

# 1



# TEORÍA ATÓMICO-MOLECULAR

Los contenidos de esta unidad pretenden que el alumno conozca los pasos dados hasta el establecimiento de la teoría atómico-molecular: importancia de las medidas de masas y volúmenes de las sustancias intervinientes en dichas reacciones, leyes que se desprenden de los resultados obtenidos y justificación de las mismas en un todo teórico. Contenidos que figuran en el bloque 2 del currículo oficial *Aspectos cuantitativos de la química*.

Por último, en los epígrafes 5 y 6, y recordando las definiciones de masa atómica y molecular estudiadas en la ESO, se llega al concepto de mol y masa molar. Es fundamental que se comprenda bien la unidad de cantidad de sustancia, el mol, ya que la mayoría de los cálculos que se realizan en química están basados en esta unidad. Como aplicaciones al concepto de mol y de masa molar se abordan cálculos de composición centesimal y determinación de fórmulas empíricas y moleculares.

## Objetivos

1. Clasificar los cuerpos materiales en mezclas (homogéneas y heterogéneas) y sustancias puras (elementos y compuestos).
2. Comprender y aplicar correctamente las leyes ponderales y volumétricas.
3. Relacionar las leyes ponderales con el concepto de átomo y las volumétricas con el de molécula.
4. Comprender cómo se pueden calcular las masas relativas de los átomos.
5. Utilizar el concepto de mol como unidad de cantidad de sustancia y aplicar dicho concepto de forma operativa en los cálculos químicos y en la determinación de fórmulas químicas.

## Relación de la unidad con las competencias clave

Los seis proyectos de investigación que se incluyen van a servir para desarrollar la **competencia lingüística** (en su aspecto gramatical y ortográfico), la **competencia digital**, la **básica en ciencia y tecnología** y el **sentido de iniciativa y espíritu emprendedor**.

La **competencia matemática y la básica en ciencia y tecnología** el alumnado las puede conseguir trabajando y resolviendo las múltiples actividades y tareas propuestas a lo largo de la unidad así como aprehendiendo la información que contienen los distintos epígrafes.

La inclusión de trece ejercicios resueltos (seis en el texto principal y siete en la sección *Estrategias de resolución*), la realización de la práctica de laboratorio propuesta en la sección *Técnicas de trabajo y experimentación*, así como la sección de *Evaluación* del final de la unidad, van a servir para que el alumno vaya examinando la adecuación de sus acciones y la aproximación a la meta, que no es otra que ser capaz de adquirir y asimilar nuevos conocimientos y llegar a dominar capacidades y destrezas propias del ámbito de las ciencias (aplicables, no obstante, a otros ámbitos). De esta forma desarrollará la competencia **aprender a aprender**.

La unidad, al mostrar la evolución del pensamiento científico, proporciona al alumno un conocimiento y actitud sobre la sociedad (en su concepción dinámica, cambiante y compleja), con los que podrá interpretar fenómenos y problemas, elaborar respuestas y tomar decisiones, así como interactuar con otras personas y grupos conforme a normas basadas en el respeto mutuo; en definitiva trabajar la **competencia social y cívica**.

Por último, la unidad, al mostrar la obra de científicos de renombre universal (Lavoisier, Proust, Dalton, Gay-Lussac, Avogadro, etc.), contribuye a que el alumno conozca una manifestación más de la herencia cultural europea (en este caso científica); por otra parte, en la sección *Química, tecnología y sociedad*, al describir el desarrollo de la energía de fusión, va a revelar al alumno la interacción entre la ciencia, la técnica y la sociedad, acrecentando sus conocimientos relacionados con el patrimonio tecnológico mundial, ambos conocimientos pertenecientes a la **competencia conciencia y expresiones culturales**.

## Temporalización

Se aconseja dedicar seis sesiones al estudio de la unidad.

## PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE LA UNIDAD

Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	Relación de actividades del LA	Competencias clave
<b>Clasificación de la materia.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Sustancias puras</li> <li>■ Mezclas</li> </ul>	1. Clasificar cualquier sistema material, bien como mezcla (homogénea o heterogénea) o bien como sustancia pura (elemento o compuesto)	1.1. Saber clasificar los cuerpos materiales en sustancias puras (elementos y compuestos) y mezclas (homogéneas y heterogéneas), así como sus distintas propiedades, en físicas y químicas.	AT: 1-5	CMCCT
<b>Leyes ponderales.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Ley de conservación de la masa o de Lavoisier</li> <li>■ Ley de las proporciones definidas o de Proust</li> <li>■ Ley de las proporciones múltiples o de Dalton</li> </ul>	2. Comprender las tres leyes ponderales de la química: conservación de la masa, proporciones definidas y proporciones múltiples.	2.1. Saber interpretar cuantitativamente las tres leyes ponderales: conservación de la masa, proporciones definidas y proporciones múltiples.	A: 1-5 ER: 1-2 AT: 6-8, 12-15, 23-26	CMCCT CCEC
<b>Teoría atómica de Dalton.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Dalton justifica las leyes ponderales</li> <li>■ Enunciado de la teoría atómica</li> <li>■ Limitaciones a la teoría atómica</li> </ul>	3. Conocer la teoría atómica de Dalton así como las leyes básicas asociadas a su establecimiento.	3.1. Justificar la teoría atómica de Dalton y la discontinuidad de la materia a partir de las leyes fundamentales de la Química ejemplificándolo con reacciones.	A: 6-9 AT: 9, 16 -19	CMCCT AA
<b>Leyes volumétricas.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac</li> <li>■ La hipótesis de Avogadro</li> <li>■ La masa de los átomos.</li> </ul>	4. Dominar las equivalencias entre moles, gramos y entidades químicas (moléculas, átomos o iones) existentes en una determinada cantidad de sustancia.	4.1. Realizar correctamente equivalencias entre moles, gramos y entidades químicas (moléculas, átomos o iones) existentes en una determinada cantidad de sustancia	A: 12-14 ER: 3 AT: 10, 11, 20-22	CMCCT
<b>La masa de los átomos.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Fórmulas químicas</li> <li>■ Masas atómicas y moleculares</li> </ul>	5. Comprender que para averiguar las masas atómicas relativas, es preciso conocer el número de átomos que integran la molécula y la proporción en masa de cada uno de ellos.	5.1. Calcular masas atómicas relativas y moleculares, a partir del conocimiento del número de átomos que integran la molécula y la proporción en masa de cada uno de ellos.	AT: 17, 18, 27-39	CMCCT
<b>La unidad de cantidad de sustancia: el mol.</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>■ Masa molar</li> <li>■ Composición centesimal y determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto</li> </ul>	6. Determinar fórmulas empíricas (a partir de la composición centesimal de una sustancia) y fórmulas moleculares (conociendo la fórmula empírica y la masa molecular de la sustancia).	6.1. Calcular la composición centesimal de cada uno de los elementos que integran un compuesto y saber determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto a partir de su composición centesimal.	A: 15-16 ER: 4-7 AT: 40-46	CMCCT

LA: libro del alumno; A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas;

CCL: comunicación lingüística; CMCCT: competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología; CD: competencia digital; CAA: Aprender a aprender; CSC: Competencias sociales y cívicas; CSIEE: Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor; CCEC: Conciencia y expresiones culturales

## MAPA DE CONTENIDOS DE LA UNIDAD

PARA EL ALUMNO

**Vídeo:** Átomos, moléculas y cristales.

**Vídeos:** 1. Mezclas y sustancias puras; 2. Elementos y compuestos.

**Enlace web:** Ley de las proporciones definidas.

**Vídeos:** 1. Ley de conservación de la masa; 2. Ley de las proporciones múltiples.

**Vídeo:** Teoría atómica de Dalton.

**Enlaces web:** 1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac; 2. Determinación experimental del número de Avogadro; 3. Orden de magnitud del número de Avogadro.

**Vídeo:** Ley de los volúmenes de combinación e hipótesis de Avogadro.

**Vídeo:** La masa relativa de los átomos.

### Unidad 1: Teoría atómico-molecular

#### 1. Clasificación de la materia

- 1.1. Sustancias puras
- 1.2. Mezclas

#### 2. Leyes ponderales

- 2.1. Ley de conservación de la masa o de Lavoisier
- 2.2. Ley de las proporciones definidas o de Proust
- 2.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

#### 3. Teoría atómica de Dalton

- 3.1. Dalton justifica las leyes ponderales
- 3.2. Enunciado de la teoría atómica
- 3.3. Limitaciones a la teoría atómica

#### 4. Leyes volumétricas

- 4.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac
- 4.2. La hipótesis de Avogadro

#### 5. La masa de los átomos

- 5.1. Fórmulas químicas
- 5.2. Masas atómicas y moleculares

**Documento:** Los patos flotan sin nadar.  
**Presentación:** Clasificación de la materia.

**Presentación:** Leyes generales que rigen las combinaciones químicas.  
**Documento:** 1. Biografía de Antoine Laurent Lavoisier. El padre de la química; 2. El exilio español de Proust.

**Documento:** Biografía de John Dalton.

**Documento:** Para avanzar es necesario organizarse.

#### BIBLIOGRAFÍA

C, B. y S , J.  
*Química elemental básica (dos volúmenes)*. Barcelona: Reverté, 1978.  
Texto adecuado para introducirse en los conceptos químicos básicos.

F, M. R. y F , J. A.  
*Química general*. León: Everest, 1992.  
Un libro muy completo de química general, válido para Bachillerato, así como para los primeros años universitarios.

F  
*3000 cuestiones y problemas de física y química*. León: Everest, 1996.  
Una amplia colección de cuestiones y problemas, explicados y resueltos, presentados en orden de dificultad creciente.

G P , A. et al.  
*Química Básica*. Universidad Nacional de Educación a Distancia. Madrid, 2013.  
Libro asequible para estudiantes que se inician en el estudio de la química.

G Q  
*Experimentos de química*. Madrid: Akal, 1990.  
Un pequeño manual de prácticas de química muy bien explicadas.

L P , S.  
*Química para la prueba de acceso a la Universidad para mayores de 25 años*. Cultiva libros, 2009.

Otra forma de enfocar un libro de química: facilitar al alumno exclusivamente los conocimientos necesarios para superar la prueba de acceso, sin perderse en aspectos que le pueden resultar difíciles de comprender.

O' C et al.  
*Química: experimentos y teorías*. Barcelona: Reverté, 1977.  
La obra, adecuada para Bachillerato, utiliza el trabajo de laboratorio como base para la explicación y desarrollo de las teorías.

R  
*Teoría y 611 problemas resueltos de química general*. Madrid: McGraw-Hill, 1989 (Serie Shaum).  
Buena colección de cuestiones y problemas de química.

Wy  
*Química general*. Madrid: McGraw-Hill, 1996.  
Un buen texto de consulta accesible para el alumnado de Bachillerato con desarrollos claros y abundantes datos y tablas.

PARA EL PROFESOR

**Enlaces web:** 1. Mol y número de Avogadro; 2. Masa molecular y mol; 3. Composición centesimal; 4. Determinación de la fórmula molecular.

**Videos:** 1. Composición centesimal; 2. Determinación de la fórmula empírica y molecular.

**Animación:** La diversidad de la materia.

**Tests de autoevaluación interactivos**

## 6. La unidad de cantidad desustancia: el mol

- 6.1. Masa molar
- 6.2. Composición centesimal y determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto

## Química, tecnología y sociedad

Los reactores de fusión: la interacción ciencia-técnica

## Técnicas de trabajo y experimentación

Determinación de la fórmula de una sal hidratada

## Estrategias de resolución y Actividades y tareas

## Síntesis de la unidad y Autoevaluación

**Documento:** La historia y por fin el mol.

**Presentación:** Formas de expresar la concentración de una disolución.

**Documento:** Purificación de sustancias.

**Presentaciones:**  
1. Separación de mezclas heterogéneas;  
2. Separación de mezclas homogéneas.

## Prácticas de laboratorio:

1. El  $H_2O$  es un compuesto. 2. Ley de conservación de la masa. 3. Obtención de  $H_2$  y de  $O_2$  gaseosos.

**Pruebas de evaluación**

## WEBGRAFÍA

ed@d

<http://recursostic.educacion.es/secundaria/edad/>

Página del proyecto ed@d (Enseñanza Digital a Distancia) del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte para mejorar el aprendizaje autónomo en un entorno tecnológico avanzado.

Fisquiweb

<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/>

Espacio web dedicado a la enseñanza de la Física y la Química del portal de Educatur.

Radio Televisión Española

<http://www.rtve.es>

Incluye programa sobre Proust y la ley de proporciones definidas.

## SUGERENCIAS DIDÁCTICAS

### TEORÍA ATÓMICA-MOLECULAR

A modo resumen se introduce la unidad con un texto que puede ser comentado en clase.

Sería interesante proponer a los alumnos que visualicen el vídeo introductorio sobre átomos, cristales y moléculas cuyo objetivo sería comprobar que recuerdan los alumnos sobre los mismos.

#### Vídeo: **ÁTOMOS, CRISTALES Y MOLÉCULAS**

Video sencillo pero muy didáctico sobre los átomos y las uniones entre ellos para formar cristales y moléculas.

#### PRESENTACIÓN

Presentación en forma de diapositivas de recorrido de la unidad. El profesor la puede utilizar tanto al principio de la unidad como al final.

En el apartado *Conocimientos previos* sería importante preguntar a los alumnos si los recuerdan y que hagan las actividades propuestas en *Comprueba lo que sabes*, para así saber los conocimientos de partida.

### 1. Clasificación de la materia (página 29)

Debemos comenzar la unidad **clasificando la materia** en dos grandes grupos: sustancias puras y mezclas. Esta clasificación puede plantearse mediante una serie de ejemplos cuya resolución suponga la aplicación de ambos conceptos y de algunas de las técnicas de separación de los integrantes (si los hubiera) de los mismos (estudiadas en cursos anteriores). Así, por ejemplo, si se plantea averiguar la composición de un líquido contenido en un recipiente (puede ser una disolución acuosa de sulfato de cobre (II) en agua), la respuesta al problema conduce a comenzar emitiendo hipótesis (sustancia pura o mezcla) y a una posterior toma de decisiones sobre los pasos que deben seguirse para su comprobación (aquí es necesario aplicar los conocimientos sobre las características de las sustancias puras y de las mezclas, así como las técnicas usuales de separación de estas en sustancias puras).

#### 1.1. Sustancias puras

Conviene recordar al alumnado la diferencia entre sustancia pura y mezcla homogénea, ya vista en cursos anteriores.

Cuando se tengan aisladas las sustancias puras, hay que tratar de diferenciar entre elemento y compuesto; este es un buen momento para comentar que el agua fue una de las primeras sustancias consideradas, erróneamente, como elemento.

#### 1.2. Mezclas

Al tratar las mezclas se repasará, brevemente, las técnicas de separación de sus componentes, diferenciando si se trata de una mezcla heterogénea u homogénea.

#### Vídeo: **MEZCLAS Y SUSTANCIAS PURAS**

Video en español que muestra la diferencia entre mezclas y sustancias puras.

#### Vídeo: **ELEMENTOS Y COMPUESTOS**

Video en español que muestra la diferencia entre elementos y compuestos.

#### Enlace web: **ESTRUCTURA DEL ÁTOMO**

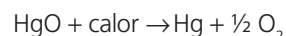
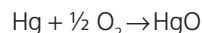
Página web muy completa sobre la estructura de la materia. Incluye animaciones.

### 2. Leyes ponderales (páginas 30/32)

Los epígrafes 2, 3 y 4 son idóneos para que el alumnado compruebe que la ciencia es producto de la labor de las distintas aportaciones que a lo largo de la historia se van produciendo, y que en su desarrollo pueden generarse ideas erróneas, experiencias geniales, discusiones apasionantes, etc., lo que permite ofrecer una imagen viva de la ciencia. Por ello, el mejor hilo conductor para el desarrollo de estos tres epígrafes es el histórico.

#### 2.1. Ley de conservación de la masa o de Lavoisier

Después de comentar los descubrimientos de los químicos contemporáneos de Lavoisier (además de Scheele, una pléyade de químicos suecos colocaron a su país en el siglo a la vanguardia de la química: en 1730, Brandt descubrió el cobalto; en 1751, Cronsted descubrió el níquel e introdujo el soplete en los laboratorios, lo que permitió realizar análisis de pequeñas muestras; en 1774, Gahn aisló el manganeso, y en 1782, Hjelmskiöld aisló el molibdeno), se debe explicar cómo Lavoisier dedujo **la ley de conservación de la masa** y echó por tierra la idea imperante en la época: los objetos combustibles, ricos en «flogisto», cuando ardían perdían dicha sustancia, que pasaba al aire, y la combustión se detenía cuando el flogisto se agotaba. Con la terminología química actual, podemos comprender los experimentos de Lavoisier:



Un breve comentario sobre la vida de Lavoisier atraerá la atención del alumnado.

#### Vídeo: **LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA**

Video en español que demuestra que, para la reacción entre el vinagre (ácido acético) y el carbonato de sodio, se cumple la ley de conservación de la masa.

#### 2.2. Ley de las proporciones definidas o de Proust

Se abordan **la ley de las proporciones definidas** y la de las proporciones múltiples. Es aconsejable proponer a los alumnos que diseñen alguna experiencia encaminada a demostrar la veracidad de ambas leyes y preguntarles sobre los datos que serían necesarios para confirmarlas. Se introducirá la idea de *reactivo limitante*, tan necesaria para abordar problemas estequiométricos.

**Enlace web: LEY DE PROUST**

Tutorial en español sobre la ley de Proust.

### 2.3. Ley de las proporciones múltiples o de Dalton

Es importante señalar que la ley de las proporciones definidas no está en contradicción con la **ley de las proporciones múltiples**: si bien es verdad que en la primera se afirma que dos elementos deben combinarse en una única proporción fija, y en la segunda, que pueden combinarse en distintas proporciones (cantidades variables de un elemento con una cantidad fija del otro), hay que aclarar que de la primera combinación resulta un único compuesto, mientras que la ley de las proporciones múltiples explica la formación de diferentes compuestos (uno por cada posible combinación).

**Vídeo: LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES**

Vídeo en español que muestra cómo realizar un ejercicio de comprobación de la ley de las proporciones múltiples (entre el azufre y el oxígeno).

### 3. Teoría atómica de Dalton (página 33)

Este epígrafe resulta muy útil para explicar al alumnado que el método inductivo (trabajar de lo específico a lo general), a veces, resulta muy útil en ciencia. Efectivamente, a partir de las leyes ponderales, Dalton concluyó que la materia debía estar formada por átomos.

#### 3.1. Dalton justifica las leyes ponderales

Antes de presentar la **teoría atómica de Dalton**, es preciso preguntarse por la posible relación entre los resultados de las leyes ponderales y la estructura íntima de la materia. Esta cuestión se la planteó Dalton, quien, con ayuda del modelo corpuscular de los gases, pudo justificar las mencionadas leyes elaborando lo que conocemos como primera teoría atómica.

#### 3.2. Enunciado de la teoría atómica

En este epígrafe debe intentarse que sea el alumnado, ayudado de su memoria, quien enuncie los postulados de la teoría de Dalton, ya que fueron expuestos en la ESO. Al mencionar los postulados de la teoría atómica de Dalton, se debe preguntar al alumnado acerca de la veracidad de algunos de ellos: *¿son los átomos indivisibles e inalterables?, ¿son iguales todos los átomos de un mismo elemento?*

**Vídeo: TEORÍA ATÓMICA DE DALTON**

Vídeo en español sobre el modelo atómico de John Dalton.

#### 3.3. Limitaciones a la teoría atómica

Debe resaltarse que en la época en la que Dalton elaboró su teoría era inimaginable llegar a conocer la masa absoluta de los átomos, y por esta razón se pensó en la manera de averiguar sus masas relativas, es decir, de comparar las masas de todos con la de un único átomo cuya masa se elige como unidad. Para ello, es preciso aplicar la ley de las proporciones definidas y conocer la fórmula de los compuestos.

Esto hizo que Dalton emitiese otra hipótesis, que se ha llamado de la máxima simplicidad, pues afirmaba que la fórmula más probable de los compuestos binarios era la que tenía la relación más sencilla: 1:1.

Hay que convencer a los estudiantes de que el conocimiento de las masas relativas de los átomos es igual de útil (para el cálculo estequiométrico) que el de sus masas absolutas (conocidas hoy en día), e informarles de que las masas atómicas reflejadas en el sistema periódico son relativas. Por último, aclararemos que en química los términos *masa* y *peso* se utilizan indistintamente, ya que, aunque ambos son conceptos físicos diferentes, entre ellos existe la misma relación numérica.

**Documento: BIOGRAFÍA DE JOHN DALTON**

Datos biográficos sobre John Dalton.

### 4. Leyes volumétricas (página 34)

Continuando con el hilo histórico, el análisis de los resultados encontrados por Gay-Lussac en el estudio sobre las **relaciones volumétricas entre gases** condujo a la **hipótesis de Avogadro**. Este hecho permite comprobar la evolución de las teorías: la correcta interpretación de estos resultados llevó a modificar alguna de las hipótesis de Dalton, a rectificar fórmulas y, consecuentemente, a corregir la tabla de masas atómicas calculadas a partir de ellas.

#### 4.1. Ley de los volúmenes de combinación o de Gay-Lussac

Una vez expuesta la ley de los volúmenes de combinación, se pondrá al alumnado que intente explicar, con la teoría de Dalton, el hecho experimental de que un volumen de cloro reacciona con un volumen de hidrógeno, en las mismas condiciones de presión y temperatura, para formar dos volúmenes de producto.

La imposibilidad de tal explicación sugiere dos cosas, o que la ley no se cumple siempre o que el átomo no es la parte más pequeña que forma los elementos manteniendo las mismas propiedades que el propio elemento.

**Enlace web: LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN O DE GAY-LUSSAC**

Página web con datos biográficos de Gay-Lussac así como la explicación de la ley, experimentos y actividades.

#### 4.2. La hipótesis de Avogadro

A continuación, puede proponerse que intenten explicar el proceso anterior, pero ahora con ayuda de la hipótesis de Avogadro, que previamente habrá sido enunciada por el profesor.

La solución del proceso anterior permite introducir el concepto de molécula diatómica y el de molécula en general. Se puede comentar el hecho de que las ideas de Avogadro no se aceptaron hasta medio siglo después, ya que Dalton y otros sostenían que los átomos semejantes debían repelerse y no podían combinarse formando moléculas.

El término *molécula* significa «pequeño mol» (pequeña masa) y algunos elementos existen en más de una forma; el oxígeno puede constituir moléculas de O<sub>2</sub> (oxígeno) y de O<sub>3</sub> (ozono); el carbono puede presentarse en dos formas cristalinas diferentes, diamante y grafito, etc. A las formas distintas del mismo elemento se les llama alótropos.

**Enlace web: DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DEL NÚMERO DE AVOGADRO**

Página web, en español, que muestra la determinación experimental del número de Avogadro.

**Enlace web: ORDEN DE MAGNITUD DEL NÚMERO DE AVOGADRO**

Página web interactiva y en español, que muestra el orden de magnitud del número de Avogadro.

**Vídeo: LEY DE LOS VOLÚMENES DE COMBINACIÓN E HIPÓTESIS DE AVOGADRO**

Vídeo en español que muestra la ley de los volúmenes de combinación y la hipótesis de Avogadro.

**5. La masa de los átomos** (página 35)

Continuando con el hilo histórico, informaremos a los alumnos que incluso el propio Dalton se atrevió a calcular la masa de los átomos, naturalmente no sus masas absolutas expresadas en gramos, sino las relativas, las que surgen de comparar unos átomos con otros. Para ello solo se necesita saber la proporción en masa en la que se combinan (ley de Proust) y el número de átomos de un tipo que se unen a otro de distinto tipo (ley de Gay-Lussac).

**Vídeo: LA MASA RELATIVA DE LOS ÁTOMOS**

Vídeo en español que explica de forma clara cuál es la mejor manera de medir la masa relativa de un átomo.

**5.1. Fórmulas químicas**

El epígrafe 5.1 comienza exponiendo la evolución de los símbolos de los elementos químicos y la definición de fórmula química.

**5.2. Masas atómicas y moleculares**

A continuación, se explican los diferentes átomos que se han ido eligiendo como patrones para el cálculo de **masas atómicas**, hasta llegar en 1961 a la elección del carbono-12 (base de la actual tabla de masas atómicas), al que se le asignó una masa de 12,0000. El cálculo de la **masa de una molécula** ya lo conocen de la etapa anterior, pero conviene ponerlo en práctica con algunos ejemplos para afianzarlo.

**6. La unidad de cantidad de sustancia: el mol** (páginas 36/37)

Este epígrafe debemos comenzararlo convenciendo al alumnado de la necesidad de definir una unidad de cantidad de sustancia ligada a la cantidad de partículas que contenga y, como la cantidad mínima de sustancia que se puede medir sin demasiado error en una balanza contiene ya un número muy elevado de átomos o moléculas, es preciso que esa unidad abarque un alto número de esas partículas.

A continuación recordaremos que esa unidad es el mol.

**Enlace web: MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO**

Página web interactiva y en español, sobre el concepto de mol y el número de Avogadro.

**6.1. Masa molar**

Hay que aclarar que mol no es ni un número ni una masa (hace referencia a una cantidad de sustancia ligada a un determinado número de partículas) y será la masa molar la que represente la masa de un mol de esas partículas.

Uno de los errores más frecuentes es asegurar que la masa de un mol coincide con la masa atómica del elemento (o con la molecular del compuesto). Hay que explicarles que la coincidencia es solo numérica.

**Enlace web: MASA MOLAR Y MOL**

Página web, en español, sobre el concepto de masa molar y mol.

**6.2. Composición centesimal y determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto**

En este epígrafe se afrontará el cálculo de la composición centesimal y la determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto (para muchas moléculas, la fórmula empírica y la molecular coinciden; por ejemplo:  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}_2$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{NH}_3$ , etc.). En los ejercicios que se desarrollen para el cálculo de la fórmula molecular, se les dará directamente la masa molecular del compuesto, avisando que en la siguiente unidad (y cuando el compuesto sea un gas ideal) se les explicará una ecuación mediante la cual se podrá averiguar dicha masa molecular.

**Vídeo: COMPOSICIÓN CENTESIMAL**

Vídeo en español que muestra cómo se lleva a cabo un ejercicio de composición centesimal (glucosa).

**Enlace web: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA MOLECULAR**

Tutorial en español que explica como determina la fórmula molecular de un compuesto.

**Vídeo: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA EMPÍRICA Y MOLECULAR DE UN COMPUESTO**

Vídeo en español que muestra el modo de resolver un ejercicio de determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto (butano).

## SOLUCIONES DE LAS ACTIVIDADES (páginas 28/37)

### Comprueba lo que sabes

1. Indica si las siguientes porciones de materia son sustancias puras, mezclas homogéneas o mezclas heterogéneas: hierro, vino, bronce, agua, leche y aire.

Las sustancias puras son el hierro y el agua.

Las mezclas homogéneas son el vino, el bronce y el aire.

La única mezcla heterogénea es la leche.

2. ¿Qué son los átomos? ¿Y un mol?

Los átomos son partículas muy pequeñas constituyentes de los diferentes elementos químicos.

El mol es la cantidad de sustancia tal que contiene tantas partículas, átomos, moléculas, etc., como las que contienen 12 g de carbono-12.

3. A. L. Lavoisier demostró en 1774 que la masa se conserva en cualquier combinación química. Sin embargo, si combinas 40 g de hidrógeno con 40 g de oxígeno, solo se forman 45 g de agua. ¿Qué explicación encuentras para este hecho?

Ocurre que, además de la ley de Lavoisier, se debe cumplir la ley de Proust: «cuando se combinan varios elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija». Y las cantidades de la cuestión no corresponden a esa relación fija, ya que hay exceso de uno de los reactivos. En el supuesto de que la ley de Lavoisier se cumpliera: se forman 45 g de agua y queda un exceso de 35 g de hidrógeno.

### Actividades

1. Hacemos reaccionar 20 g de reactivos y solo obtenemos 18 g de productos. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa? ¿Por qué no coinciden la masa de las sustancias de partida y las de las finales? Explica tu respuesta.

En toda reacción química, la ley de conservación de la masa siempre ha de cumplirse. Si ocurriera lo que dice el enunciado, es porque los otros dos gramos que faltan a los 18 g para sumar 20 g existen en forma de reactivo en exceso, es decir, no se han utilizado cantidades estequiométricas de reactivo y ha sobrado 2 g de uno de ellos.

2. El hidrógeno y el oxígeno se combinan en una proporción de 1:8 para formar agua. Indica lo que ocurrirá si combinamos 14 g de hidrógeno con 50 g de oxígeno.

Se observa que hay exceso de hidrógeno (14 es una cantidad superior a 50/8); entonces establecemos la relación con el oxígeno (reactivo limitante):

$$\frac{1 \text{ g de hidrógeno}}{8 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ g de hidrógeno}}{50 \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 6,2 \text{ g de hidrógeno}$$

Es decir: 6,2 g de hidrógeno se combinan con 50 g de oxígeno para dar 56,2 g de agua y quedan sin reaccionar

$$14 \text{ g} - 6,2 \text{ g} = 7,8 \text{ g de hidrógeno.}$$

3. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples en el caso de la tabla 1.1?

Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	20 g	15 g
2	35 g	52,5 g
3	50 g	112,5 g

La respuesta es sí. Dado que el compuesto A está en una cantidad fija de 20 g, para hallar las cantidades variables del elemento B que se combina con esta cantidad fija de A debemos conocer la proporción en la que reaccionan A y B, es decir: masa B/masa A.

$$\blacksquare \text{ Compuesto 1: } \frac{15}{20} = 0,75$$

$$\blacksquare \text{ Compuesto 2: } \frac{52,5}{35} = 1,5$$

$$\blacksquare \text{ Compuesto 3: } \frac{112,5}{50} = 2,25$$

Dividiendo todas las relaciones entre la menor, obtenemos otras de números enteros 1, 2 y 3.

Podemos hacerlo de otra manera: manteniendo la masa de A fija (20 g), calculamos las cantidades de B mediante las siguientes proporciones:

$$\frac{35 \text{ g}}{52,5 \text{ g}} = \frac{20 \text{ g}}{x \text{ g}}; x = 30 \text{ g}$$

$$\frac{50 \text{ g}}{112,5 \text{ g}} = \frac{20 \text{ g}}{x \text{ g}}; x = 45 \text{ g}$$

Cuando una de las masas se mantiene constante, la del otro varía según una relación de números enteros sencillos:

$$15 : 30 : 45 = 1 : 2 : 3$$

4. ¿Cómo es posible que dos elementos puedan combinarse en más de una proporción si la ley de Proust afirma que la proporción es única?

La ley de Proust afirma que la proporción en la que se combinan dos elementos es única cuando de ella resulta un solo compuesto.

Por tanto, no excluye que dos elementos se puedan combinar en más de una proporción si como resultado se obtienen varios compuestos distintos.

5. El carbono se combina con oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono (CO), y con la segunda, dióxido de carbono (CO<sub>2</sub>). Razona qué afirmaciones son correctas:

a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.

b) 12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.

c) 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO<sub>2</sub>.



d) 12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar  $\text{CO}_2$ .

Son correctas la **b)** y la **c)**, pues  $\frac{12}{16} = \frac{3}{4}$  y  $\frac{12}{32} = \frac{3}{8}$

- 6 Dalton sabía que la proporción en la que el hidrógeno se combina con el oxígeno es de 1:8, y creía que el agua se formaba por la combinación de un átomo de cada clase. Así que dedujo que el átomo de oxígeno era 8 veces más pesado que el de hidrógeno. ¿Qué masa le correspondería al átomo de oxígeno si Dalton hubiera supuesto que el agua es una combinación de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno?

Si se combinan dos átomos de hidrógeno con uno de oxígeno para formar agua y, al mismo tiempo, ha de mantenerse la proporción de combinación 1:8, la única solución posible es pensar en otra proporción equivalente: 2:16, donde 2 correspondería a la masa de los dos átomos de hidrógeno y 16 a la masa del único átomo de oxígeno.

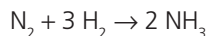
Por tanto, la masa atómica del oxígeno sería 16 (como realmente corresponde).

- 7 Cuando 1 L de dinitrógeno reacciona con 3 L de dihidrógeno, ¿qué volumen de amoníaco se obtiene?:

- a) a) 1 L.                      c) 4 L.  
b) 2 L.                        d) 3,15 L.

Justifica tu respuesta.

La respuesta correcta es la **b)**. Se llega a esta conclusión teniendo en cuenta las dos leyes volumétricas y que el proceso es el siguiente:



- 8 Teniendo en cuenta la ley de los volúmenes de combinación, la hipótesis de Avogadro y el concepto de molécula, justifica que la molécula de agua esté formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

- Las moléculas de hidrógeno y de oxígeno son diatómicas.
- En volúmenes iguales de gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay el mismo número de moléculas.
- Dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de agua.

La única solución que explica estos tres hechos a la vez es que la molécula de agua sea  $\text{H}_2\text{O}$ .

- 9 Indica siete sustancias formadas por moléculas homonucleares diatómicas que conozcas.

Por ejemplo:  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{F}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{Br}_2$ ,  $\text{I}_2$ .

- 10 Comenta la siguiente frase: *La masa atómica del oxígeno es 16 g.*

La frase es incorrecta. Las masas atómicas son números adimensionales ya que resultan de relacionar dos masas y, siempre que se dividen dos magnitudes del mismo tipo, el resultado carece de dimensiones. Por otro lado, el gramo es una unidad extraordinariamente grande como para usarla como referencia para algo tan pequeño como los átomos.

- 11 Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

- a)  $\text{N}_2$   
b)  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$   
c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$   
a)  $\text{N}_2$ :  $14 \cdot 2 = 28$   
b)  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ :  $12 \cdot 9 + 1 \cdot 8 + 16 \cdot 4 = 180$   
c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :  $27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 + 16 \cdot 12 = 342$

- 12 Calcula la masa en gramos de un átomo de carbono-12.

$$\frac{12 \text{ u}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ u/g}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

- 13 ¿Cuántos átomos de H, S y O hay en 200 g de ácidos sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ?

Establecemos la relación:

$$\frac{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4} = \frac{200 \text{ g de H}_2\text{SO}_4}{x \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4}$$

$$x = 1,23 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

La cantidad de átomos de H será el doble que la de moléculas:  $2,46 \cdot 10^{24}$ . La cantidad de átomos de S será la misma que la de moléculas:  $1,23 \cdot 10^{24}$ . La cantidad de átomos de O será el cuádruple que la de moléculas:  $4,92 \cdot 10^{24}$ . Esto se debe a que tienen que guardar la relación 2 átomos de H:1 átomo de S:4 átomos de O, tal y como indica la fórmula.

- 14 Tenemos 18 g de glucosa,  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ . Calcula:

- a) La cantidad, en mol, de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , de C, de H y de O.  
b) El número de partículas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , de C, de H y de O.

a)  $\frac{1 \text{ mol}}{180 \text{ g}} = \frac{x \text{ mol}}{18 \text{ g}}$ ;  $x = 0,1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$

En la fórmula se aprecia que en 1 mol de glucosa hay 6 mol de C, 12 mol de H y 6 mol de O. Por tanto:

$$6 \cdot 0,1 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol de C}$$

$$12 \cdot 0,1 \text{ mol} = 1,2 \text{ mol de H}$$

$$6 \cdot 0,1 \text{ mol} = 0,6 \text{ mol de O}$$

b)  $\frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{0,1 \text{ mol}}{x \text{ moléculas}}$

$$x = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$$

Como cada molécula de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  contiene 6 átomos de C, 12 de H y 6 de O, tendremos:

$$6 \cdot 6,022 \cdot 10^{22} = 3,613 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C}$$

$$12 \cdot 6,022 \cdot 10^{22} = 7,226 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

$$6 \cdot 6,022 \cdot 10^{22} = 3,613 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

- 15 Calcula la composición centesimal del carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Datos: masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16.

Hallamos la masa molar del  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ :

$$23 \text{ g} \cdot 2 + 12 \text{ g} + 16 \text{ g} \cdot 3 = 106 \text{ g}$$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de Na}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} = \frac{x \text{ g de Na}}{100 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3}$$

$$x = 43,4\% \text{ de Na}$$

$$\frac{12 \text{ g de C}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} = \frac{x \text{ g de C}}{100 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3}$$

$$x = 11,3\% \text{ de C}$$

$$\frac{48 \text{ g de O}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3}$$

$$x = 45,3\% \text{ de O}$$

- 16 La composición centesimal de cierto azúcar es: 40 % de C, 6,67 % de H y 53,33 % de O. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{40 \text{ g de carbono}}{12 \text{ g/mol}} = 3,33 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{6,67 \text{ g de hidrógeno}}{1 \text{ g/mol}} = 6,67 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{53,33 \text{ g de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 3,33 \text{ mol de oxígeno}$$

Relaciones idénticas a las anteriores, pero de números enteros, son 1 mol de C, 2 mol de H y 1 mol de O. Por tanto, la fórmula empírica será  $\text{CH}_2\text{O}$ , cuya masa molar es:

$$12 \text{ g} + 2 \text{ g} + 16 \text{ g} = 30 \text{ g/mol}$$

Dividiendo las dos masas molares, encontraremos cuántas veces son mayores los coeficientes de la fórmula molecular con respecto a la fórmula empírica:

$$\frac{180 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}} = 6$$

La fórmula molecular es  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

## SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES QUÍMICA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD (página 38)

### LOS REACTORES DE FUSIÓN: INTERACCIÓN CIENCIA Y TÉCNICA

#### Análisis

- 1 ¿Cuál es la diferencia entre las reacciones de fusión y las de fisión nuclear?

Las reacciones de fusión nuclear corresponden a la unión de dos núcleos atómicos ligeros para formar otro más pesado, mientras que la fisión nuclear es lo contrario, la escisión de un núcleo pesado en otros dos de masas parecidas. Las reacciones de fusión nuclear liberan mucha más energía por unidad de masa de átomos reaccionantes que las reacciones de fisión, y además no generan residuos radiactivos de vida larga.

- 2 ¿Qué es el *plasma*?

Es aquel estado en el que se encuentra la materia a muy elevadas temperaturas, caracterizado porque los átomos están totalmente ionizados (una mezcla de iones positivos y electrones moviéndose a altas velocidades) y no pueden ser confinados en ningún tipo de recipiente de material conocido, por lo que hay que recurrir a otro tipo de confinamiento.

- 3 Indica los dos problemas principales a los que se enfrenta la fusión nuclear.

Uno de los problemas lo representa el confinamiento del plasma, actualmente se están ensayando dos tipos de confinamiento: magnético e inercial (utilizando la presión de la radiación); el otro problema son los neutrones liberados ( ${}^2\text{H} + {}^3\text{H} \rightarrow {}^4\text{He} + \text{n} + \gamma$ ), ya que si no se controlan pueden ser absorbidos por las paredes del reactor y llegar a debilitarlas y producir fisuras a través de las cuales podrían escapar junto a la radiación gamma, lo que haría de la fusión nuclear una energía no tan limpia.

#### Propuesta de investigación

- 4 Prepara una presentación sobre la fusión nuclear para exponerla en clase incluyendo: cómo se genera, qué problemas tiene, la posible contaminación que produce así como alguna imagen.

### PURIFICACIÓN DE SUSTANCIAS

Como alternativa se puede proponer esta lectura.

## SOLUCIÓN DE LAS ACTIVIDADES TÉCNICAS DE TRABAJO Y EXPERIMENTACIÓN (página 39)

### Cuestiones

- 1 **Calcula la fórmula de la sal hidratada y nómbrala.**  
El nombre de la sal es sulfato de cobre(II) pentahidratado
- 2 **¿A qué se debe el cambio de color que experimenta la sal cuando se calienta? ¿Por qué llega un momento en que la masa ya no disminuye más?**  
El cambio de color se debe a la pérdida del agua de cristalización, que es la que da el intenso color azul a la sal hidratada.  
La masa no disminuye más cuando ya ha perdido toda el agua de cristalización.
- 3 **Elabora un informe de la práctica que explique la diferencia entre sales anhidras e hidratadas, si las moléculas de agua son incorporadas o no a la estructura cristalina de la sal hidratada y el método para deshidratarlas.**

#### Práctica de laboratorio: DETERMINACIÓN DE LA FÓRMULA DE UNA SAL HIDRATADA

El objetivo de esta práctica es determinar el agua de cristalización de una sal.

#### Enlace web: EL H<sub>2</sub>O ES UN COMPUESTO

Como alternativa a la práctica del libro se puede proponer la de la comprobación de que el agua es una sustancia pura.

#### Práctica de laboratorio: LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

Como alternativa a la práctica del libro se puede proponer este experimento para comprobar la ley de Lavoisier.

## SOLUCIONES DE ACTIVIDADES Y TAREAS (páginas 42/43)

### Sustancias puras y mezclas

- 1 **Indica la diferencia entre mezcla y sustancia pura.**  
Una sustancia pura es toda clase de materia que presenta la misma composición y las mismas propiedades en cualquier punto de la misma, sea cual sea su procedencia. Las mezclas son combinaciones de dos o más sustancias puras en las que cada una mantiene su propia composición y propiedades.
- 2 **Define el concepto de elemento químico.**  
Un elemento químico es toda sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más simples utilizando los métodos químicos habituales. Por ejemplo: Na, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, etcétera.
- 3 **Al calentar una sustancia de color rojo, se obtienen un gas incoloro y un sólido de color amarillo. ¿Es la sustancia un elemento químico?**  
No, ya que un elemento químico no puede descomponerse en sustancias más simples utilizando los medios químicos habituales, y aquí, al realizar un cambio químico se ha descompuesto en otras sustancias más simples; se trata, por tanto, de un compuesto.
- 4 **Razona si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: «Todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones».**  
Es verdadera. Las sustancias puras son sistemas homogéneos (tienen composición constante) y, sin embargo, no son disoluciones.
- 5 **De estas transformaciones, indica cuáles son físicas y cuáles químicas:**
  - a) Combustión de una cerilla.

- b) Fermentación del mosto.
- c) Evaporación del agua.
- d) Disolución de una sal en agua.
- e) Fusión del hielo.

Transformaciones físicas son **c)**, **d)** y **e)**, pues no hay alteración en la composición de la sustancia que sufre el proceso. Transformaciones químicas son **a)** y **b)**, ya que las sustancias de partida no coincidirán con las que se obtengan al final del proceso.

### Primeras leyes de la química

- 6 **Indica la diferencia entre el método experimental seguido por Lavoisier y el empleado por sus predecesores.**  
La realización de medidas precisas en procesos químicos es la diferencia fundamental entre el método experimental seguido por Lavoisier y el de los químicos que le precedieron.
- 7 **Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrían combinarse también totalmente 4 g de S con 20 g de Hg para formar el mismo compuesto? ¿Por qué?**  
No, porque existe una única proporción en la que se combinan dos elementos para formar un determinado compuesto. En este caso es 3,2 g de azufre con 20 g de mercurio.
- 8 **La ley de Proust asegura que «cuando dos elementos se combinan, lo hacen en una proporción fija», mientras que la de las proporciones múltiples de Dalton afirma que «dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción». ¿Se contradicen las dos leyes? Razona tu respuesta.**

No, la proporción fija de la ley de Proust se da cuando forman un único compuesto, y en el caso de la ley de Dalton, las diferentes proporciones son para formar compuestos distintos (de forma que en cada uno de esos compuestos la proporción es única).

**9** ¿Cómo se llegó al concepto de átomo?

A través de la ley de Proust y la de Dalton: si los elementos se combinan únicamente en determinadas proporciones, y con números enteros y sencillos, deben existir unas unidades materiales de combinación: los átomos.

**10** ¿Qué dos soluciones aportadas por Avogadro contribuyeron a explicar la ley de los volúmenes de combinación?

La hipótesis «volúmenes iguales de gases diferentes, en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas (moléculas)» y el concepto de molécula, según el cual «las partículas fundamentales de nitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos del elemento». Avogadro llamó moléculas a estas agrupaciones de átomos.

**11** Explica las diferencias entre átomo y molécula.

Átomo es la parte más pequeña de un elemento que, manteniendo su identidad, toma parte en las combinaciones químicas. Molécula es la parte más pequeña de un elemento o compuesto que tiene existencia estable e independiente.

**12** La combustión de una hoja de papel es un proceso químico. Diseña un experimento para comprobar que se cumple la ley de conservación de la masa.

Pesamos el papel y el aire del recipiente (herméticamente cerrado) donde se va a realizar la combustión. Finalizada esta, volvemos a pesar. Si las medidas han sido bien tomadas, los resultados serán iguales.

**13** Si calientas lana de hierro, la masa de la lana aumenta. Se cumple la ley de conservación de la masa?

Sí, debido a que el hierro al calentarlo se ha combinado con el oxígeno del aire, formándose óxido de hierro. Por tanto, esta masa de oxígeno hay que tenerla en cuenta.

**14** Se analizan dos muestras con estas composiciones:

■ Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O.

■ Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O.

Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.

Se trata del mismo óxido, pues:

$$A: \frac{39,563 \text{ g de Sn}}{5,333 \text{ g de O}} = 7,418$$

$$B: \frac{29,673 \text{ g de Sn}}{4,000 \text{ g de O}} = 7,418$$

Es un ejemplo de la ley de las proporciones definidas. Se puede comprobar que es el óxido de estaño(II), SnO.

**15** Se analizan dos muestras con estas composiciones:

■ Muestra X: 19,782 g de Sn y 2,667 g de O.

■ Muestra Y: 23,738 g de Sn y 6,400 g de O.

Indica si se trata del mismo o de distintos compuestos.

Son distintos compuestos, pues:

$$\blacksquare X: \frac{19,782 \text{ g de Sn}}{2,667 \text{ g de O}} = 7,417$$

$$\blacksquare Y: \frac{23,738 \text{ g de Sn}}{6,400 \text{ g de O}} = 3,709$$

Si el primer óxido es SnO, el segundo debe ser SnO<sub>2</sub>, ya que la segunda relación es la mitad que la primera.

**16** El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A, la proporción en masa entre el estaño y el oxígeno es 7,42:1, y en el óxido B, 3,71:1.

a) ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?

Sí, pues si multiplicamos por 2 la relación 3,71:1, obtenemos 7,42:2, y sigue siendo la misma relación. Pero ahora puede apreciarse mejor, comparándola con la primera (7,42:1), que, mientras la cantidad de uno permanece constante (7,42), la del otro varía con números enteros (1 y 2).

b) Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.

Si tenemos en cuenta que la combinación de átomos, para formar el óxido A, es 1 de Sn con 1 de O, y como la relación en masa es 7,42:1, debemos concluir que un átomo de Sn es 7,42 veces más pesado que un átomo de O. Por otra parte, si la segunda relación es 7,42:2, y un átomo de Sn es 7,42 veces más pesado que un átomo de O, deducimos que deben existir dos átomos de oxígeno, es decir, SnO<sub>2</sub>.

**17** Un átomo de azufre se combina con dos átomos de hidrógeno según una proporción en masa de 16:1. Indica la masa atómica relativa del S con respecto al H.

Si un átomo de S se combina con dos de H en una relación de 16 g:1 g, podemos deducir que un átomo de S es 16 veces más pesado que dos átomos de H, es decir, un átomo de S será 32 veces más pesado que un átomo de H. Por tanto, la masa atómica del azufre con respecto a la de hidrógeno será 32.

**18** Además de la proporción en masa, en la que intervienen varios elementos para formar un compuesto, ¿qué otra combinación es imprescindible conocer para averiguar las masas relativas de los átomos de esos elementos?

El número de átomos de cada uno de los elementos que es necesario combinar para formar el compuesto.

**19** En la actualidad se sabe que el compuesto sulfuro de hidrógeno resulta de la unión de dos átomos de H y de un átomo de S. Con esta información, y considerando que la proporción en masa de H y S para formar sulfuro de hidrógeno es de 1:16, calcula la masa relativa del azufre.

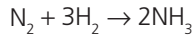
Buscamos una proporción semejante a la 1:16, pero que contenga un 2 en primer lugar (ya que son dos átomos de H los que se combinan). Dicha proporción es: 2:32. Por tanto, como el 2 equivale a la masa de los dos átomos de H, el 32 equivaldrá a la masa de 1 átomo de azufre.

**20** Un volumen de dinitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de dihidrógeno (gas), para formar dos volúmenes de amoníaco (gas). Si las condiciones de *p* y *T* son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las sugerencias de Avogadro, la composición de la molécula de amoníaco.

Sugerencias de Avogadro:

1. Volúmenes iguales de gases diferentes (en las mismas condiciones de p y T) contienen el mismo número de partículas.
2. Las partículas fundamentales de dinitrógeno, oxígeno y otros gases no son átomos, sino agrupaciones de varios átomos del elemento.

Entonces, la composición molecular de cada gas compatible con el número de volúmenes hallados es:



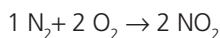
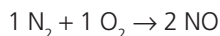
- 21) ¿Es la relación que se da entre los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases formados igual a la relación con la que se combinan sus moléculas?

Sí, por la hipótesis de Avogadro.

- 22) El dinitrógeno y el oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas. Si las posibilidades de combinación de sus volúmenes son 2:1, 1:1 y 1:2:

- a) Determina los volúmenes del gas formado en cada uno de los casos.
- b) Establece la fórmula más sencilla de cada uno de los gases formados.
- c) Escribe las tres combinaciones utilizando la simbología tradicional.

Teniendo en cuenta las posibilidades de combinación de los volúmenes de dinitrógeno y oxígeno, y que ambos gases están formados por moléculas diatómicas, podemos escribir:



Entonces:

- a) En todos los casos la cantidad de gas formado son dos volúmenes.
- b) La fórmula más sencilla para cada uno de los gases formados es  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$  y  $\text{NO}_2$ .
- c) Los tres procesos son los descritos anteriormente.

- 23) Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para dar 17,5 g de un compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si reaccionan 4,7 g de A con 11,5 g de B?

El reactivo limitante es el B, y el que está en exceso es el A. Establecemos la proporción con el reactivo limitante:

$$\frac{4,7 \text{ g de A}}{12,8 \text{ g de B}} = \frac{x \text{ g de A}}{11,5 \text{ g de B}}$$

$$x = 4,2 \text{ g de A}$$

Entonces, según el principio de conservación de la masa

$$4,2 \text{ g} + 11,5 \text{ g} = 15,7 \text{ g de compuesto y sobraría:}$$

$$4,7 \text{ g} - 4,2 \text{ g} = 0,5 \text{ g de A}$$

- 24) El azufre y el cinc se combinan en la relación 16 g de azufre y 32,7 g de cinc. ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20 g de azufre con 20 g de cinc?

Establecemos la proporción con el reactivo limitante, el Zn:

$$\frac{16 \text{ g de S}}{32,7 \text{ g de Zn}} = \frac{x \text{ g de S}}{20 \text{ g de Zn}}; x = 9,8 \text{ g de S}$$

Entonces, según el principio de conservación de la masa  $9,8 \text{ g} + 20 \text{ g} = 29,8 \text{ g}$  de compuesto y sobraría:

$$20 \text{ g} - 9,8 \text{ g} = 10,2 \text{ g de S}$$

- 25) Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono es 3:4, ¿qué cantidad de oxígeno reaccionará totalmente con 12 g de carbono? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12 g de carbono con 17 g de oxígeno?

Aplicamos la relación:

$$\frac{3 \text{ g de carbono}}{4 \text{ g de oxígeno}} = \frac{12 \text{ g de carbono}}{x \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 16 \text{ g de oxígeno}$$

Si combinamos 12 g de carbono con 17 g de oxígeno, se formarán:  $12 + 16 = 28 \text{ g}$  de  $\text{CO}$ , y quedará sin reaccionar 1 g de oxígeno.

- 26) Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) y que las relaciones de sus masas combinadas son:

Experimento	X	Y
Reacción 1	2,50	1,20
Reacción 2	2,50	0,60
Reacción 3	5,00	2,40
Reacción 4	2,50	0,40

A la vista de estos datos, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- a) Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.
- b) Los datos de las reacciones 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.
- c) Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.
- d) Los compuestos formados en las reacciones 1 y 3 son iguales.
- a) Verdadera, ya que las relaciones son idénticas.
- b) Verdadera, ya que mientras la cantidad de uno de los elementos (X) permanece constante, la del otro (Y) varía siguiendo una relación de números enteros sencillos:

$$\frac{1,20}{0,60} = 2; \frac{1,20}{0,40} = 3; \frac{0,60}{0,40} = \frac{3}{2}$$

- c) Falsa. El que se ha formado en la reacción 2 tiene la mitad de átomos de Y que el formado en la reacción 1.
- d) Verdadera, ya que las relaciones son idénticas.

## Cantidad de materia

- 27) ¿Qué queremos decir al afirmar que «la masa atómica del azufre es 32,06»?

Que la masa promedio de un átomo del elemento azufre es 32,06/12 veces superior a la masa de un átomo de carbono-12.

- 28) Calcula los átomos de azufre que hay en 32,06 g de la sustancia de la actividad anterior.

Como 32,06 g de azufre corresponden a la masa molar del azufre, entonces habrá  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de azufre.

- 29) Define mol de una sustancia pura.

Es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos o moléculas) como las existentes en 12 g de carbono-12, es decir,  $6,022 \cdot 10^{23}$  partículas.

- 30) ¿Qué se entiende por composición centesimal de un compuesto?

Es la expresión del tanto por ciento en masa de cada uno de los elementos que integran el compuesto.

- 31) ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de átomos?

- a) 10 g de Na  
b) 10 g de  $\text{CO}_2$   
c) 2 mol de  $\text{NH}_3$

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\text{a) } \frac{23 \text{ g de Na}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}} = \frac{10 \text{ g de Na}}{x \text{ átomos de Na}}$$

$$x = 2,62 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$$

$$\text{b) } \frac{44 \text{ g de CO}_2}{3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de C y de O}} = \frac{10 \text{ g de CO}_2}{x \text{ átomos de C y de O}}$$

$$x = 4,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$\text{c) } \frac{1 \text{ mol de NH}_3}{4 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de N y de H}} = \frac{2 \text{ mol de NH}_3}{x \text{ átomos de N y de H}}$$

$$x = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Por tanto: c) > b) > a).

- 32) Un átomo de un determinado elemento tiene una masa de  $3,819 \cdot 10^{-23}$  g. ¿Cuánto vale su masa atómica?

Dividiendo la masa del átomo (en gramos) entre el número de gramos que corresponde a una unidad de masa atómica, tendremos la respuesta:

$$\frac{3,819 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1,6 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}} = 23 \text{ u}$$

- 33) Sabiendo que la masa molecular relativa del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, contesta razonadamente las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué tendrá más masa: un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?  
b) ¿Dónde habrá más moléculas: en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?

- a) Un mol de oxígeno (32 g).  
b) En ambas porciones de materia existirá el mismo número de moléculas:  $6,022 \cdot 10^{23}$ .

- 34) Sabiendo que la densidad del  $\text{H}_2\text{O}$  es  $1 \text{ g/cm}^3$ , indica cuántos moles son:

- a) 3,42 g de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
b)  $10 \text{ cm}^3$  de  $\text{H}_2\text{O}$ .  
c)  $1,82 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$ .

$$\text{a) } \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g de agua}} = \frac{x \text{ mol de agua}}{3,42 \text{ g de agua}}$$

$$x = 0,19 \text{ mol}$$

$$\text{b) } \frac{1 \text{ mol de agua}}{18 \text{ g de agua}} = \frac{x \text{ mol de agua}}{10 \text{ g de agua}}$$

$$x = 0,56 \text{ mol}$$

$$\text{c) } \frac{1 \text{ mol de agua}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{x \text{ mol de agua}}{1,82 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}$$

$$x = 0,3 \text{ mol}$$

- 35) ¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 30 g de  $\text{SO}_2$  o en 25 g de  $\text{CO}_2$ ?

Transformamos los gramos en moles:

$$\frac{30 \text{ g de SO}_2}{64 \text{ g/mol}} = 0,47 \text{ mol de SO}_2$$

$$\frac{25 \text{ g de CO}_2}{44 \text{ g/mol}} = 0,57 \text{ mol de CO}_2$$

Por tanto, hay más moléculas en los 25 g de  $\text{CO}_2$ .

- 36) Calcula las moléculas que hay en una gota de  $\text{H}_2\text{O}$ . Datos: 20 gotas de  $\text{H}_2\text{O} = 1 \text{ cm}^3$  y  $\rho_{\text{agua}} = 1 \text{ g/cm}^3$ .

Establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{20 \text{ gotas de agua}}{1 \text{ cm}^3} = \frac{1 \text{ gota de agua}}{x \text{ cm}^3}$$

$$x = 0,05 \text{ cm}^3$$

Como la densidad del  $\text{H}_2\text{O}$  es  $1 \text{ g/cm}^3$ , la masa de una gota de agua será 0,05 g.

Establecemos la relación:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de agua}}{18 \text{ g de agua/mol}} = \frac{x \text{ moléculas de agua}}{0,05 \text{ g de agua}}$$

$$x = 1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de agua}$$

- 37) En una muestra de fósforo hay  $10^{24}$  átomos. Calcula:

- a) La cantidad, en mol, de átomos de fósforo que hay en la muestra.  
b) La cantidad, en mol, de moléculas de fósforo que hay en la muestra (la molécula de fósforo es  $\text{P}_4$ ).

- a) Establecemos la relación:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de fósforo}}{1 \text{ mol de átomos de fósforo}} = \frac{10^{24} \text{ átomos de fósforo}}{x \text{ mol de átomos de fósforo}}$$

$$x = 1,66 \text{ mol de átomos de fósforo}$$

- b) Hallamos el número de moléculas de  $\text{P}_4$ :

$$\frac{10^{24} \text{ átomos}}{4 \text{ átomos/molécula}} = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Establecemos la relación:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de moléculas}} = \frac{2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{x \text{ mol de moléculas}}$$

$$x = 0,415 \text{ mol de moléculas de P}_4$$

## 38 ¿Cuántas moléculas y átomos hay en 10 g de oxígeno?

Para calcular las moléculas existentes en 10 g de oxígeno, establecemos la relación:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{32 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ moléculas}}{10 \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 1,88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de oxígeno}$$

Como cada molécula de oxígeno está formada por dos átomos, entonces los átomos que hay en los 10 g serán:

$$\begin{aligned} 1,88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos/molécula} &= \\ &= 3,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno} \end{aligned}$$

## 39 Calcula:

- a) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 200 g de nitrato de bario,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ?
- b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 mol de pentóxido de difósforo,  $\text{P}_2\text{O}_5$ ?
- c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo,  $\text{P}_2\text{O}_3$ ?
- d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22 g de nitrato de bario,  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ?

- a) La masa molar del nitrato es 261,3 g/mol; en esta masa hay 96 g de oxígeno (16 g/mol · 6).

Entonces:

$$\frac{96 \text{ g de oxígeno}}{261,3 \text{ g de nitrato}} = \frac{x \text{ g de oxígeno}}{200 \text{ g de nitrato}}$$

$$x = 73,48 \text{ g de oxígeno}$$

$$\frac{73,48 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 4,59 \text{ mol de átomos de O}$$

$$\text{b) } \frac{1 \text{ mol de } \text{P}_2\text{O}_5}{2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}} = \frac{0,15 \text{ mol de } \text{P}_2\text{O}_5}{x \text{ átomos de P}}$$

$$x = 1,807 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}$$

$$\text{c) } \frac{1 \text{ mol de } \text{P}_2\text{O}_3}{48 \text{ g de oxígeno}} = \frac{0,15 \text{ mol de } \text{P}_2\text{O}_3}{x \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 7,2 \text{ g de oxígeno}; \frac{7,2 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 0,45 \text{ mol}$$

$$\text{d) } \frac{261,3 \text{ g de nitrato de bario}}{6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}} = \frac{5,22 \text{ g de nitrato de bario}}{x \text{ átomos de O}}$$

$$x = 7,21 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

## 40 El azufre, el oxígeno y el cinc forman el sulfato de cinc en la siguiente relación S:O:Zn; 1:1,99:2,04. Calcula la composición centesimal.

La suma de las tres relaciones es:

$$1 + 1,99 + 2,04 = 5,03$$

Establecemos las siguientes proporciones:

$$\frac{5,03}{100\%} = \frac{1}{x}; x = 19,9\% \text{ de S}$$

$$\frac{5,03}{100\%} = \frac{1,99}{y}; y = 39,6\% \text{ de O}$$

$$\frac{5,03}{100\%} = \frac{2,04}{z}; z = 40,5\% \text{ de Zn}$$

41 Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio,  $\text{KNO}_3$ , del 60 %. Calcula la cantidad de nitrógeno, en kg, que contiene el abono.

Establecemos la relación:

$$\frac{60 \text{ kg de } \text{KNO}_3}{100 \text{ kg de abono}} = \frac{x \text{ kg de } \text{KNO}_3}{25 \text{ kg de abono}}$$

Despejamos x:

$$x = 15 \text{ kg de } \text{KNO}_3 \text{ que contienen los 25 kg de abono}$$

Como 1 mol de  $\text{KNO}_3$  es 101 g, tenemos:

$$\frac{14 \text{ kg de nitrógeno}}{101 \text{ kg de } \text{KNO}_3} = \frac{y \text{ kg de nitrógeno}}{15 \text{ kg de } \text{KNO}_3}$$

Despejamos y:

$$y = 14 \text{ kg de nitrógeno} \cdot \frac{15}{101}; y = 2,1 \text{ kg de nitrógeno}$$

42 Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio,  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ .

Hallamos la masa molar del  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ :

$$27 \text{ g/mol Al} \cdot 2 + 32 \text{ g/mol S} \cdot 3 + 16 \text{ g/mol O} \cdot 12 = 342 \text{ g/mol}$$

Establecemos las relaciones:

$$\frac{342 \text{ g/mol de compuesto}}{54 \text{ g/mol de Al}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{x \% \text{ de Al}}$$

$$x = 15,8\% \text{ de Al}$$

$$\frac{342 \text{ g/mol de compuesto}}{96 \text{ g/mol de S}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{y \% \text{ de S}}$$

$$y = 28,1\% \text{ de S}$$

$$\frac{342 \text{ g/mol de compuesto}}{192 \text{ g/mol de O}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{z \% \text{ de O}}$$

$$z = 56,1\% \text{ de O}$$

43 Calcula la composición centesimal del  $\text{KNO}_3$ .

Hallamos la masa molar del  $\text{KNO}_3$ :

$$39 \text{ g/mol de K} + 14 \text{ g/mol de N} + 16 \text{ g/mol de O} \cdot 3 = 101 \text{ g/mol}$$

Establecemos las relaciones:

$$\frac{101 \text{ g/mol de compuesto}}{39 \text{ g/mol de K}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{x \% \text{ de K}}$$

$$x = 38,6\% \text{ de K}$$

$$\frac{101 \text{ g/mol de compuesto}}{14 \text{ g/mol de N}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{x \% \text{ de N}}$$

$$x = 13,9\% \text{ de N}$$

$$\frac{101 \text{ g/mol de compuesto}}{48 \text{ g/mol de O}} = \frac{100\% \text{ de compuesto}}{x \% \text{ de O}}$$

$$x = 47,5\% \text{ de O}$$

Comprobamos que la suma de los tres es el 100%:

$$38,6\% + 13,9\% + 47,5\% = 100\%$$

## Determinación de fórmulas

- 44 Indica la diferencia entre fórmula empírica y fórmula molecular.

La fórmula empírica expresa la relación más sencilla en que están combinados los átomos de los diferentes elementos que integran un compuesto.

En cambio, la fórmula molecular refleja el número total de átomos de cada elemento que forman la molécula del compuesto.

- 45 Un óxido de vanadio que pesa 3,53 g se redujo con dihidrógeno, y se obtuvo agua y otro óxido de vanadio que pesaba 2,909 g. Este segundo óxido se volvió a reducir hasta obtener 1,979 g de metal.

- a) ¿Cuáles son las fórmulas empíricas de ambos óxidos?  
 b) ¿Cuál es la cantidad total de agua formada en las dos reacciones?  
 a) Hallamos la composición centesimal del segundo óxido de vanadio:

$$\frac{2,909 \text{ g de óxido}}{1,979 \text{ g de vanadio}} = \frac{100\% \text{ de óxido}}{x\% \text{ de vanadio}}$$

$$x = 68,03\% \text{ de vanadio}$$

$$y = 100 - 68,03 = 31,97\% \text{ de oxígeno}$$

Calculamos los moles de átomos:

$$\frac{68,03 \text{ g de vanadio}}{51 \text{ g/mol}} = 1,33 \text{ mol de vanadio}$$

$$\frac{31,97 \text{ g de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 1,99 \text{ mol de oxígeno}$$

Dividimos entre el menor de ellos, y el resultado lo multiplicamos por 2:

$$\frac{1,33}{1,33} = 1 \text{ mol de vanadio}; 1 \cdot 2 = 2 \text{ mol de vanadio}$$

$$\frac{1,99}{1,33} = 1,5 \text{ mol de oxígeno}; 1,5 \cdot 2 = 3 \text{ mol de oxígeno}$$

La fórmula empírica del óxido es  $V_2O_3$ .

Determinamos la composición centesimal del primer óxido de vanadio:

$$\frac{3,53 \text{ g de óxido}}{1,979 \text{ g de vanadio}} = \frac{100\% \text{ de óxido}}{x\% \text{ de vanadio}}$$

$$x = 56,06\% \text{ de vanadio}$$

$$y = 100 - 56,06 = 43,94\% \text{ de oxígeno}$$

Hallamos los moles de átomos:

$$\frac{56,06 \text{ g de vanadio}}{51 \text{ g/mol}} = 1,10 \text{ mol de vanadio}$$

$$\frac{43,94 \text{ g de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 2,75 \text{ mol de oxígeno}$$

Dividimos entre el menor de ellos, y el resultado lo multiplicamos por 2:

$$\frac{1,10}{1,10} = 1 \text{ mol de vanadio}; 1 \cdot 2 = 2 \text{ mol de vanadio}$$

$$\frac{2,75}{1,10} = 2,5 \text{ mol de oxígeno}; 2,5 \cdot 2 = 5 \text{ mol de oxígeno}$$

La fórmula empírica del óxido es  $V_2O_5$ .

- b) La cantidad total de oxígeno que contenía el  $V_2O_5$  antes de reducirse era:

$$3,53 \text{ g de óxido} - 1,979 \text{ g de metal} = 1,55 \text{ g de oxígeno}$$

Como todo este oxígeno ha pasado a formar parte de las moléculas de agua, una sencilla proporción nos dará la cantidad total de agua formada:

$$\frac{18 \text{ g de agua}}{x \text{ g de agua}} = \frac{16 \text{ g de oxígeno}}{1,55 \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 1,74 \text{ g de agua}$$

- 46 El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45% de C, 3,83% de H, 45,69% de Cl y 20,23% de O. Se sabe que la masa molar del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono?

$$\frac{30,45 \text{ g de carbono}}{12 \text{ g/mol}} = 2,537 \text{ mol de carbono}$$

$$\frac{3,83 \text{ g de hidrógeno}}{1 \text{ g/mol}} = 3,83 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$\frac{45,69 \text{ g de cloro}}{35,5 \text{ g/mol}} = 1,287 \text{ mol de cloro}$$

$$\frac{20,23 \text{ g de oxígeno}}{16 \text{ g/mol}} = 1,264 \text{ mol de oxígeno}$$

Relaciones idénticas, pero de números enteros, son:

$$2 \text{ mol de C, } 3 \text{ mol de H, } 1 \text{ mol de Cl y } 1 \text{ mol de O}$$

Por tanto, la fórmula empírica será  $H_3C_2OCl$ , cuya masa molar es:

$$3 \text{ g} + 24 \text{ g} + 16 \text{ g} + 35,5 \text{ g} = 78,5 \text{ g/mol}$$

Dividiendo las dos masas molares, encontraremos cuántas veces son mayores los coeficientes de la fórmula molecular con respecto a la empírica:

$$\frac{157 \text{ g/mol}}{78,5 \text{ g/mol}} = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular es  $C_4H_6O_2Cl_2$ .



## SOLUCIONES DE LA EVALUACIÓN (página 45)

1. Si en una reacción química ponemos 10 g de reactivos y solo obtenemos 8 g de producto, ¿se cumple la ley de conservación de la masa? ¿Han desaparecido átomos? Explicalo.

En toda reacción química, la ley de conservación de la masa siempre ha de cumplirse. Si ocurriera lo que dice el enunciado, es porque los otros dos gramos que faltan a los 18 g para sumar 20 g existen en forma de reactivo en exceso, es decir, no se han utilizado cantidades estequiométricas de reactivo y ha sobrado 2 g de uno de ellos.

2. Enuncia la ley de Proust de las proporciones definidas y la de Dalton de las proporciones múltiples e indica por qué conducen a la idea de discontinuidad de la materia.

Ley de las proporciones definidas: cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

Ley de las proporciones múltiples: dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades variables del otro, de modo que las cantidades variables de este último guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.

La consecuencia que se deriva de las leyes de las proporciones definidas y de las proporciones múltiples es que la materia es discontinua, es decir, está formada por partículas pequeñísimas, indivisibles e inalterables (átomos).

Efectivamente, si solo existe una proporción posible de combinación entre dos o más elementos para dar un determinado compuesto, es porque, para formarse el compuesto, deben unirse átomos de dichos elementos, aportando cada uno su propia masa para formar la masa total del compuesto. Por ejemplo, si la única combinación posible entre el cloro y el sodio para formar cloruro de sodio es 35,5:23, y suponemos que la unión es un átomo de cloro con un átomo de sodio, es porque la relación entre las masas de los átomos de cloro y sodio es 35,5:23.

La ley de las proporciones múltiples nos informa de que los átomos se unen unos con otros solo si están enteros, de ahí que se extraiga la conclusión de su indivisibilidad.

3. Un óxido de cobre contiene un porcentaje de cobre del 79,87 % de cobre (el resto es oxígeno). Calcula:

a) La masa de cobre que se combina con 8 g de oxígeno.

Si tiene 79,87 % de cobre, tendrá de oxígeno:

$$100\% - 79,87\% = 20,13\%$$

Entonces:

$$\frac{79,87 \text{ g de cobre}}{20,13 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ g de cobre}}{8 \text{ g de oxígeno}}$$

$$x = 31,74 \text{ g de cobre.}$$

b) La masa de óxido que se obtendrá.

Aplicamos la ley de conservación de la masa para hallar la masa que se obtiene de óxido:

$$31,74 \text{ g} + 8 \text{ g} = 39,74 \text{ g de óxido}$$

4. Proust demostró que cualquier carbonato de cobre(II) contiene 5,3 partes de cobre, 1 parte de carbono y 4 partes de oxígeno. Si convencionalmente diéramos al átomo de carbono una masa de 12 (unidades arbitrarias) y al de oxígeno le correspondiera una de 16 y al de cobre otra de 63,6, ¿cuántos átomos de cobre y cuántos de oxígeno se unirían a uno de carbono para formar el carbonato de cobre(II)? ¿Tiene esto algo que ver con la fórmula del compuesto?

Dividimos las «partes» de cada elemento entre la masa de su respectivo átomo para averiguar la relación entre el número de ellos:

$$\frac{5,3}{63,6} = 0,0833 \text{ átomos de Cu.}$$

$$\frac{1}{12} = 0,0833 \text{ átomos de C.}$$

$$\frac{4}{16} = 0,25 \text{ átomos de O.}$$

Buscamos otra relación, idéntica a la anterior, basada en números enteros, para lo cual dividimos los tres valores entre el menor de ellos:

$$\frac{0,0833}{0,0833} = 1 \text{ átomo de Cu}$$

$$\frac{0,0833}{0,0833} = 1 \text{ átomo de C}$$

$$\frac{0,25}{0,0833} = 3 \text{ átomos de O}$$

Todo esto tiene que ver con la fórmula del compuesto, que será  $\text{CuCO}_3$ .

5. Halla la composición centesimal del carbonato de cobre(II). Utiliza los datos del ejercicio anterior.

■ Transformamos las «partes» a porcentaje en masa:

■ 5,3 partes de Cu equivalen a  $5,3 \cdot 100/10,3 = 51,46\%$  de Cu.

■ 1 parte de C equivale a  $1 \cdot 100/10,3 = 9,71\%$  de C.

■ 4 partes de O equivalen a  $4 \cdot 100/10,3 = 38,83\%$  de O.

6. Enuncia los postulados de la teoría atómica de Dalton.

1. Los elementos químicos están formados por partículas pequeñísimas, llamadas átomos, que son indivisibles e inalterables.

2. Todos los átomos de un mismo elemento son iguales y, por tanto, tienen la misma masa y propiedades, mientras que los átomos de diferentes elementos tienen distinta masa y propiedades.

3. Los compuestos químicos están formados por la unión de átomos de diferentes elementos, y estos átomos se combinan entre sí en una relación de números enteros sencillos.

4. Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.
7. Si la relación en la que se combinan el carbono y el oxígeno para dar dióxido de carbono es 3:8, indica:

- a) La cantidad de dióxido de carbono que se formará cuando pretendamos hacer reaccionar 20 g de carbono con 30 g de oxígeno.

Hallamos la cantidad de C que reacciona con 30 g de O:

$$\frac{3 \text{ de C}}{8 \text{ de O}} = \frac{x \text{ g de C}}{30 \text{ g de O}}$$

$$x = 11,25 \text{ g de C}$$

Por tanto, si reacciona 11,25 g de C con 30 g de O se formará 41,25 g de dióxido de carbono.

- b) Si se cumple o no la ley de conservación de la masa. Explicalo.

Sí se cumple la ley de conservación de la masa ya que la masa de reactivos fue de 50 g y hemos obtenido:

41,25 g de dióxido de carbono + 8,75 g de carbono que han quedado sin reaccionar = 50 g.

- c) La relación entre ambos elementos cuando se forme monóxido de carbono.

Como el monóxido de carbono tiene un oxígeno menos que el dióxido de carbono, la relación será:  $3:(8/2) = 3:4$ .

- d) Si se cumple o no la ley de las proporciones múltiples. Explicalo.

Sí se cumple, ya que cuando la cantidad de uno de los elementos permanece constante (3 para el C), la del otro (4 y 8 para el O) varía según unos números enteros y sencillos.

8. Si 2 volúmenes de dihidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de vapor de agua, ¿se cumple la ley de conservación de la masa? ¿No deberían dar 3 volúmenes de vapor de agua? Razona la respuesta.

La ley de conservación de la masa dice que la masa de toda reacción química se conserva, es decir, que la masa de reactivos coincide con la masa de productos, y en la reacción entre el dihidrógeno y el oxígeno para dar agua también ha de conservarse dicha ley, de lo cual se deduce que la masa de un volumen de dihidrógeno no es la misma que la de un volumen de oxígeno, o dicho de otra manera, la masa de una molécula de dihidrógeno no es la misma que la masa de una molécula de oxígeno

9. Define mol y halla el número de mol que equivale a:

- a) 10 g de oxígeno ( $O_2$ ).
- b)  $8,751 \cdot 10^{24}$  moléculas de dióxido de carbono.

Datos: masas atómicas: O = 16; C = 12.

El mol es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) como las que hay en 0,012 kg (12 g) de carbono-12.

$$\text{a) } \frac{32 \text{ g de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = \frac{10 \text{ g de de } O_2}{x \text{ mol de } O_2}$$

$$x = 0,31 \text{ mol de } O_2$$

$$\text{b) } \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} =$$

$$= \frac{8,751 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2}{x \text{ mol de } CO_2}$$

$$x = 14,5 \text{ mol de } CO_2$$

10. Determina la fórmula empírica y molecular de la urea sabiendo que tiene la siguiente composición centesimal: 20,00 % de C; 26,67 % de O; 46,66 % de N y 6,67 % de H, y que su masa molecular es 60.

Datos: masas atómicas: O = 16; N = 14; H = 1.

Hallamos los moles de cada uno de los elementos:

$$\frac{20,00 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 1,67 \text{ mol de C}$$

$$\frac{26,67 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,67 \text{ mol de O}$$

$$\frac{46,66 \text{ g}}{14 \text{ g/mol}} = 3,33 \text{ mol de N}$$

$$\frac{6,67 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 6,67 \text{ mol de H}$$

Hallamos una relación de números enteros dividiendo todos ellos entre el menor:

$$\frac{1,67}{1,67} = 1 \text{ mol de C}$$

$$\frac{1,67}{1,67} = 1 \text{ mol de O}$$

$$\frac{3,33}{1,67} = 2 \text{ mol de N}$$

$$\frac{6,67}{1,67} = 4 \text{ mol de H}$$

Por tanto, la fórmula empírica de la urea es  $(CON_2H_4)_n$

La masa molecular de la fórmula anterior (para  $n = 1$ ) es 60. Entonces, para hallar la fórmula molecular, aplicamos la siguiente ecuación:

$$60 \cdot n = 60; n = 1.$$

Por tanto, la fórmula molecular de la urea es  $CON_2H_4$

## RÚBRICA DE ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE

Estándar de aprendizaje evaluable	Herramientas de evaluación (actividades del LA)	Excelente 3	Satisfactorio 2	En proceso 1	No logrado 0	Puntos
1.1. Saber clasificar los cuerpos materiales en sustancias puras (elementos y compuestos) y mezclas (homogéneas y heterogéneas), así como sus distintas propiedades, en físicas y químicas.	AT: 1-5	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
2.1. Saber interpretar cuantitativamente las tres leyes ponderales: conservación de la masa, proporciones definidas y proporciones múltiples.	A: 1-5 ER: 1-2 AT: 6-8, 12-15, 23-26	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
3.1. Justificar la teoría atómica de Dalton y la discontinuidad de la materia a partir de las leyes fundamentales de la Química ejemplificándolo con reacciones.	A: 6-9 AT: 9, 16 -19	Explica de manera adecuada los conceptos, identificando todos los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos de manera algo incompleta, aunque válida, identificando bastantes de los elementos importantes y sus relaciones.	Explica los conceptos con errores, identificando pocos de los elementos importantes y sus relaciones	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
4.1. Realizar correctamente equivalencias entre moles, gramos y entidades químicas (moléculas, átomos o iones) existentes en una determinada cantidad de sustancia	A: 12-14 ER: 3 AT: 10, 11, 20-22	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
5.1. Calcular masas atómicas relativas y moleculares, a partir del conocimiento del número de átomos que integran la molécula y la proporción en masa de cada uno de ellos.	AT: 17, 18, 27-39	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	
6.1. Calcular la composición centesimal de cada uno de los elementos que integran un compuesto y saber determinar la fórmula empírica y molecular de un compuesto a partir de su composición centesimal.	A: 15-16 ER: 4-7 AT: 40-46	Resuelve correctamente todas las actividades.	Resuelve correctamente la mayoría de las actividades, con fallos en algunas de ellas.	Resuelve las actividades pero tiene fallos en bastantes de ellas.	Responde de manera totalmente errónea o no responde.	

A: actividades; ER: estrategias de resolución; AT: actividades y tareas.

## PRUEBA DE EVALUACIÓN A

1. Indica la diferencia entre las propiedades físicas y químicas de una sustancia. Pon un ejemplo de cada una de ellas.

Son propiedades físicas aquellas que muestran los cuerpos materiales cuando no se altera su composición. Por ejemplo, el color, la densidad, etcétera.

Son propiedades químicas aquellas que solo se ponen de manifiesto cuando unas sustancias se transforman en otras. Por ejemplo, la facilidad o dificultad de sufrir oxidación, de ser atacadas por los ácidos, etcétera.

2. Define sustancia pura y explica las clases de sustancias puras que hay. Pon un ejemplo de cada una de ellas.

Una **sustancia pura** es cualquier clase de materia que presente una composición y unas propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia. Las sustancias puras se dividen en elementos o compuestos:

■ Un **elemento** es cualquier sustancia pura que no se descompone en otras sustancias más simples, ni siquiera utilizando los métodos químicos habituales. Son ejemplos de elementos cualesquiera de los que vienen recogidos en el sistema periódico: H, Na, Fe, etcétera.

■ Un **compuesto** es cualquier sustancia pura formada por dos o más elementos siempre combinados en una proporción fija y separables únicamente por métodos químicos. Son ejemplos de compuestos el agua ( $H_2O$ ), el ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ), el cloruro de sodio ( $NaCl$ ), la glucosa ( $C_6H_{12}O_6$ ), el óxido de nitrógeno(I) ( $N_2O$ ) y el agua oxigenada ( $H_2O_2$ ), entre otros.

3. Explica la ley de las proporciones definidas y realiza el siguiente ejercicio de aplicación:

El dihidrógeno y el oxígeno reaccionan en una proporción de 1:8 para formar agua. Calcula la cantidad de agua que se formará cuando se hagan reaccionar 2 g de dihidrógeno con 8 g de oxígeno.

**Ley de las proporciones definidas:** cuando se combinan químicamente dos o más elementos para dar un determinado compuesto, siempre lo hacen en una proporción fija, con independencia de su estado físico y forma de obtención.

En este ejercicio hay exceso de dihidrógeno; por tanto, los 8 g de oxígeno solo podrán reaccionar con 1 g de dihidrógeno para formar 9 g de agua. Queda 1 g de dihidrógeno sin reaccionar.

4. Enuncia la hipótesis de Avogadro y realiza el siguiente ejercicio de aplicación:

Teniendo en cuenta que las partículas más pequeñas de dióxido de azufre gaseoso son moléculas triatómicas de fórmula  $SO_2$  y que las más pequeñas de oxígeno gaseoso son moléculas diatómicas ( $O_2$ ), razona el número de volúmenes de oxígeno que deberá reaccionar con un volumen de dióxido de azufre para originar un volumen de trióxido de azufre ( $SO_3$ ) gaseoso, suponiendo que todos ellos se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura.

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

En el ejercicio de aplicación, como las condiciones de presión y temperatura son las mismas, si en un volumen de dióxido de azufre gaseoso hay  $n$  moléculas de  $SO_2$ , en un volumen de trióxido de azufre también habrá  $n$  moléculas de  $SO_3$ . Teniendo en cuenta que en el proceso se ha agregado un átomo de oxígeno a cada molécula de  $SO_2$  y que hay dos átomos de oxígeno por molécula de oxígeno, será necesario tan solo 1/2 volumen de oxígeno gaseoso:



5. En una muestra formada por 100 g de butano ( $C_4H_{10}$ ), indica:

a) La cantidad de butano en mol.

La masa molecular del  $C_4H_{10}$  es  $12 \cdot 4 + 1 \cdot 10 = 58$ . Por tanto, su masa molar es 58 g/mol.

Establecemos la proporción:

$$\frac{58 \text{ g de } C_4H_{10}}{1 \text{ mol de } C_4H_{10}} = \frac{100 \text{ g de } C_4H_{10}}{x \text{ de } C_4H_{10}}$$

$$x = 1,7 \text{ mol de } C_4H_{10}$$

b) El número de moléculas de  $C_4H_{10}$  allí existentes.

Establecemos la proporción:

$$\frac{58 \text{ g de } C_4H_{10}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_4H_{10}} =$$

$$= \frac{100 \text{ g de } C_4H_{10}}{x \text{ moléculas de } C_4H_{10}}$$

$$x = 1,04 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } C_4H_{10}$$

c) El número de átomos de carbono y de hidrógeno que contiene.

Como en cada molécula hay 4 átomos de C y 10 de H, en las  $1,04 \cdot 10^{24}$  moléculas habrá  $4 \cdot 1,04 \cdot 10^{24} = 4,16 \cdot 10^{24}$  átomos de C y  $10 \cdot 1,04 \cdot 10^{24} = 1,04 \cdot 10^{25}$  átomos de H.

6. Calcula la composición centesimal del  $H_2SO_4$ .

Datos: masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16

La masa molecular del  $H_2SO_4$  es 98. Por tanto:

$$\frac{1 \text{ g de H}}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = \frac{x \text{ g de H}}{100 \text{ de } H_2SO_4}; x = 1,02\% \text{ de H}$$

Ahora bien, como en la molécula hay dos átomos de H, el porcentaje de H será 2,04% de H.

$$\frac{32 \text{ g de S}}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = \frac{x \text{ g de S}}{100 \text{ de } H_2SO_4}; x = 32,65\% \text{ de S}$$

$$\frac{16 \text{ g de O}}{98 \text{ g de } H_2SO_4} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ de } H_2SO_4}; x = 16,33\% \text{ de O}$$

Como en la molécula hay cuatro átomos de O, el porcentaje de O será 65,32 % de O.

Comprobamos la suma de porcentajes:

$$2,04 + 32,65 + 65,32 = 100$$

7. Halla la fórmula empírica de un compuesto que contiene un 82,76 % de C y un 17,24 % de H.

Datos: masas atómicas: C = 12; H = 1

Dividiendo los porcentajes entre las masas atómicas, tenemos:

$$\frac{82,76 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol de C}} = 6,90 \text{ mol de C}$$

$$\frac{17,24 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol de H}} = 17,24 \text{ mol de H}$$

Dividiendo entre el menor de los resultados:

$$\frac{6,90}{6,90} = 1 ; \frac{17,24}{6,90} = 2,5$$

Multiplicamos por 2 para obtener números enteros: 2 átomos de C y 5 átomos de H.

Por tanto, la fórmula empírica es  $C_2H_5$ .

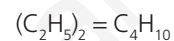
8. Si la masa molecular del compuesto químico anterior es 58, ¿cuál es su fórmula molecular?

La fórmula molecular del compuesto químico será del tipo  $(C_2H_5)_n$ .

Para hallar el factor  $n$ , hacemos:

$$n = \frac{\text{masa molecular real}}{\text{masa molecular empírica}} = \frac{58}{29} = 2$$

Por tanto, la fórmula molecular del compuesto químico es:



**PRUEBA DE EVALUACIÓN B**

Señala la respuesta correcta en cada uno de los ejercicios:

- El hidrógeno, el amoníaco, el cloruro de hidrógeno y el agua son ejemplos de:
  - Elementos químicos.
  - Sustancias puras.**
  - Sustancias puras y mezclas.
- La más importante aportación de Lavoisier a la química fue:
  - El descubrimiento del hidrógeno.
  - La ley de las proporciones definidas.
  - Su método de trabajo, basado en la precisión de las mediciones.**
- Si queremos combinar químicamente 28 g de nitrógeno con 28 g de hidrógeno, lo más probable es:
  - Que se formen 56 g de amoníaco.
  - Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 g de nitrógeno.
  - Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 g de hidrógeno.**
- Demócrito especuló con la idea de átomo; sin embargo, para Dalton, el átomo:
  - Es tan pequeño que su masa es despreciable.
  - Es un modelo que permite explicar los resultados experimentales.**
  - De un elemento puede combinarse con otro átomo del mismo elemento.
- En 5 L de oxígeno y en 5 L de dióxido de carbono, medidos en las mismas condiciones de  $p$  y  $T$ :
  - Hay el mismo número de átomos.
  - Hay el mismo número de moléculas.**
  - Hay la misma masa.
- Un mol es:
  - $6,022 \cdot 10^{23}$  g de carbono-12.
  - La mínima cantidad de sustancia que se puede obtener.
  - Una cantidad de sustancia con tantas partículas como las que hay en 18 g de agua.**
- Dos moles de oxígeno son:
  - 64 g de oxígeno.**
  - 32 g de oxígeno.
  - 16 g de oxígeno.
- En 3,51 g de  $\text{SO}_2$  existen:
  - $3,30 \cdot 10^{22}$  moléculas de  $\text{SO}_2$ .**
  - $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{SO}_2$ .
  - $3,51 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $\text{SO}_2$ .
- La composición centesimal del nitrato de sodio ( $\text{NaNO}_3$ ) es:
  - 27,06 % de Na, 16,47 % de N y 56,47 % de O.**
  - 28,92 % de Na, 17,52 % de N y 53,56 % de O.
  - 26,76 % de Na, 15,47 % de N y 57,77 % de O.
- La composición centesimal de una sustancia que tiene una masa molar de 78 g/mol es 58,97 % de Na y 41,03 % de O. Por tanto, su fórmula molecular es:
  - $\text{Na}_2\text{O}$ .
  - $\text{NaO}_2$ .
  - $\text{Na}_2\text{O}_2$ .**