

Cuestiones previas (página 23)

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?

Partículas muy pequeñas constituyentes de los diferentes elementos químicos.

3. 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.

4. ¿Qué es el mol?

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

Actividades (páginas 24/34)

1. Dos porciones de materia, hierro y agua, tienen la misma masa, pero distinto volumen. ¿Qué material es más denso?

La densidad es la relación m/V ; a igualdad de masa, un cuerpo presentará mayor densidad cuanto menor volumen ocupe. En la tabla 1.1 puede observarse que ese cuerpo es el hierro.

2. Queremos conocer la masa de un cilindro de aluminio de radio 3 cm y de altura 20 cm y no disponemos de una balanza. Calcúlala con ayuda de la tabla 1.1.

Primero hallamos el volumen del cilindro:

$$V = S_{\text{base}} \cdot h = \pi r^2 h = \pi 3^2 \text{ cm}^2 \cdot 20 \text{ cm} = 565,2 \text{ cm}^3 = 565,2 \cdot 10^{-6} \text{ m}^3 = 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3$$

Aplicando la ecuación de la densidad:

$$\rho = \frac{m}{V}$$

Despejamos la masa:

$$m = \rho V = 2700 \text{ kg/m}^3 \cdot 5,6 \cdot 10^{-4} \text{ m}^3 = 1,5 \text{ kg}$$

3. ¿Por qué crees que es importante especificar la presión y la temperatura al dar los valores de densidad?

Porque el volumen de los cuerpos varía con la temperatura y, además, con la presión si se trata de un gas; y si varía el volumen (y no la masa), también varía la densidad.

4. Explica por qué las temperaturas de cambio de estado son propiedades físicas y no químicas.

Porque al producirse el cambio de estado de una sustancia no se altera la composición química de dicha sustancia, lo único que sucede es una variación en el movimiento de sus partículas.

5. Lee atentamente el siguiente texto e indica las propiedades físicas y químicas que presenta la sustancia de la que se habla:

«El yodo es un sólido cristalino, negro, con cierto brillo metálico. A pesar de que funde a 114 °C y hierve a 183 °C, a temperatura ambiente tiene una apreciable presión de vapor. Es muy poco soluble en agua, a la que da color pardo. Es más soluble en tetracloruro de carbono y da color violeta a la disolución. Su escasa reactividad hace que se combine con el hidrógeno muy lentamente. No se combina con el oxígeno, pero sí lo hace con otros halógenos y con muchos metales, dando entonces los yoduros correspondientes.»

Propiedades físicas: sólido cristalino, color negro, brillo metálico, punto de fusión, punto de ebullición, sublima fácilmente. Propiedades químicas: poco soluble en agua y soluble en tetracloruro de carbono, alta reactividad con flúor, cloro, bromo y con metales, y escasa reactividad con el hidrógeno y nula con el oxígeno.

6. ¿Cómo separarías una mezcla de agua y gasolina?

Por decantación. Se echaría la mezcla en un embudo de decantación y enseguida observaríamos cómo se forman dos capas (ya que se trata de líquidos inmiscibles).

7. ¿Cómo separarías una mezcla de limaduras de hierro, limaduras de cobre y sal común?

Con un imán separamos el hierro. A continuación se añade agua a la mezcla de cobre y sal común. Al filtrar la mezcla anterior sobre papel de filtro, recogemos las limaduras de cobre en el papel, y la sal, junto al agua, forma el filtrado. Dejamos evaporar el agua del filtrado y obtenemos la sal cristalizada.

8. 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):

$$\frac{1 \text{ g de hidrógeno}}{8 \text{ g de oxígeno}} = \frac{x \text{ g de hidrógeno}}{50 \text{ g de oxígeno}}; x = 6,2 \text{ g de H}_2$$

Es decir: 6,2 g de hidrógeno se combinan con 50 g de oxígeno para dar 56,2 g de agua y quedarían sin reaccionar 14 g - 6,2 g = 7,8 g de hidrógeno.

9. ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples en el caso de la tabla 1.2?

Experimento	Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	1	20 g	15 g
2	2	35 g	52,5 g
3	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.

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

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

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

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:

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

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

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

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

- 10** ¿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.

- 11** 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 (CO₂). Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:

- 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar CO.
- 12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar CO.
- 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar CO₂.
- 12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar CO₂.

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

- 12** Dalton sabía que la proporción en la que se combina el hidrógeno con el oxígeno es de 1:8, y creía que el agua se formaba mediante la combinación de un átomo de cada clase, por lo 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 hubiera supuesto que el agua se formaba mediante la 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.

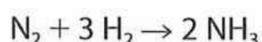
Por tanto, la masa atómica del oxígeno sería 16 (como realmente corresponde).

- 13** Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, se obtiene el siguiente volumen de amoníaco:

- 1 L
- 2 L
- 4 L
- 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:



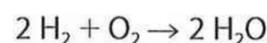
- 14** Teniendo en cuenta la ley de los volúmenes de combinación, la hipótesis de Avogadro y el concepto de molécula, justifica que la molécula de agua esté formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

- 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 H₂O.

- 15** A partir de las leyes volumétricas, y sabiendo que 2 volúmenes de hidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de agua, razona cómo son estas tres moléculas.

La única solución posible para que las moléculas de hidrógeno, oxígeno y agua cumplan la relación de volúmenes que indica el proceso químico de la actividad, es que las dos primeras sean diatómicas, y la molécula de agua esté formada por un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno:



- 16** 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.

- 17** Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

- N₂
 - C₉H₈O₄
 - Al₂(SO₄)₃
- a) N₂: 14 · 2 = 28
- b) C₉H₈O₄: 12 · 9 + 1 · 8 + 16 · 4 = 180
- c) Al₂(SO₄)₃: 27 · 2 + 32 · 3 + 16 · 12 = 342

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

$$\frac{12 \text{ u}}{6,023 \cdot 10^{23} \text{ u/g}} = 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

- 19** **PAU** ¿Cuántas moléculas de ácido sulfúrico (H₂SO₄) hay en 200 g de H₂SO₄? ¿Y cuántos átomos de H, S y O?

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 · 10²⁴. La cantidad de átomos de S será la misma que la de moléculas: 1,23 · 10²⁴. La cantidad de átomos de O será el cuádruple que la de moléculas: 4,92 · 10²⁴. 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.

- 20** **PAU** Una muestra de glucosa (C₆H₁₂O₆) tiene una masa de 18 g. Calcula:

- La cantidad, en mol, de C₆H₁₂O₆, de C, de H y de O.
 - El número de partículas de C₆H₁₂O₆, 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:

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

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

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

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

$$x = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } C_6H_{12}O_6$$

Como cada molécula de $C_6H_{12}O_6$ contiene 6 átomos de C, 12 de H y 6 de O, tendremos:

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

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

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

21 Calcula la composición centesimal del carbonato de sodio (Na_2CO_3). Datos: masas atómicas: Na = 23; C = 12; O = 16

Hallamos la masa molar del Na_2CO_3 :

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

Establecemos las siguientes relaciones:

$$\frac{46 \text{ g de Na}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de Na}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

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

$$\frac{12 \text{ g de C}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de C}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

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

$$\frac{48 \text{ g de O}}{106 \text{ g de } Na_2CO_3} = \frac{x \text{ g de O}}{100 \text{ g de } Na_2CO_3}$$

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

22 **PAU** Cierta azúcar tiene por composición centesimal la siguiente: 40 % de carbono, 6,67 % de hidrógeno y 53,33 % de oxígeno. Si tiene una masa molar de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?

Hallamos los moles de átomos:

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

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

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

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 CH_2O , 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 $C_6H_{12}O_6$.

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, Cl...

3 Al calentar una sustancia de color rojo se obtiene 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 Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: «todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones».

Es cierta. 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 azufre con 20 g de mercurio 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 ley 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.

Cuestiones y problemas (páginas 38/39)

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.

10 Enuncia los postulados de la teoría atómica de Dalton.

1. Los elementos químicos están formados por pequeñísimas partículas, 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 según una relación de números enteros sencillos. 4. Los átomos no se crean ni se destruyen en una reacción química, solo se redistribuyen.

11 ¿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.

12 Explica las diferencias que existen 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.

13 ¿Qué es una fórmula química?

La manera de representar la composición de un compuesto, es decir, los elementos que contiene y la relación existente entre los átomos de esos elementos.

14 La combustión de una hoja de papel es un proceso químico. Diseña un experimento para comprobar que el proceso 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.

15 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.

16 Se analizaron 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:

$$\begin{aligned} \bullet \text{ A: } & \frac{39,563 \text{ g de Sn}}{5,333 \text{ g de O}} = 7,418 \\ \bullet \text{ B: } & \frac{29,673 \text{ g de Sn}}{4,000 \text{ g de O}} = 7,418 \end{aligned}$$

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

17 Se analizaron 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:

$$\frac{19,782 \text{ g de Sn}}{2,667 \text{ g de O}} = 7,417 \text{ y } \frac{23,738 \text{ g de Sn}}{6,400 \text{ g de O}} = 3,709$$

Si el primer óxido es SnO, el segundo debe ser SnO₂, ya que la segunda relación es la mitad que la primera.

18 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?
b) Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.

a) 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 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, SnO₂.

19 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 azufre con respecto al hidrógeno.

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.

20 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.

21 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.

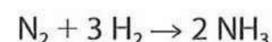
Por tanto, como el 2 equivale a la masa de los dos átomos de H, el 32 equivaldrá a la masa de 1 átomo de azufre.

22 Un volumen de nitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno (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 nitrógeno, 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:



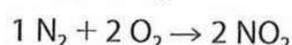
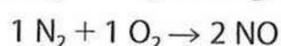
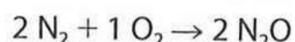
- 23 ¿Es la relación que se da entre los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases formados igual a la relación con la que se combinan sus moléculas?

Sí, por la hipótesis de Avogadro.

- 24 El nitrógeno 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:

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

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



Entonces:

- En todos los casos la cantidad de gas formado son dos volúmenes.
 - La fórmula más sencilla para cada uno de los gases formados es N_2O , NO y NO_2 .
 - Los tres procesos son los descritos anteriormente.
- 25 Se ha comprobado experimentalmente que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para originar 17,5 g de cierto compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 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:

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

- 26 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:

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

- 27 Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono (CO) 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 CO, y quedará sin reaccionar 1 g de oxígeno.

- 28 Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) y que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Experimento	X	Y
Primera reacción	2,50	1,20
Segunda reacción	2,50	0,60
Tercera reacción	5,00	2,40
Cuarta reacción	2,50	0,40

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

- Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.
 - Los datos de las reacciones 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.
 - Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.
 - Los compuestos formados en las reacciones 1 y 3 son iguales.
- Verdadera, ya que las relaciones son idénticas.
 - 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:

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

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

Cantidad de materia

- 29 ¿Qué se quiere 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.

- 30 Calcula los átomos de S que hay en 32,06 g de dicha sustancia.

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

- 31 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.

- 32 ¿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.

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

- 10 g de Na
- 10 g de CO_2
- 2 mol de NH_3

Establecemos las siguientes relaciones:

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

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

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

$$= \frac{10 \text{ g de CO}_2}{x \text{ átomos de C y de O}}; x = 4,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

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

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

Por tanto, $c) > b) > a)$.

- 34** Un átomo de un 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:

$$\frac{3,819 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u}} = 23 \text{ u}$$

- 35** 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: $6,022 \cdot 10^{23}$.

- 36** Indica cuántos moles de H_2O son:

a) 3,42 g de H_2O

b) 10 cm^3 de H_2O

c) $1,82 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2O

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

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

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

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

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

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

- 37** ¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 30 g de SO_2 o en 25 g de CO_2 ?

Transformamos los gramos en moles:

$$\frac{30 \text{ g de SO}_2}{64 \text{ g/1 mol}} = 0,47 \text{ mol de SO}_2$$

$$\frac{25 \text{ g de CO}_2}{44 \text{ g/1 mol}} = 0,57 \text{ mol de CO}_2$$

Por tanto, hay más moléculas en los 25 g de CO_2 .

- D38** Calcula las moléculas que hay en una gota de H_2O (se sabe que 20 gotas de agua ocupan un volumen de 1 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 H_2O es 1 g/cm^3 , la masa de una gota de agua será 0,05 g. Establecemos la relación:

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

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

- 39** 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, si se sabe que la molécula de fósforo es P_4 .
 a) Establecemos la relación:

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

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

- b) Hallamos el número de moléculas de P_4 :

$$\frac{10^{24} \text{ átomos}}{4 \text{ átomos (1 molécula)}} = 2,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Establecemos la relación:

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

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

- 40** ¿Cuántas moléculas hay en 10 g de oxígeno? ¿Y cuántos átomos?

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:

$$1,88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot 2 \text{ átomos (1 molécula)} = 3,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos de oxígeno}$$

- 41** **PAU** 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 (P_2O_5)?
 c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo (P_2O_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 ($16 \text{ g/mol} \cdot 6$).

Entonces:

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

$$x = 73,48 \text{ g de oxígeno}$$

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

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

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

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

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

$$d) \frac{261,3 \text{ g de nitrato de bario}}{6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}} = \frac{5,22 \text{ g de nitrato de bario}}{x \text{ átomos de O}}; x = 7,21 \cdot 10^{22} \text{ átomos de O}$$

- 42** 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:

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

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

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

- 43** Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio (KNO_3) del 60%. Calcula la cantidad de nitrógeno, en kilogramos, 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:

$$x = 60 \text{ kg de } \text{KNO}_3 \cdot 0,25$$

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

Como 1 mol de 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:

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

- 44** Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Datos: masas atómicas: Al = 27, S = 32, O = 16

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:

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

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

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

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

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

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

- 45** Calcula la composición centesimal del nitrato de potasio (KNO_3). Datos: masas atómicas: K = 39, N = 14, O = 16

Hallamos la masa molar del 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:

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

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

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

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

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

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

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

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

Determinación de fórmulas

- 46** Indica la diferencia entre fórmula empírica y 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.

- 47** Un óxido de vanadio que pesaba 3,53 g se redujo con hidrógeno, con lo que 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:

$$\frac{18 \text{ g de agua}}{x \text{ g de agua}} = \frac{16 \text{ g de oxígeno}}{1,55 \text{ g de oxígeno}}; x = 1,74 \text{ g de agua}$$

- 48 PAU** El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45 % de carbono, 3,83 % de hidrógeno, 45,69 % de cloro y 20,23 % de oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 157 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono?

Hallamos los moles de átomos:

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

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

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

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

Relaciones idénticas, pero de números enteros, son:

- 2 mol de C
- 3 mol de H
- 1 mol de Cl
- 1 mol de O

Por tanto, la fórmula empírica será $\text{H}_3\text{C}_2\text{OCl}$, 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 $\text{C}_4\text{H}_6\text{O}_2\text{Cl}_2$.

Evaluación (página 40)

Señala en cada caso la respuesta que consideres correcta:

1. El hidrógeno, el amoníaco, el cloruro de hidrógeno y el agua son ejemplos de:
 - a) Elementos químicos.
 - ▶ b) Sustancias puras.
 - c) Sustancias puras y mezclas.
2. La más importante aportación de Lavoisier a la química fue:
 - a) El descubrimiento del hidrógeno.
 - b) La ley de las proporciones definidas.
 - ▶ c) Su método de trabajo, basado en la precisión de las mediciones.
3. Si queremos combinar químicamente 28 g de nitrógeno con 28 g de hidrógeno, lo más probable es:
 - a) Que se formen 56 g de amoníaco.
 - b) Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 de nitrógeno.
 - ▶ c) Que se formen 34 g de amoníaco y sobren 22 g de hidrógeno.
4. Demócrito especuló con la idea de átomo; sin embargo, para Dalton, el átomo:
 - a) Es tan pequeño que su masa es despreciable.
 - ▶ b) Es un modelo que permite explicar los resultados experimentales.
 - c) De un elemento puede combinarse con otro átomo del mismo elemento.
5. En 5 L de oxígeno y en 5 L de dióxido de carbono, medidos en las mismas condiciones de p y T :
 - a) Hay el mismo número de átomos.
 - ▶ b) Hay el mismo número de moléculas.
 - c) Hay la misma masa.
6. Un mol es:
 - a) $6,022 \cdot 10^{23}$ g de carbono-12.
 - b) La mínima cantidad de sustancia que se puede obtener.
 - ▶ c) Una cantidad de sustancia con tantas partículas como las que hay en 18 g de agua.
7. Dos moles de átomos de oxígeno son:
 - a) 64 g de oxígeno.
 - ▶ b) 32 g de oxígeno.
 - c) 16 g de oxígeno.
8. En 3,51 g de SO_2 existen:
 - ▶ a) $3,30 \cdot 10^{22}$ moléculas de SO_2
 - b) $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2
 - c) $3,51 \cdot 10^{23}$ moléculas de SO_2
9. La composición centesimal del nitrato de sodio (NaNO_3) es:
 - ▶ a) 27,06 % de Na, 16,47 % de N y 56,47 % de O
 - b) 28,92 % de Na, 17,52 % de N y 53,56 % de O
 - c) 26,76 % de Na, 15,47 % de N y 57,77 % de O
10. La composición centesimal de un gas 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:
 - a) Na_2O
 - b) NaO_2
 - ▶ c) Na_2O_2