráficas.

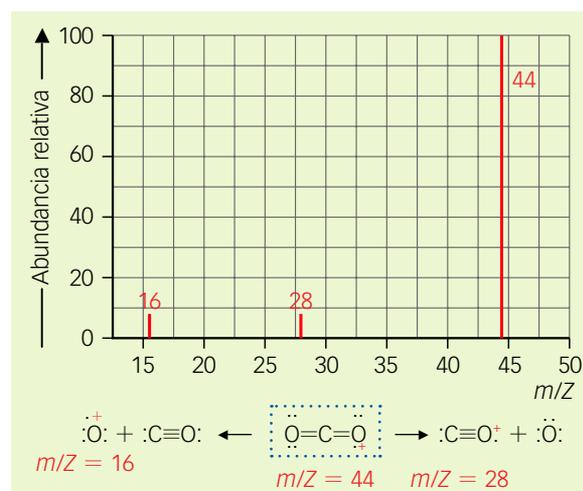


Figura 1.20. Espectro de masas del dióxido de carbono.

El pico más abundante tiene de masa 44; corresponde a la molécula de CO_2 que ha perdido un electrón.

Hay otros dos picos igual de abundantes, uno de masa 28 y otro de masa 16. Se deben a la rotura de uno de los enlaces entre el C y el O.

Son mucho menos abundantes que el pico de masa 44 porque se requiere mucha energía para romper el doble enlace, por eso no es muy frecuente.

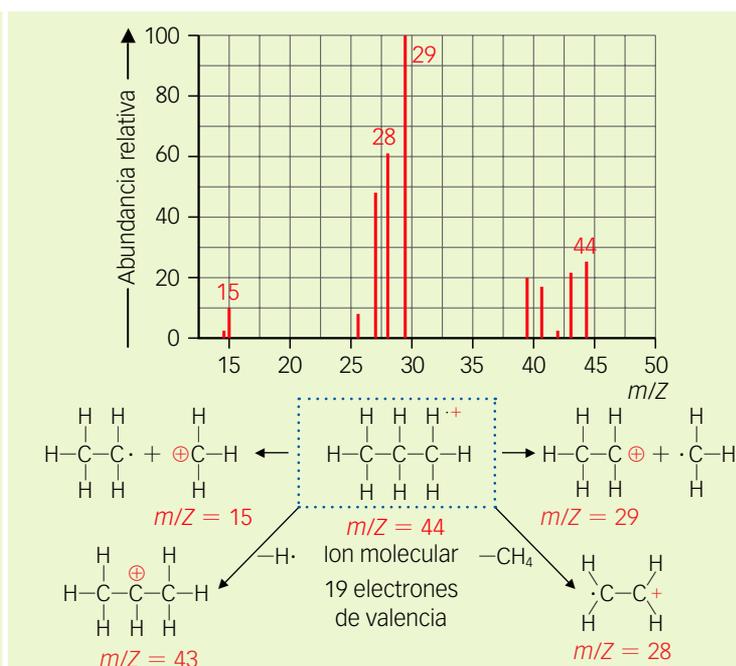


Figura 1.21. Espectro de masas de la molécula de propano.

Cuanto más compleja es la molécula, mayor es el número de fragmentos.

Si la molécula tiene enlaces fáciles de romper, puede ser más abundante un fragmento estable que la molécula ionizada.

El espectro de masas nos permite conocer la masa molar de una sustancia. Reconstruyendo los fragmentos que se obtienen de ella, podemos llegar a determinar su estructura.

La espectrometría de masas se utiliza para estudiar la fórmula de moléculas orgánicas complejas, biomoléculas, drogas, pesticidas, etc.

ACTIVIDAD

23. Razona si son ciertas o falsas las siguientes frases.

- La espectroscopía identifica las sustancias analizando las radiaciones absorbidas por una muestra.
- La espectroscopía de absorción atómica analiza la fórmula de los compuestos químicos.
- La espectroscopía de absorción infrarroja permite conocer la masa molar de las sustancias.
- La espectrometría de masas permite conocer la abundancia relativa de los isótopos de los elementos químicos.

Interpretar y usar la hipótesis de Avogadro

8 El trifluoruro de nitrógeno, NF_3 , es un gas que se utiliza en la fabricación de semiconductores. Se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar gas nitrógeno, N_2 , y gas flúor, F_2 . Completa la tabla en tu cuaderno teniendo en cuenta que tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Experiencia	N_2 (L)	F_2 (L)	NF_3 (L)	N_2 que sobra (L)	F_2 que sobra (L)
A	4	12	6	0	0
B		0,3		0	0
C	3	3			
D	3		2		0
E			2,4	1	1
F		1,5		1,5	0

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> Volumen de reactivos y productos en la experiencia A. Los gases están en las mismas condiciones de presión y temperatura. 	<ul style="list-style-type: none"> Volumen de reactivos y/o productos en las experiencias incompletas.

2. Determina la proporción en volumen de reactivos y productos.

En la **experiencia A** se conoce exactamente el volumen de los gases que reaccionan (reactivos) y el volumen de los gases resultantes (productos). No sobra ningún reactivo.

Estos datos dan la referencia sobre la proporción en que intervienen los reactivos y productos en todas las experiencias.

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = \frac{12 \text{ L}}{4 \text{ L}} = 3; \quad \frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = \frac{12 \text{ L}}{6 \text{ L}} = 2$$

3. Determina los volúmenes desconocidos en cada experiencia.

En la **experiencia B** no sobra ningún reactivo. El volumen de F_2 y las proporciones derivadas de la experiencia A permiten obtener los valores que faltan:

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = 3 = \frac{0,3 \text{ L}}{V_{\text{nitrógeno}}^{\text{B}}} \Rightarrow V_{\text{nitrógeno}}^{\text{B}} = 0,1 \text{ L}$$

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = 2 = \frac{0,3 \text{ L}}{V_{\text{NF}_3}^{\text{B}}} \Rightarrow V_{\text{NF}_3}^{\text{B}} = 0,15 \text{ L}$$

En la **experiencia C** la reacción avanzará según la limitación que permita la cantidad de F_2 . Así que la cantidad de N_2 que interviene en la reacción es:

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = 3 = \frac{3 \text{ L}}{V_{\text{nitrógeno}}^{\text{C}}} \Rightarrow V_{\text{nitrógeno}}^{\text{C}} = 1 \text{ L}$$

Al haber inicialmente 3 L, sobran 2 L:

$$V_{\text{nitrógeno sobra}}^{\text{C}} = 3 \text{ L} - 1 \text{ L} = 2 \text{ L}$$

Así que la cantidad de NF_3 producida en la reacción es:

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = 2 = \frac{3 \text{ L}}{V_{\text{NF}_3}^{\text{C}}} \Rightarrow V_{\text{NF}_3}^{\text{C}} = 1,5 \text{ L}$$

Al consumir todo el F_2 , entonces $V_{\text{flúor sobra}} = 0 \text{ L}$.

En la **experiencia D** a partir de la cantidad de NF_3 se conoce la cantidad de F_2 que reacciona:

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = 2 = \frac{V_{\text{flúor}}^{\text{D}}}{2 \text{ L}} \Rightarrow V_{\text{flúor}}^{\text{D}} = 4 \text{ L}$$

A partir de la cantidad de F_2 se conoce la cantidad de N_2 :

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = 3 = \frac{4 \text{ L}}{V_{\text{nitrógeno}}^{\text{D}}} \Rightarrow V_{\text{nitrógeno}}^{\text{D}} = 1,3 \text{ L}$$

Inicialmente hay 3 L de N_2 . Por eso sobra algo de este gas:

$$V_{\text{nitrógeno sobra}}^{\text{D}} = 3 \text{ L} - 1,3 \text{ L} = 1,7 \text{ L}$$

Al consumir todo el F_2 , entonces $V_{\text{flúor sobra}} = 0 \text{ L}$.

En la **experiencia E** el dato del NF_3 permite calcular la cantidad de cada reactivo que ha reaccionado. En cada caso suma la cantidad sobrante y así resulta la que había inicialmente. Primero el F_2 :

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = 2 = \frac{V_{\text{flúor}}^{\text{E}}}{2,4 \text{ L}} \Rightarrow V_{\text{flúor}}^{\text{E}} \text{ en reacción} = 4,8 \text{ L}$$

La cantidad sobrante se suma: $V_{\text{flúor}}^{\text{E}} = 1 \text{ L} + 4,8 \text{ L} = 5,8 \text{ L}$

A partir de la cantidad de F_2 en reacción se conoce la cantidad de N_2 :

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = 3 = \frac{4,8 \text{ L}}{V_{\text{nitrógeno}}^{\text{E}}} \Rightarrow V_{\text{nitrógeno}}^{\text{E}} \text{ en reacción} = 1,6 \text{ L}$$

La cantidad sobrante se suma: $V_{\text{flúor}}^{\text{E}} = 1 \text{ L} + 1,6 \text{ L} = 2,6 \text{ L}$

En la **experiencia F** reacciona todo el F_2 presente (no sobra nada). Calcula el volumen de N_2 y de trifluoruro de nitrógeno que se obtiene a partir de esa cantidad de F_2 :

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{nitrógeno}}} = 3 = \frac{1,5 \text{ L}}{V_{\text{nitrógeno}}^{\text{F}}} \Rightarrow V_{\text{nitrógeno}}^{\text{F}} \text{ en reacción} = 0,5 \text{ L}$$

$$\frac{V_{\text{flúor}}}{V_{\text{NF}_3}} = 2 = \frac{1,5 \text{ L}}{V_{\text{NF}_3}^{\text{F}}} \Rightarrow V_{\text{NF}_3}^{\text{F}} = 0,75 \text{ L}$$

El volumen de N_2 que reacciona se suma con el volumen de N_2 sobrante y así resulta la cantidad de N_2 inicial:

$$V_{\text{nitrógeno}}^{\text{F}} = 0,5 \text{ L} + 1,5 \text{ L} = 2 \text{ L}$$

4. Evalúa el resultado.

Los volúmenes de los gases que participan en una reacción no son aditivos. La suma del volumen de los reactivos no coincide con el volumen total de los productos.

Aplicar la teoría atómica de Dalton

- 9 El bromo y el oro forman dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan cuatro muestras y las masas de los dos elementos que se obtienen son las de la tabla.

Muestra	Masa de oro (g)	Masa de bromo (g)
A	0,345	0,140
B	0,345	0,320
C	0,690	0,821
D	0,150	0,183

Entre estas muestras encuentra:

- Dos que pertenecen al mismo compuesto.
- Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
- La muestra de un compuesto imposible.
- Si la fórmula de un compuesto es AuBr, ¿cuál es la del otro?

SOLUCIÓN

1. Comprende el enunciado.

Datos conocidos	Resultados a obtener
<ul style="list-style-type: none"> Masa de oro y bromo. 	<ul style="list-style-type: none"> Relacionar las muestras con los compuestos. Encontrar la fórmula.

Apartado A

2. Calcula las proporciones en masa de las muestras.

Divide, en cada muestra, la masa de oro entre la de bromo para conocer los gramos de oro que se combinan con cada gramo de bromo:

Muestra	m_{Au} (g)	m_{Br} (g)	$m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}}$
A	0,345	0,140	2,464
B	0,345	0,320	1,078
C	0,673	0,821	0,820
D	0,150	0,183	0,820

Según la ley de las proporciones definidas las muestras **C y D corresponden al mismo compuesto** ya que por cada gramo de bromo tenemos la misma cantidad de oro.

3. Compara las proporciones de masa entre sí.

Apartado B

Relaciona la masa de oro que se combina con cada gramo de bromo en la muestra A con lo obtenido en las muestras C o D:

$$\frac{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{A}}}{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{C}}} = \frac{2,464}{0,820} = 3$$

La muestra **A es de un compuesto diferente**. Como resulta un número entero cumple la ley de las proporciones múltiples con el compuesto de las muestras C y D.

Apartado C

Relaciona la masa de oro que se combina con cada gramo de bromo en la muestra B con lo obtenido en la muestra A:

$$\frac{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{B}}}{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{A}}} = \frac{1,078}{2,464} = 0,438$$

Su proporción no es entre números enteros.

Relaciona la masa de oro que se combina con cada gramo de bromo en la muestra B con lo obtenido en la muestra C:

$$\frac{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{B}}}{(m_{\text{Au}}/m_{\text{Br}})_{\text{C}}} = \frac{1,078}{0,820} = 1,32$$

Su proporción tampoco es entre números enteros.

La muestra **B es de un compuesto imposible**.

Apartado D

4. Interpreta la ley de las proporciones múltiples.

Teniendo en cuenta las relaciones obtenidas en el apartado B, en la muestra A hay proporcionalmente el triple de oro que en las muestras C o D.

Dicho de otra manera, en las muestras C o D hay proporcionalmente el triple de bromo que en la muestra A.

Así, la fórmula del compuesto de la muestra A es AuBr y la del compuesto en las muestras C y D es **AuBr₃**.

5. Evalúa el resultado.

Estableciendo los cocientes entre masas según las leyes ponderales podemos encontrar la fórmula que nos muestra la composición de las sustancias puras.

Cuando se analiza una muestra puede ser de una sustancia o de una mezcla de sustancias. En este último caso, la proporción en masas de los elementos que se combinan no coincide con los de ninguna sustancia y tampoco tiene por qué coincidir con los de otra muestra similar. Esto es así porque las mezclas de sustancias puras pueden guardar cualquier proporción.

Leyes ponderales y volumétricas

24. El Mg es un metal que se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales, pues al arder produce fuertes destellos. En el proceso se forma MgO, un compuesto en el que se combinan 2,21 g de Mg por cada 1,45 g de O. En un cohete se han colocado 7 g de cinta de Mg, ¿qué cantidad de MgO se formará cuando el cohete arda?

Solución: 11,6 g

25. En la tabla se recogen los resultados de varias experiencias en las que reaccionan plata y azufre para formar sulfuro de plata. Completa en tu cuaderno las casillas que faltan.

Exp.	Ag (g)	S (g)	Ag ₂ S (g)	Ag sobrante (g)	S sobrante (g)
A	3,60	0,54		0	0
B			6,3	0	0
C			5,2	0,5	0,3
D		1,5		1,3	0
E	7,5		8,2		1,5

Solución: A) 4,14 g; B) 5,48 g, 0,82 g; C) 5,02 g, 0,98 g; D) 11,3 g, 11,5 g; E) 2,57 g, 0,37 g

26. El cromo y el cloro forman dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan cuatro muestras y la masa de cada elemento que se obtiene en cada caso es:

Muestra	Masa de cromo (g)	Masa de cloro (g)
A	0,261	0,356
B	0,150	0,250
C	0,342	0,700
D	0,522	0,713

Entre estas muestras encuentra:

- Dos que pertenecen al mismo compuesto.
- Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes.
- La muestra de un compuesto imposible.
- Si la fórmula de un compuesto es CrCl₂, ¿cuál es la del otro?

Solución: a) A y D; b) A y C; c) B; d) CrCl₃

27. 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, y se obtienen 2 L de amoníaco. Estas sustancias son gases y se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si la molécula de hidrógeno es H₂, deduce la fórmula del nitrógeno y del amoníaco.

28. El nitrógeno y el oxígeno forman gases diatómicos. Si se combinan 2 litros de nitrógeno con 1 litro de oxígeno, estando los dos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se forman 2 litros de un gas, compuesto por ambos elementos, que se utiliza como anestésico. ¿Cuál es la fórmula de ese nuevo gas? Explica tu respuesta.

29. Copia en tu cuaderno las siguientes frases, etiquetadas con un número, y relaciónalas con la ley o hipótesis, etiquetadas con una letra, a la que corresponden.

- La materia no se crea ni se destruye.
 - Los elementos A y B se combinan unas veces en una proporción, y otras veces, en otra diferente.
 - En una reacción química se transforma la materia.
 - Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,53 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B para formar el mismo compuesto.
 - La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
 - Dos elementos, A y B, se combinan siempre en la misma proporción para formar el mismo compuesto.
 - En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
 - La materia se conserva.
 - 1 L de un gas A no se va a combinar nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
 - Si A y B forman dos compuestos diferentes, puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B, y en otro, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.
- Ley de las proporciones múltiples.
 - Hipótesis de Avogadro.
 - Ley de las proporciones definidas.
 - Ley de la conservación de la masa.
 - Ley de los volúmenes de combinación.

Medida de la cantidad de sustancia

30. Consulta la tabla periódica y completa en tu cuaderno:

- ★ a) Medio mol de moléculas de agua oxigenada, H₂O₂, son _____ g y contiene _____ moléculas, _____ átomos de hidrógeno y _____ moles de oxígeno.
- b) 2 mol de gas cloro son _____ g y contienen _____ moléculas de cloro y _____ átomos de cloro.
- c) 3 mol de gas argón son _____ g y contienen _____ átomos de argón.

31. Razona si es cierto que la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 1,008 g.

Dato: $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$.

32. Para cubrir una joya de platino necesitamos $5 \cdot 10^{20}$ átomos de este metal. Calcula:

- ¿Cuántos moles de platino son?
- ¿Qué masa de platino es?

Datos: $M(\text{Pt}) = 195,1 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: a) $8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol}$; b) 162 mg

EJEMPLO RESUELTO

- 10** La masa molar del platino es 195,1 g/mol. ¿Cuál será, en gramos, la masa de un átomo de platino?

Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Las partículas son átomos:

$$\frac{195,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6,022 \cdot 10^{23} \frac{\text{átomo}}{\text{mol}}} = 3,24 \cdot 10^{-22} \frac{\text{g}}{\text{átomo}}$$

- 33.** Localiza en la tabla periódica la masa molar del cloro y calcula la masa, en gramos, de un átomo de cloro.

Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: $5,89 \cdot 10^{-23}$ g/átomo

- 34.** Tenemos $3,999 \cdot 10^{22}$ átomos de un metal cuya masa es de 13,32 g. Consulta en la tabla periódica para averiguar qué metal es. Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

- 35.** Tenemos una muestra de 9,5 g de trióxido de dinitrógeno.

- a) ¿Cuántos moles de trióxido de dinitrógeno tenemos?
b) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?
c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno tenemos?

Datos: $M(\text{N}) = 14,01$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol,
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: a) 0,125 mol; b) $2,26 \cdot 10^{23}$ átomos O; c) 3,5 g

- 36.** El arsano es un compuesto de fórmula AsH_3 . Si tenemos $0,8 \cdot 10^{25}$ moléculas de arsano:

- a) ¿Cuántos moles de arsano tenemos?
b) ¿Cuántos gramos hay de AsH_3 ?
c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno tenemos?
d) ¿Cuántos gramos de arsénico hay?

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{As}) = 74,92$ g/mol,
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: a) 13,28 mol; b) 1035 g; c) $2,4 \cdot 10^{25}$ átomos; d) 995,3 g

- 37.** La urea es un compuesto de fórmula $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Si tenemos $5 \cdot 10^{24}$ moléculas de urea:

- a) ¿Cuántos gramos de urea tenemos?
b) ¿Cuántos moles de oxígeno?
c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno?
d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{C}) = 12,00$ g/mol,
 $M(\text{N}) = 14,01$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol,
 $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: a) 498,6 g; b) 8,3 mol; c) 232,6 g; d) $2 \cdot 10^{25}$ átomos

- 38.** En un recipiente (A) se han introducido 50 g de gas oxígeno, y en otro recipiente igual (B), 50 g de dióxido de carbono. ¿En qué recipiente hay más moléculas? ¿En qué recipiente hay más átomos?

Datos: $M(\text{C}) = 12,00$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol.

Solución: en el A; en el B.

- 39.** El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio, Al_2O_3 . ¿Qué cantidad, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 0,5 kg de aluminio?

Datos: $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol, $M(\text{Al}) = 26,98$ g/mol.

Solución: 944,8 g

- 40.** La leche de magnesia se prepara disolviendo hidróxido de magnesio, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, en agua. Para una reacción necesitamos tener en la disolución $5 \cdot 10^{22}$ átomos de magnesio. Calcula cuántos gramos de hidróxido de magnesio tendremos que disolver.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol,
 $M(\text{Mg}) = 24,31$ g/mol, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Solución: 4,84 g

La fórmula de las sustancias

- 41.** Corrige y completa la siguiente afirmación: «En la fórmula de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que lo forman y en qué proporción se combinan».

- 42.** A continuación se muestra la fórmula de algunas sustancias moleculares. Escribe, en cada caso, su fórmula empírica y su fórmula molecular:

- a) tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 .
b) dióxido de carbono, CO_2 .
c) alcohol etílico, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
d) glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.
e) propano, C_3H_8 .
f) benceno, C_6H_6 .

- 43.** Determina la composición centesimal de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{C}) = 12,00$ g/mol,
 $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol.

Solución: 39,98 % de C; 6,72 % de H; 53,30 % de O

- 44.** En el carbonato de sodio, por cada gramo de carbono se combinan 4 g de oxígeno y 3,83 g de sodio. Calcula su composición centesimal.

Solución: 11,3 % de C; 45,3 % de O; 43,4 % de Na

- 45.** Al calcinar una muestra de 367 mg de óxido de plata se obtuvo un residuo de 342 mg de plata. Determina la fórmula empírica de este óxido.

Datos: $M(\text{Ag}) = 107,9$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol.

Solución: Ag_2O

- 46.** El sulfato de hierro(II) cristaliza formando una sal hidratada de fórmula $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Determina el porcentaje de agua de hidratación en este compuesto.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008$ g/mol, $M(\text{O}) = 16,00$ g/mol,
 $M(\text{S}) = 32,06$ g/mol, $M(\text{Fe}) = 55,85$ g/mol.

Solución: 45,36 %

ACTIVIDADES FINALES

EJEMPLO RESUELTO

- 11 Al calentar en la estufa 195,4 mg de cloruro de bario hidratado se obtuvo un residuo de 167,0 mg. Determina la fórmula de la sal hidratada.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cl}) = 35,45 \text{ g/mol}$, $M(\text{Ba}) = 137,3 \text{ g/mol}$.

La fórmula del hidrato debe ser del tipo: $\text{BaCl}_2 \cdot x\text{H}_2\text{O}$

En la estufa se habrá evaporado agua:

$$195,4 \text{ mg} - 167,0 \text{ mg} = 28,4 \text{ mg}$$

El residuo debe ser BaCl_2 .

Determina, en cada caso, la cantidad de sustancia en mol.

Para el cloruro de bario:

$$M(\text{BaCl}_2) = 137,3 + 35,45 \cdot 2 = 208,2 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = 0,167 \text{ g de BaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de BaCl}_2}{208,2 \text{ g de BaCl}_2}$$

$$n = 8,021 \cdot 10^{-4} \text{ mol de BaCl}_2$$

Para el agua:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,016 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = 0,0284 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,016 \text{ g de H}_2\text{O}}$$

$$n = 15,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Establece la proporción en mol de ambos:

$$x = \frac{15,78 \cdot 10^{-4} \text{ mol de H}_2\text{O}}{8,021 \cdot 10^{-4} \text{ mol de BaCl}_2} = 1,967 \approx 2$$

Fórmula del hidrato: **$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$**

47. Al calentar en la estufa 2,00 g de nitrato de cromo(III) hidratado se obtuvo un residuo de 1,19 g. Determina la fórmula de la sal hidratada.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$.

Solución: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$

48. Para llevar a cabo reacciones de oxidación se emplea una sustancia cuya composición centesimal es la siguiente: 26,58 % de K, 35,35 % de Cr y 38,07 % de O. Determina la fórmula del compuesto.

Datos: $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{K}) = 39,10 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$.

Solución: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

49. El benceno está formado por C e H. En un análisis se ha comprobado que se combinan 3 g de C con 252 mg de H. Determina la fórmula del benceno si su masa molar es 78,05 g/mol.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$.

Solución: C_6H_6

50. Copia en tu cuaderno y relaciona con flechas cada uno de los hechos con la técnica espectroscópica apropiada.

- | | | |
|-------------------------|---|--|
| Absorción atómica | • | Fracciona las moléculas |
| Absorción IR | • | Muestra grupos funcionales en una molécula |
| Espectrometría de masas | • | Identifica iones metálicos en disolución |
| | • | Partículas cargadas interaccionan con fuerzas magnéticas |
| | • | Mide la energía de la radiación absorbida |

Ampliación

51. El aluminio es un metal que se puede obtener del óxido de aluminio, Al_2O_3 , que se extrae de la bauxita, o del fluoruro de aluminio, AlF_3 , que se extrae de la fluorita. Suponiendo que el coste es igual en los dos casos, determina cuál de las dos sustancias es más rentable para obtener aluminio.

Datos: $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{F}) = 19,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$.

Solución: Al_2O_3

52. Para determinar la fórmula química del mármol se descompone una muestra de 2 g del mismo y se obtienen 800 mg de calcio y 240 mg de carbono; se sabe que el resto es oxígeno, ¿cuál es la fórmula?

Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Solución: CaCO_3

53. El hierro se oxida cuando se combina con oxígeno. Para determinar la fórmula del óxido resultante se calientan 223,2 mg de hierro en presencia de exceso de oxígeno, obteniéndose una cantidad máxima de 319,2 mg de óxido. ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se formó?

Datos: $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Solución: Fe_2O_3

54. Para determinar la fórmula de un compuesto se realizaron los siguientes análisis:

- El análisis elemental reveló 52,17 % de carbono, 13,04 % de hidrógeno y el resto de oxígeno.
- El espectro de masas presenta su pico más alto a 46,026.
- Su espectro de IR muestra un pico ancho de absorción entre 3200 cm^{-1} y 3500 cm^{-1} .

Solución: $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ (etanol)

RESUMEN

1 LEYES FUNDAMENTALES DE LA QUÍMICA**Leyes ponderales**

Ley de la **conservación de la materia**: la materia no se crea ni se destruye, solo se transforma.

Ley de las **proporciones definidas**: siempre que dos o más elementos se combinan para formar un mismo compuesto, lo hacen en proporción de masas constante.

Ley de las **proporciones múltiples**: cuando dos elementos se combinan para formar más de un compuesto, las cantidades de uno de los elementos que se combinan con una cantidad fija del otro guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

Teoría atómica de Dalton

- Todos los elementos están formados por partículas indivisibles e indestructibles, los átomos.
- Todos los átomos de un mismo elemento son exactamente iguales en sus propiedades, y distintos de los átomos de cualquier otro elemento.
- Un compuesto químico está formado por «átomos de compuesto», todos iguales entre sí. Cada «átomo de compuesto» está constituido por átomos de distintos elementos que se combinan en una relación de números enteros sencillos.
- En una reacción química los átomos se recombinan, y así unas sustancias se transforman en otras diferentes.

Leyes volumétricas

Ley de los volúmenes en combinación: los volúmenes de las sustancias gaseosas que forman parte de una reacción, en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan una relación de números enteros sencillos.

Hipótesis de Avogadro: en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas.

2 LA MEDIDA DE LA CANTIDAD DE SUSTANCIA**Masa molecular relativa**

Se denomina **masa atómica relativa** de un elemento químico a la masa de sus átomos con relación a la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

Una **unidad de masa atómica (u)** es la cantidad de masa equivalente al doceavo de la masa del carbono-12.

El mol

Un **mol de átomos** es la cantidad de átomos de un mismo elemento químico que contiene tantos átomos como hay en 0,012 kg de carbono-12.

La **masa de un mol** de átomos equivale al valor de su masa atómica relativa expresada en gramos.

Un **mol de un compuesto** es la cantidad de ese compuesto equivalente a su masa molecular relativa expresada en gramos.

En 1 mol hay el **número de Avogadro** de partículas.

$$N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}$$

3 LA FÓRMULA DE LAS SUSTANCIAS

Fórmula empírica: indica los elementos que forman un compuesto y en qué proporción se combinan sus átomos.

Fórmula molecular: indica los elementos que forman un compuesto y exactamente cuántos átomos de cada uno hay en una molécula del compuesto.

4 ANÁLISIS ESPECTROSCÓPICO

La **espectroscopía** es una técnica que permite analizar pequeñas cantidades de sustancias para determinar los elementos químicos que la componen y algunos enlaces químicos presentes en su molécula además de su masa molar. Estos datos, junto con otros análisis, ayudarán a identificar tal sustancia.

El **espectro** de una radiación compleja es el registro de las **radiaciones simples** que la forman.

Espectroscopía de absorción

La espectroscopía de absorción mide la energía de la radiación absorbida por electrones de un átomo o de una molécula cuando son iluminados por una cierta luz.

Dependiendo de la energía de la luz incidente tendremos espectroscopía de absorción atómica, infrarroja u otras.

La **espectroscopía de absorción atómica** mide la energía de la radiación absorbida por los átomos de los elementos cuando son iluminados por cierta luz. Al hacerlo, los electrones pasan de su estado fundamental a otro de más energía.

La diferencia de energía entre los niveles del tránsito debe coincidir con la energía del fotón de la radiación absorbida. Su valor depende de los orbitales entre los que se produce el tránsito y de los protones que tenga el átomo en el núcleo; por eso sirve para identificar elementos químicos.

La energía de la radiación absorbida por una muestra identifica los elementos que contiene. La cantidad de la radiación absorbida es proporcional a la cantidad de átomos de ese elemento que hay en ella.

La **espectroscopía de absorción infrarroja** permite detectar la presencia de determinados enlaces en las moléculas. Se usa para saber si una molécula orgánica tiene un doble enlace entre átomos de carbono o entre un átomo de carbono y otro de oxígeno. Ayuda a identificar un compuesto.

5 ESPECTROMETRÍA DE MASAS

La **espectrometría de masas** hace llegar energía a una muestra con el fin de romper sus enlaces o arrancarle electrones, de manera que se formen iones cargados. Luego, haciendo uso de fuerzas eléctricas y magnéticas, determina la relación masa/carga de los iones formados.

La espectrometría de masas permite conocer:

- La masa de los distintos isótopos de un elemento químico y su abundancia relativa.
- La masa molar de una sustancia. Reconstruyendo los fragmentos que se obtienen de ella, podemos llegar a determinar su estructura.

Obtención de la fórmula de un compuesto hidratado

En esta práctica vamos a determinar la fórmula del sulfato de cobre(II) hidratado. Distinguiremos la sustancia hidratada de la anhidra por su color: la hidratada es de color azul intenso y la anhidra es blanca.



Sulfato de cobre(II) hidratado



Sulfato de cobre(II) anhidro

Procedimiento

1. Pesa un vidrio de reloj vacío. Anota el resultado.
2. Retira el vidrio de reloj de la balanza. Con la espátula de cucharilla, coloca sobre él unos 2 g de sulfato de cobre hidratado. Debe estar en forma de grano fino, si no es así, machácalo previamente en un mortero. Pesa el vidrio con el sulfato de cobre y anota el resultado.
3. Coloca el vidrio con el sulfato de cobre dentro de una estufa y déjalo a 120 °C toda una noche. Luego desconecta la estufa y espera a que se enfríe, sin sacarlo durante un día.
4. Retira el vidrio de reloj de la estufa y pesa su contenido.

RECUERDA

Muchos compuestos químicos cristalizan con una proporción determinada de moléculas de agua. Se llaman hidratos, y su fórmula expresa la proporción en que se combinan, en mol, el compuesto y el agua.

Por ejemplo, la fórmula del yeso (sulfato de calcio dihidrato) es $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (1 mol de sulfato de calcio por 2 mol de agua) y la de la escayola (sulfato de calcio-agua (2/1)), $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (2 mol de sulfato de calcio por 1 mol de agua).

Resultados

Completa en tu cuaderno las siguientes tablas.

	Vidrio de reloj vacío	Vidrio de reloj con sulfato de cobre hidratado	Vidrio de reloj con sulfato de cobre anhidro (deshidratado)
Masa (g)			

Masa de sulfato de cobre hidratado (g)	Masa de sulfato de cobre anhidro (g)	Masa del agua de hidratación (g)

ACTIVIDADES

1. Calcula la fórmula del hidrato.
2. Nombra el sulfato de cobre(II) hidratado utilizando la nomenclatura de adición de la IUPAC. Observa los ejemplos que se muestran en el *Recuerda*.
3. Contesta:
 - a) ¿Qué color tiene el sulfato de cobre hidratado?
 - b) ¿Y el sulfato de cobre anhidro?
4. Con una pipeta Pasteur, deja caer una gota de agua sobre el sulfato de cobre anhidro, ¿qué le ocurre?