

1

La teoría atómico-molecular de la materia

PRESENTACIÓN

Esta unidad se centra en el conocimiento de la materia sobre la que va a tratar el estudio de este curso de Química. Con independencia del modo en que se presente, los alumnos aprenderán a aislar las sustancias puras.

También es importante que el alumno asuma el rigor que debe sustentar el trabajo científico y para ello nada mejor que seguir los pasos que permitieron establecer la primera teoría científica sobre la constitución de la materia.

OBJETIVOS

- Diferenciar entre sustancia pura y mezcla.
- Distinguir entre mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Conocer los procedimientos físicos que permiten separar los componentes de una mezcla.
- Conocer las experiencias que permitieron establecer las leyes que rigen las combinaciones de las sustancias expresadas en masa (leyes ponderales).
- Entender la teoría atómica de Dalton como una consecuencia de las leyes ponderales.
- Conocer las leyes que rigen las combinaciones de las sustancias gaseosas expresadas en unidades de volumen (leyes volumétricas).
- Interpretar los resultados de las leyes volumétricas mediante la hipótesis de Avogadro.
- Explicar la composición de la materia sobre la base de la teoría atómico-molecular.
- Manejar con soltura el mol como unidad de medida de la cantidad de sustancia.
- Obtener la fórmula de un compuesto a partir de datos analíticos (composición centesimal).

CONTENIDOS

Conceptos

- Formas de presentarse la materia. Sustancias puras y mezclas. Elementos y compuestos. Mezclas homogéneas y heterogéneas.
- Técnicas experimentales para separar los componentes de una mezcla.
- Leyes ponderales de la materia (Ley de Lavoisier, Ley de Proust, Ley de Dalton).
- Interpretación de las leyes ponderales. Teoría atómica de Dalton.
- Leyes volumétricas de la materia (Ley de Gay-Lussac).
- Interpretación de las leyes volumétricas. Hipótesis de Avogadro.
- Teoría atómico molecular.
- El mol como unidad de medida.
- Fórmula empírica y fórmula molecular. Obtención a partir de la composición centesimal de las sustancias.

Procedimientos, destrezas y habilidades

- Elección del material de laboratorio adecuado para una operación.
- Utilizar técnicas básicas de laboratorio para separar mezclas: filtrar, centrifugar, cristalizar, destilar, decantar, etc.
- Interpretar resultados experimentales.
- Contrastar una teoría con datos experimentales.
- Manejar con soltura el concepto de mol para calcular cantidades de sustancia.

de la materia

Actitudes

- Valorar la importancia del método científico para el avance de la ciencia.
- Apreciar el rigor del trabajo de laboratorio.
- Ser cuidadosos y ordenados en el trabajo de laboratorio respetando la seguridad de todos los presentes.

EDUCACIÓN EN VALORES

1. Educación no sexista

En esta unidad aparece el nombre de destacados científicos, todos ellos, varones. No obstante, la mujer de Lavoisier tuvo un papel destacado en el trabajo científico de su marido.

Partiendo de la imagen que muestra a la pareja trabajando, se puede proponer a los alumnos una reflexión acerca de este hecho. Se les puede sugerir que tengan en cuenta la época histórica en la que se encuadra la acción y que la contrasten con la situación que se vive actualmente.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

1. Reconocer si una muestra material es una sustancia pura (elemento o compuesto) o una mezcla (homogénea o heterogénea).
2. Conocer las técnicas de separación de mezclas más habituales del laboratorio.
3. Establecer el procedimiento experimental adecuado para separar los componentes de una mezcla.
4. Definir e interpretar las leyes ponderales.
5. Conocer la teoría atómica de Dalton e interpretar, sobre su base, la composición de la materia.
6. Definir e interpretar las leyes volumétricas.
7. Conocer la teoría atómico-molecular e interpretar con ella la fórmula de moléculas sencillas.
8. Determinar la cantidad de una sustancia en mol y relacionarla con el número de partículas de los elementos que integran su fórmula.
9. Obtener la composición centesimal de un compuesto.
10. Hallar la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto a partir de datos analíticos (composición centesimal).

La teoría atómico-molecular

1. **En general, el volumen de los cuerpos aumenta al aumentar la temperatura. Explica si la densidad de los cuerpos, en general, aumenta o disminuye al aumentar la temperatura.**

La densidad de un cuerpo representa su masa por unidad de volumen. Al aumentar la temperatura suele aumentar el volumen de los cuerpos, pero su masa permanece invariada. En consecuencia, al aumentar la temperatura de los cuerpos, en general, disminuye su densidad.

2. **Expresa en unidades del SI la densidad de las sustancias que se recogen en la tabla siguiente.**

Sustancia	Densidad (a 25 °C y 1 atm)
Agua	1 kg/L
Aire	1,3 g/L
Aceite	0,88 g/mL
Plomo	11,35 g/cm ³
Aluminio	2700 g/dm ³

Se trata de expresar la densidad en kg/m³:

$$\begin{aligned} \bullet d_{\text{agua}} &= 1 \frac{\text{kg}}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} = 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aire}} &= 1,3 \frac{\text{g}}{\text{L}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 1,3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aceite}} &= 0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot \frac{10^6 \text{ mL}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 880 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{plomo}} &= 11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot \frac{10^6 \text{ cm}^3}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{10^{-3} \text{ kg}}{1 \text{ g}} = 11,35 \cdot 10^3 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \\ \bullet d_{\text{aluminio}} &= 2,7 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ dm}^3}{1 \text{ m}^3} = 2700 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \end{aligned}$$

3. **El agua presenta un comportamiento anómalo con respecto a su dilatación que hace que entre 0 y 4 °C su volumen disminuya al aumentar la temperatura. Utiliza este hecho para explicar por qué el agua se encuentra en estado líquido debajo de la capa de hielo del Ártico.**

Entre 0 y 4 °C el agua tiene una densidad mayor que el hielo. De ahí que el hielo flota sobre ella creando una capa aislante que permite que el agua se mantenga líquida en una capa inferior.

de la materia

4. Tenemos una bola de plomo y otra de aluminio de 3 cm de diámetro. ¿Cuál es su masa? Explica, a partir de este resultado, por qué se prefieren las bicicletas de aluminio frente a las de otros metales.

Dato: volumen de la esfera $\rightarrow V = \frac{4}{3} \pi r^3$.

Conociendo el volumen de la esfera de 3 cm de radio podemos determinar su masa en el caso de que sea de plomo y en el caso de que sea de aluminio. Para ello necesitamos los datos de las densidades que aparecen en el problema 2.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}} \rightarrow m = d \cdot V;$$

$$V = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \pi 3^3 \text{ cm}^3 = 113,1 \text{ cm}^3$$

Por tanto:

- $m_{\text{plomo}} = 11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 113,1 \text{ cm}^3 = 1283,7 \text{ g} = 1,28 \text{ kg}$
- $m_{\text{aluminio}} = 2,7 \frac{\text{kg}}{\text{dm}^3} \frac{10^{-3} \text{ dm}^3}{1 \text{ cm}^3} \cdot 113,1 \text{ cm}^3 = 0,31 \text{ kg}$

El aluminio es uno de los metales más ligeros. Ocupando el mismo volumen, su masa es mucho menor que la de la bola de plomo.

5. En los platillos de una balanza colocamos dos vasos de cristal exactamente iguales. En uno de ellos echamos 100 mL de aceite. ¿Cuál debe ser el diámetro de la bola de plomo que introduzcamos en el interior del otro vaso para que la balanza esté equilibrada?

Para que esté equilibrada, los dos deben tener la misma masa. Conociendo el dato de la densidad, podemos calcular la masa de 100 mL de aceite y luego determinar el volumen (que nos permitirá conocer el diámetro) de una bola de plomo que tenga la misma masa.

$$\text{Densidad} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}; m_{\text{aceite}} = 0,88 \frac{\text{g}}{\text{mL}} \cdot 100 \text{ mL} = 88 \text{ g};$$

$$\rightarrow V_{\text{plomo}} = \frac{m}{d_{\text{plomo}}} = \frac{88 \text{ g}}{11,35 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}} = 7,75 \text{ cm}^3 \rightarrow$$

$$\rightarrow V = \frac{4}{3} \pi r^3 \rightarrow r = \sqrt[3]{\frac{3V}{4\pi}} = \sqrt[3]{\frac{3 \cdot 7,75 \text{ cm}^3}{4\pi}} = 1,23 \text{ cm} \rightarrow$$

$$\rightarrow 21,23 = 2,46 \text{ cm de diámetro}$$

La teoría atómico-molecular

6. En sus experiencias, Lavoisier explicó el aumento de peso que experimentaban los metales cuando se calentaban al aire diciendo que se combinaban con alguno de los componentes del aire. Diseña un experimento que te permita dar una explicación científica al hecho de que cuando se quema un trozo de madera se obtienen unas cenizas que pesan mucho menos que la madera original.

Si hacemos la combustión en un recipiente cerrado, las maderas se quemarán al reaccionar con algún componente del aire que está en contacto con ellas. Además de las cenizas, se producirán gases que se mantendrán en el recipiente, ya que está cerrado. Si pesamos el recipiente antes y después de la combustión, podremos comprobar que la masa no varía, lo que indica que se cumple la ley de Lavoisier.

7. Para tratar de reproducir la experiencia de Lavoisier, introducimos 6,3 g de cobre en un recipiente, lo cerramos herméticamente y lo pesamos, y comprobamos que contiene 10 g de aire. Al calentarlo observamos que el metal se ha transformado en 8 g de óxido de cobre. ¿Cuánto pesará el aire que hay en el tubo?

La masa del sistema se debe conservar:

Masa del cobre + masa del aire antes de la reacción = masa del óxido + masa del aire después de la reacción

$$6,3 \text{ g} + 10 \text{ g} = 8 \text{ g} + \text{masa aire después} \rightarrow \text{masa aire después} = 8,3 \text{ g}$$

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

a) ¿Cuál es la masa de la muestra?

b) ¿Qué cantidad de cloro y de sodio habrá en una muestra de 2,3 g de sal?

a) Masa muestra = masa sodio + masa cloro = 4,6 g + 7,1 g = 11,7 g

b) En cualquier muestra de sal, el cloro y el sodio mantienen la proporción que se indica en el enunciado:

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{4,6 \text{ g de sodio}}{11,7 \text{ g de sal}} = 0,9 \text{ g de sodio}$$

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{7,1 \text{ g de cloro}}{11,7 \text{ g de sal}} = 1,40 \text{ g de cloro}$$

Compruébese que su suma coincide con la masa de la muestra de sal.

de la materia

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

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

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

Si pertenecen al mismo compuesto, la proporción en la que se combinan el cobre y el cloro será la misma:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)	Masa de cobre/masa de cloro
A	6,3	3,5	1,8
B	1,3	0,7	1,86
C	3,2	2,7	1,2

Las muestras A y B pertenecen al mismo compuesto.

10. En la siguiente tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias en las que se hace reaccionar bromo y calcio para formar bromuro de calcio. Copia la tabla en tu cuaderno y realiza los cálculos para completar el contenido de las casillas que faltan:

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

- La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan los dos elementos, ya que no sobra ningún elemento.
- En la experiencia B determinamos el reactivo limitante. Por los datos de la experiencia A debe ser el bromo. Calculamos la cantidad de bromuro de calcio que se obtiene y la de calcio que sobra:

$$0,8 \text{ g de bromo} \cdot \frac{0,4 \text{ g de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 0,2 \text{ g de calcio}$$

$$0,8 \text{ g de bromo} \cdot \frac{2 \text{ g de bromuro de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 1 \text{ g de bromuro de calcio}$$

$$\text{Calcio que sobra: } 1,5 \text{ g} - 0,2 \text{ g} = 1,3 \text{ g}$$

La teoría atómico-molecular

- En la experiencia C, la cantidad de bromuro de calcio nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento:

$$6 \text{ g de bromuro de calcio} \cdot \frac{1,6 \text{ g de bromo}}{2 \text{ g de bromuro de calcio}} = 4,8 \text{ g de bromo}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6 \text{ g de bromuro de calcio} - 4,8 \text{ g de bromo} = \\ = 1,2 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

Calcio que sobra: $1,2 \text{ g} - 1,2 \text{ g} = 0 \text{ g}$

- En la experiencia D, la cantidad de bromo que reacciona nos permite conocer la cantidad de bromuro de calcio que se obtiene:

$$5 \text{ g de bromo} \cdot \frac{2 \text{ g de bromuro de calcio}}{1,6 \text{ g de bromo}} = 6,25 \text{ g de bromuro de calcio}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6,25 \text{ g de bromuro de calcio} - 5 \text{ g de bromo} = \\ = 1,25 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

Calcio disponible: $1,25 \text{ g} + 1,3 \text{ g} = 2,55 \text{ g}$

- En la experiencia E, la cantidad de bromuro de calcio nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento. Como no sobra ninguno, esa será la cantidad inicial de cada elemento:

$$4,2 \text{ g de bromuro de calcio} \cdot \frac{1,6 \text{ g de bromo}}{2 \text{ g de bromuro de calcio}} = 3,36 \text{ g de bromo}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$4,2 \text{ g de bromuro de calcio} - 3,36 \text{ g de bromo} = \\ = 0,84 \text{ g de calcio que reaccionan}$$

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8	1	1,3	0
C	1,2	4,8	6	0	0
D	2,55	5	6,25	1,3	0
E	0,84	3,36	4,2	0	0

de la materia

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

- 3 g de C no se pueden combinar exactamente con 3 g de O.
- 9 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto B.
- 18 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto A.
- 24 g de O se combinan exactamente con 9 g de C para formar el compuesto B.
- Si la fórmula de B es CO_2 , ¿cuál es la fórmula de A? Justifícalo.

Compuesto	Masa C (g)	Masa O (g)	Masa C / masa O
A	3	4	0,75
B	3	8	0,375

- Verdadera, porque no mantiene la proporción del compuesto A ni del B.
- Falsa, porque es la proporción correspondiente al compuesto A:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 0,75$$

- Falsa, porque no es la proporción del compuesto A:

$$\frac{18 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 1,5$$

- Verdadera, porque es la proporción del compuesto B:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{24 \text{ g de O}} = 0,375$$

- CO . Porque la misma cantidad de C se combina con el doble de O en B que en A.

12. El monóxido de dinitrógeno (N_2O) es un gas que se utiliza como anestésico dental; se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar nitrógeno y oxígeno. Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente teniendo en cuenta que, en todos los casos, tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

La teoría atómico-molecular

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B		5		0	0
C	3	3			
D	3		2		0
E			2,4	1	1
F		1,7		1,5	0
G	6		3		

- La experiencia A nos indica la proporción en la que participan todos los gases del proceso, ya que no sobra ninguno de los reactivos. El volumen de N_2O (3 L) que se obtiene es el mismo que el de N_2 (3 L) que reacciona y el doble que el de O_2 (1,5 L) que reacciona.
- En la experiencia B no sobra ninguno de los reactivos. Con las proporciones que se derivan de la experiencia A calculamos el volumen de los otros dos participantes:

$$5 \text{ L de } O_2 \cdot \frac{3 \text{ L de } N_2O}{1,5 \text{ L de } O_2} = 10 \text{ L de } N_2O$$

El volumen de N_2 es el mismo que el de N_2O .

- En la experiencia C solo pueden reaccionar 3 L de N_2 . El resultado de la experiencia A nos permite calcular las restantes cantidades.
- En la experiencia D la cantidad de N_2O que se obtiene indica la cantidad de N_2 que reacciona; la diferencia con la cantidad que hay indica la cantidad de N_2 que sobra. Como no sobra O_2 , la cantidad que hay inicialmente es la que reacciona, un volumen que es la mitad que el de N_2O que se obtiene.
- En la experiencia E la cantidad de N_2O que se obtiene permite conocer el volumen de N_2 y O_2 que reacciona. Sumando la cantidad de cada uno que sobra tendremos la cantidad inicial.
- En la experiencia F se indica que no sobra O_2 . Por tanto, la cantidad inicial es la misma que reacciona. Esto nos permite calcular la cantidad de N_2O que se obtiene y la de N_2 que reacciona. Como sobran 1,5 L de N_2 , lo sumaremos a la cantidad de reacciona para conocer la cantidad inicial de N_2 .
- En la experiencia G la cantidad de N_2O que se obtiene permite conocer el volumen de N_2 y O_2 que reacciona. Suponemos que no sobra O_2 . Por tanto, la cantidad inicial es la misma que reacciona. Esto nos permite calcular la cantidad de N_2O que se obtiene y la de N_2 que reacciona. Por diferencia podremos conocer la cantidad de N_2 que sobra.

de la materia

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B	10	5	10	0	0
C	3	3	3	0	$3 - 1,5 = 1,5$
D	3	1	2	$3 - 2 = 1$	0
E	$2,4 + 1 = 3,4$	$1,2 + 1 = 2,2$	2,4	1	1
F	$3,4 + 1,5 = 4,9$	1,7	$1,7 \cdot 2 = 3,4$	1,5	0
G	6	1,5	3	$6 - 3 = 3$	0

13. Estudia los resultados de las reacciones entre gases que se comentan en este tema y analiza si es posible enunciar una «ley de la conservación del volumen» análoga a la «ley de conservación de la materia».

No se puede enunciar una ley de conservación del volumen en las reacciones químicas; solo se conserva la masa. Se puede citar como ejemplo la reacción de formación del amoníaco a partir del nitrógeno y el hidrógeno.

14. En una muestra de 4 g de azufre, ¿cuántos moles de azufre tenemos? ¿Cuántos átomos? Dato: masa atómica del azufre = 32 u.

$$M(S) = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow 4 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32 \text{ g de S}} = 0,125 \text{ mol de S} \rightarrow$$

$$\rightarrow 0,125 \text{ mol de S} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} = 7,53 \cdot 10^{22} \text{ átomos de S}$$

15. ¿Cuántos gramos de radio tendremos en mil billones de átomos de ese elemento? ¿Y si los átomos fuesen de silicio? Datos: masa atómica del radio = 226 u; masa atómica del silicio = 28,1 u.

$$10^3 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Ra} \cdot \frac{226 \text{ g de Ra}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ra}} = 3,75 \cdot 10^{-7} \text{ g de Ra}$$

$$10^3 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Si} \cdot \frac{28,1 \text{ g de Si}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Si}} = 4,67 \cdot 10^{-8} \text{ g de Si}$$

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

$$\frac{0,543 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{5 \cdot 10^{18} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se trata del cinc.

17. Determina la composición centesimal del butano (C_4H_{10}).

$$M(C_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{4 \cdot 12 \text{ g de C}}{58 \text{ g de C}} \cdot 100 = 82,8\% \text{ de C} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{10 \cdot 1 \text{ g de H}}{58 \text{ g}} \cdot 100 = 17,2\% \text{ de H}$$

18. Determina la composición centesimal del nitrato de calcio: $Ca(NO_3)_2$.

$$M(Ca(NO_3)_2) = 40,1 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 164,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{40,1 \text{ g de Ca}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 24,4\% \text{ de Ca} ;$$

$$\frac{2 \cdot 14 \text{ g de N}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 17,1\% \text{ de N} ;$$

$$\frac{6 \cdot 16 \text{ g de O}}{164,1 \text{ g}} \cdot 100 = 58,5\% \text{ de O}$$

19. Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratados, y en su fórmula se indica la proporción en la que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado tiene de fórmula $CuSO_4 \cdot 5 H_2O$. Calcula el porcentaje de agua en esta sustancia.

$$M(CuSO_4 \cdot 5 H_2O) = 63,5 + 32 + 4 \cdot 16 + 5 \cdot (2 \cdot 1 + 16) = 249,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{5 \cdot 18 \text{ g de } H_2O}{249,5 \text{ g}} \cdot 100 = 36,1\% \text{ de } H_2O$$

20. El cloruro amónico (NH_4Cl) y el nitrato amónico (NH_4NO_3) se utilizan como abonos. Calcula el porcentaje de nitrógeno de cada compuesto. ¿Cuál es más rico en nitrógeno?

$$M(NH_4Cl) = 14 + 4 \cdot 1 + 35,5 = 53,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{14 \text{ g de N}}{53,5 \text{ g}} \cdot 100 = 26,2\% \text{ de N}$$

$$M(NH_4NO_3) = 14 + 4 \cdot 1 + 14 + 3 \cdot 16 = 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{14 \cdot 2 \text{ g de N}}{80 \text{ g}} \cdot 100 = 35\% \text{ de N}$$

El nitrato de amonio es más rico en nitrógeno.

de la materia

21. En la naturaleza hay minerales de óxido de hierro (Fe_2O_3), como la hematita, y de sulfuro de hierro (FeS), como la pirrotina. Suponiendo que ambos minerales fuesen igual de abundantes, determina cuál es el más adecuado para obtener el metal hierro.

$$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 55,8 + 3 \cdot 16 = 159,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{2 \cdot 55,8 \text{ g de Fe}}{159,6 \text{ g}} \cdot 100 = 69,9\% \text{ de Fe}$$

$$M(\text{FeS}) = 55,8 + 32 = 87,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \rightarrow$$

$$\rightarrow \frac{55,8 \text{ g de Fe}}{87,8 \text{ g}} \cdot 100 = 63,5\% \text{ de Fe}$$

La hematita es más rica en hierro.

22. De los siguientes hechos, ¿cuáles serían estudiados por la física y cuáles por la química?

- La fuerza que se necesita para partir un trozo de mármol en fragmentos pequeños.
- La estructura cristalina del mármol.
- Hasta qué temperatura se puede calentar el mármol sin que funda.
- La capacidad del mármol para conducir la electricidad.
- El comportamiento del mármol cuando lo ataca un ácido.
- Hasta qué temperatura se puede calentar el mármol antes de que se descomponga.
- Cómo se forma el mármol en la naturaleza.

Serían estudiados por la química todos los que impliquen un conocimiento de la estructura de la materia o cambios que afecten a la naturaleza de las sustancias: b, e, f y g.

Serán estudiados por la física los cambios que no afectan a la naturaleza de las sustancias: a, c y d.

23. Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente:

	Sustancia pura	Elemento	Compuesto	Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea
Aire					
Agua del mar					
Leche					
Acero					
Infusión					
Butano					
Madera					

	Sustancia pura	Elemento	Compuesto	Mezcla homogénea	Mezcla heterogénea
Aire				X	
Agua del mar				X	
Leche					X
Acero				X	
Infusión				X	
Butano			X		
Madera					X

24. En un bote que contenía pequeñas puntas de acero han echado una mezcla de arena y sal. Indica qué procedimiento seguirías para separarlos y poder tener en un bote las puntas, en otro la arena y en otro la sal.

Pasando un imán por la mezcla podemos separar las puntas de hierro.

Añadiendo agua al resto disolveremos la sal. Filtrando por gravedad podemos separar la arena.

Evaporando el agua podemos recuperar la sal.

25. Relaciona las siguientes frases con la ley o hipótesis a la que corresponden:

1. La materia no se crea ni se destruye.
2. Los elementos A y B se combinan unas veces en una proporción, y otras veces, en otra diferente.
3. En una reacción química se transforma la materia.
4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,13 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B.
5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
6. A y B se combinan siempre en la misma proporción.
7. En las mismas condiciones de presión y temperatura, un recipiente que tenga un gas que ocupe un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
8. La materia se conserva.
9. 1 L de un gas A no se combina nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
10. Si A y B dan dos compuestos diferentes, puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B y, en otro, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.

de la materia

a) **Ley de las proporciones múltiples.**

b) **Hipótesis de Avogadro.**

c) **Ley de las proporciones definidas.**

d) **Ley de la conservación de la masa.**

e) **Ley de los volúmenes de combinación.**

1. La materia no se crea ni se destruye.
2. Los elementos A y B se combinan a veces en una proporción y otras veces, en otra diferente.
3. En una reacción química se transforma la materia.
4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,13 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B.
5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
6. A y B se combinan siempre en la misma proporción.
7. En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
8. La materia se conserva
9. 1 L de un gas A no se va a combinar nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
10. Si A y B dan dos compuestos diferentes puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B y, en otra, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.

a) Ley de las proporciones múltiples, **2, 10**.

b) Hipótesis de Avogadro, **7**.

c) Ley de las proporciones definidas, **4, 6**.

d) Ley de la conservación de la materia, **1, 3, 5, 8**.

e) Ley de los volúmenes de combinación, **9**.

26. Repasa los postulados de la teoría atómico-molecular. Señala en rojo los que se derivan de las leyes ponderales y en azul los que son consecuencia de las leyes volumétricas.

Leyes ponderales:

1. Toda la materia está formada por átomos pequeñísimos que son partículas indivisibles e indestructibles. (Hoy sabemos que los átomos no son realmente indivisibles ni indestructibles)
2. Todos los átomos de un elemento son exactamente iguales en masa y en las demás propiedades, y distintos de los átomos de cualquier otro elemento

La teoría atómico-molecular

3. Todas las sustancias, simples y compuestas están formadas por moléculas, que resultan de la unión de átomos del mismo o distintos elementos.

7. En una reacción química los átomos se recombinan y así unas sustancias se transforman en otras diferentes

Leyes volumétricas

4. Todas las moléculas de una misma sustancia son iguales entre sí y distintas a las de cualquier otra sustancia

5. Las moléculas de las sustancias simples están formadas por átomos del mismo elemento. Si la molécula está formada por un solo átomo, se identifica con el átomo (ejemplo, el He), si está formada por más de uno, se indica con el símbolo del elemento y un número que indica cuántos átomos están enlazados en una molécula (ejemplo, H_2 , P_4 , etc.)

6. Las moléculas de las sustancias compuestas están formadas por átomos de dos o más elementos diferentes que se combinan en relaciones numéricas sencillas (por ejemplo 1:1, HCl, 2:1, H_2O , 1:3, NH_3 , 2:3, N_2O_3 , etc.)

27. Corrige y completa la siguiente definición: «La masa atómica relativa de un átomo indica cuántas veces es mayor que el átomo de carbono-12».

La masa atómica relativa de un átomo indica cuántas veces es mayor que la doceava parte de la masa del átomo de carbono-12.

28. Razona si es cierto o no que la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 1 g.

El gas hidrógeno forma moléculas diatómicas H_2 . Por tanto, la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 2 g. 1 g es la masa de 1 mol de átomos de H.

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

En la fórmula **empírica** de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y en qué proporción se combinan.

En la fórmula **molecular** de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y el número de átomos de cada uno que intervienen en una molécula del compuesto.

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

a) Tetróxido de dinitrógeno:
 N_2O_4 .

c) Glucosa: $C_6H_{12}O_6$.

d) Propano: C_3H_8 .

b) Alcohol etílico: C_2H_6O .

e) Dióxido de carbono: CO_2 .

de la materia

Compuesto	Tetróxido de dinitrógeno	Alcohol etílico	Glucosa	Propano	Dióxido de carbono
Fórmula molecular	N_2O_4	C_2H_6O	$C_6H_{12}O_6$	C_3H_8	CO_2
Fórmula empírica	NO_2	C_2H_6O	CH_2O	C_3H_8	CO_2

31. Justifica si un compuesto puede tener la siguiente composición centesimal: Ca: 25,32%; N: 18,03%; O: 61,05%

$$25,32 + 18,03 + 61,05 = 104,4$$

La suma de todos los porcentajes debe dar 100. Esta diferencia de un 4 % podría deberse a un error experimental.

32. El magnesio es un metal que se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales porque produce fuertes destellos de luz cuando arde. En el proceso se forma óxido de magnesio, un compuesto en el que se combinan 2,21 g de magnesio por cada 1,45 g de oxígeno. En un cohete se han colocado 7 g de cinta de magnesio. ¿Qué cantidad de óxido de magnesio se formará cuando el cohete arda?

Cuando forman óxido de magnesio, el magnesio y el oxígeno se combinan siempre en la misma proporción:

$$7 \text{ g de magnesio} \cdot \frac{1,45 \text{ g de oxígeno}}{2,21 \text{ g de magnesio}} = 4,59 \text{ g de oxígeno}$$

$$7 \text{ g magnesio} + 4,59 \text{ g oxígeno} = 11,59 \text{ g de óxido de magnesio}$$

33. En la siguiente tabla se recogen los resultados de una serie de experiencias en las que se hace reaccionar plata y azufre para formar sulfuro de plata. Copia en tu cuaderno y completa el contenido de las casillas que faltan:

Experiencia	Plata (g)	Azufre (g)	Sulfuro de plata (g)	Plata que sobra (g)	Azufre que sobra (g)
A	3,60	0,54	0	0	0
B			6,3	0	0
C			5,2	0,5	0,3
D		1,5		1,3	0
E	4,20	2,50			
F	7,5		8,2		1,5

La teoría atómico-molecular

- La experiencia A indica en qué proporción se combinan exactamente la plata y el azufre. Como no sobra nada, podemos determinar la cantidad de sulfuro de plata que se forma.
- En la experiencia B conocemos la cantidad de sulfuro de plata. Como no sobra nada de ningún elemento, podemos calcular la cantidad inicial de cada uno:

$$6,3 \text{ g de sulfuro de plata} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}} = 5,48 \text{ g de plata}$$

- En la experiencia C, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata y azufre que se combinan. En cada caso, sumamos la cantidad de elemento que sobra y tendremos la cantidad inicial de plata y de azufre:

$$5,2 \text{ g de sulfuro de plata} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}} = 4,52 \text{ g de plata}$$

$$5,2 \text{ g sulfuro de plata} - 4,52 \text{ g plata} = 0,68 \text{ g azufre}$$

- En la experiencia D reacciona toda la cantidad de azufre presente, lo que nos permite conocer la cantidad de sulfuro de plata que se forma y la cantidad de plata que reacciona; sumando a esta la cantidad de plata que sobra tendremos la cantidad de plata que había inicialmente:

$$1,5 \text{ g de azufre} \cdot \frac{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}}{0,54 \text{ g de azufre}} = 11,5 \text{ g de sulfuro de plata}$$

$$11,5 \text{ g sulfuro de plata} - 1,5 \text{ g azufre} = 10 \text{ g de Ag que se combinan}$$

$$10 \text{ g de Ag que se combinan} + 1,3 \text{ g de Ag que sobran} = 11,3 \text{ g de Ag}$$

- En la experiencia E se nos muestran las cantidades iniciales de los dos elementos y tenemos que determinar cual de ellos actúa de limitante. Comparándolo con las cantidades de la experiencia A, parece que es la plata; lo confirmamos calculando la cantidad de azufre que reaccionan con 4,2 g de plata:

$$4,20 \text{ g de plata} \cdot \frac{0,54 \text{ g de azufre}}{3,60 \text{ g de plata}} = 0,63 \text{ g de azufre}$$

$$2,50 \text{ g de azufre inicial} - 0,63 \text{ g azufre se combinan} = \\ = 1,87 \text{ g azufre sobran}$$

- En la experiencia F, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata y azufre que se combina. Comparando esa cantidad de plata con la inicial, podremos determinar la que

de la materia

sobra. Sumando a la cantidad de azufre que se combina la cantidad que sobra, conoceremos la cantidad inicial de azufre:

$$8,2 \text{ g de sulfuro de plata} \cdot \frac{3,60 \text{ g de plata}}{4,14 \text{ g de sulfuro de plata}} = 7,13 \text{ g de plata}$$

$$8,2 \text{ g de sulfuro de plata} - 7,13 \text{ g de plata} \\ = 1,07 \text{ g de azufre que se combina}$$

Experiencia	Plata (g)	Azufre (g)	Sulfuro de plata (g)	Plata que sobra (g)	Azufre que sobra (g)
A	3,60	0,54	$3,60 + 0,54 = 4,14$	0	0
B	5,48	$6,3 - 5,48 = 0,82$	6,3	0	0
C	$4,52 + 0,5 = 5,02$	$0,68 + 0,3 = 0,98$	5,2	0,5	0,3
D	11,3	1,5	11,5	1,3	0
E	4,20	2,50	$4,20 + 0,63 = 4,83$	0	1,87
F	7,5	$1,07 + 1,5 = 2,57$	8,2	$7,5 - 7,13 = 0,37$	1,5

34. El cromo y el cloro forman dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan cuatro muestras y las cantidades de los dos elementos que se obtienen son las siguientes:

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

Entre estas muestras encuentra:

- Dos que pertenecen al mismo compuesto.
- Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
- La muestra de un compuesto imposible.
- Si la fórmula de un compuesto es CrCl_2 , ¿cuál es la del otro?

La teoría atómico-molecular

En cada caso hay que calcular la proporción en que se combinan los elementos:

Muestra	Cantidad de cromo (g)	Cantidad de cloro (g)	Proporción Cr/Cl
A	0,261	0,356	0,733
B	0,150	0,250	0,600
C	0,342	0,700	0,489
D	0,522	0,713	0,732

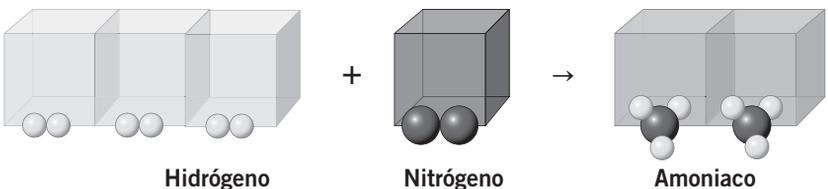
- a) A y D pertenecen al mismo compuesto.
 b) $\frac{0,489}{0,732} \approx \frac{2}{3}$ La muestra A (o la D) y la C pertenecen a compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
 c) La muestra B es de un compuesto imposible.
 d) CrCl_3 .

35. Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno se obtienen 2 L de amoníaco. Todas estas sustancias son gases y se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura. Sabiendo que la molécula de hidrógeno es H_2 , deduce la fórmula del nitrógeno y la del amoníaco.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de nitrógeno, hay $3x$ moléculas en los 3 L de hidrógeno y $2x$ moléculas en 2 L de amoníaco.

Como x moléculas de nitrógeno dan $2x$ moléculas de amoníaco, cada molécula de nitrógeno debe tener dos átomos de nitrógeno, y cada molécula de amoníaco, 1 átomo de nitrógeno.

Los átomos de las $3x$ moléculas de hidrógeno están en las $2x$ moléculas de amoníaco. Como sabemos que cada molécula de hidrógeno tiene dos átomos de hidrógeno, entonces cada molécula de amoníaco tendrá tres átomos de este elemento:



3 volúmenes V de hidrógeno se combinan con 1 volumen V de nitrógeno y se obtiene un volumen doble ($2V$) de amoníaco.

de la materia

36. El nitrógeno y el oxígeno forman gases diatómicos. Cuando se combinan dos litros de nitrógeno con un litro de oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura se forman 2 litros de un gas que se utiliza como anestésico. ¿Cuál es la fórmula de ese nuevo gas? Explica tu razonamiento.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de oxígeno, hay $2x$ moléculas en los 2 L de nitrógeno y $2x$ moléculas en 2 L del gas.

Como x moléculas de oxígeno dan $2x$ moléculas de gas, cada molécula de oxígeno debe tener dos átomos de oxígeno, y cada molécula del gas, 1 átomo de oxígeno.

Los átomos de las $2x$ moléculas de nitrógeno están en las $2x$ moléculas del gas; esto implica que si la molécula de nitrógeno es diatómica, cada molécula del gas debe tener dos átomos de ese elemento.

La fórmula del gas es N_2O .

37. Consulta la tabla periódica y completa:

- a) Medio mol de moléculas de agua oxigenada (H_2O_2) son 17 g y contiene $3,012 \cdot 10^{23}$ moléculas, $6,22 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno y un mol de oxígeno.
- b) 2 mol de gas cloro son 142 g y contienen $12,044 \cdot 10^{23}$ moléculas de cloro y $24,088 \cdot 10^{23}$ átomos de cloro.
- c) 3 mol de gas argón son 119,7 g y contienen $18,07 \cdot 10^{23}$ átomos de argón.

38. En una reacción se obtienen $5 \cdot 10^{25}$ átomos de platino. Calcula:

- a) ¿Cuántos gramos de platino se han obtenido?
b) ¿Cuántos moles de platino tendremos?

a y b) Leemos en la tabla periódica que 1 mol de platino son 195,1 g.

$$5 \cdot 10^{25} \text{ átomos de platino} \cdot \frac{195,1 \text{ g de platino}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de platino}} =$$

$$= 16,2 \cdot 10^3 \text{ g de platino}$$

$$5 \cdot 10^{25} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de platino}} = 83,03 \text{ mol}$$

- 39.

Sabiendo que la masa molar del platino es 195,1 g, ¿cuántos gramos pesará un átomo de platino?

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

La teoría atómico-molecular

40. En una cápsula tenemos $4 \cdot 10^{22}$ átomos de un metal y pesan 4,34 g. ¿De qué metal se puede tratar?

$$\frac{4,34 \text{ g de metal}}{4 \cdot 10^{22} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 65,34 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se puede tratar del cinc.

41. Tenemos una muestra de 8 g de dióxido de azufre.

- a) ¿Cuántos moles de dióxido de azufre tenemos?
 b) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?
 c) ¿Cuántos gramos de azufre tenemos?

$$M(\text{SO}_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$8 \text{ g de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64 \text{ g de SO}_2} = 0,125 \text{ mol de SO}_2$$

Por tanto:

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot$$

$$\cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula de SO}_2} = 1,506 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{32 \text{ g de S}}{1 \text{ mol de SO}_2} = 4 \text{ g de S}$$

42. El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio (Al_2O_3). ¿Qué cantidad, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 50 g de aluminio?

$$\text{Masa molar de Al}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$50 \text{ g de Al} \cdot \frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{2 \cdot 27 \text{ g de Al}} = 94,4 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

43. La arsina es un compuesto de fórmula AsH_3 . Si disponemos de $0,8 \cdot 10^{25}$ moléculas de arsina:

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

$$M(\text{AsH}_3) = 74,9 + 3 \cdot 1 = 77,9 \text{ g/mol.}$$

$$\begin{aligned} \text{a) } & 0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AsH}_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de AsH}_3} = \\ & = 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \end{aligned}$$

de la materia

$$b) 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \cdot \frac{77,9 \text{ g de AsH}_3}{1 \text{ mol de AsH}_3} = 1,035 \cdot 10^3 \text{ g de AsH}_3$$

$$c) 0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de AsH}_3} = \\ = 2,4 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}$$

$$d) 13,28 \text{ mol de AsH}_3 \cdot \frac{74,9 \text{ g de As}}{1 \text{ mol de AsH}_3} = 994,7 \text{ g de As}$$

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

a) ¿Cuántos gramos de urea tenemos?

b) ¿Cuántos moles de oxígeno?

c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno?

d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12 + 16 + 2 \cdot (14 + 2 \cdot 1) = 60 \text{ g/mol.}$$

$$a) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \\ \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \\ \cdot \frac{60 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2} = 498,2 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2 \text{ (urea)}$$

$$b) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}} = \\ = 8,3 \text{ mol de O}$$

$$c) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \\ \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \\ \cdot \frac{14 \cdot 2 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2} = 232,5 \text{ g de N}$$

$$d) 5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de urea}} = 20 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

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

La teoría atómico-molecular

$$M(\text{Mg}(\text{OH})_2) = 24,3 + (16 + 1) \cdot 2 = 58,3 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol de Mg}} \cdot \frac{58,3 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2}{1 \text{ mol de Mg}(\text{OH})_2} = 4,84 \text{ g de Mg}(\text{OH})_2$$

46. En un recipiente se introducen 50 g de gas oxígeno, y en otro recipiente igual, 50 g de CO_2 . ¿En qué recipiente hay más moléculas? ¿En qué recipiente hay más átomos?

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}; M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}.$$

$$50 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de O}_2} = 9,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$50 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de CO}_2} = 6,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Hay más moléculas en el recipiente de O_2 .

$$9,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de O}_2} = 18,82 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$6,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de CO}_2} = 20,53 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

Hay más átomos en el recipiente de CO_2 .

47. Determina la composición centesimal de la glucosa: $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

$$M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}.$$

$$\frac{6 \cdot 12}{180} \cdot 100 = 40\% \text{ de C}; \frac{6 \cdot 16}{180} \cdot 100 = 53,33\% \text{ de O};$$

$$\frac{12}{180} \cdot 100 = 6,67\% \text{ de H}$$

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

$$\frac{1}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 11,33\% \text{ de C}; \frac{4}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 45,33\% \text{ de O};$$

$$\frac{3,83}{1 + 4 + 3,83} \cdot 100 = 43,37\% \text{ de Na}$$

de la materia

49. El sulfato de hierro (II) cristaliza formando un hidrato de fórmula $\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}$. Determina el porcentaje de agua de hidratación en este compuesto.

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7 \text{H}_2\text{O}) = 55,8 + 32 + 4 \cdot 16 + 7 \cdot (2 \cdot 1 + 16) =$$

$$= 277,8 \text{ g/mol} \rightarrow \frac{18,7}{277,8} \cdot 100 = 45,36\% \text{ de } \text{H}_2\text{O}$$

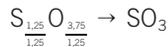
50. El azufre y el oxígeno forman un compuesto en el que el 40% es de azufre. Determina su fórmula.

Fórmula del compuesto que buscamos: S_xO_y .

$$\frac{40 \text{ g de S}}{32 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol de S;}$$

$$\frac{60 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 3,75 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



51. El análisis de un mineral de aluminio revela que está formado por un 34,6% de aluminio, un 3,8% de hidrógeno, y el resto, oxígeno. Determina su fórmula.

Fórmula del compuesto: $\text{Al}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

$$\frac{34,6 \text{ g de Al}}{27 \text{ g/mol}} = 1,28 \text{ mol de Al;}$$

$$\frac{3,8 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 3,8 \text{ mol de H;}$$

$$\frac{100 - (34,6 + 3,8) \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 3,85 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



La teoría atómico-molecular

- 52. El nitrógeno y el oxígeno forman muchos compuestos. Uno de ellos tiene de masa molar 92 g/mol y un porcentaje de nitrógeno del 30,43%. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.**

Fórmula del compuesto: N_xO_y .

$$\frac{30,43 \text{ g de N}}{14 \text{ g/mol}} = 2,174 \text{ mol de N;}$$

$$\frac{100 - 30,43 \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 4,348 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



Fórmula empírica: $NO_2 \rightarrow M(NO_2) = 14 + 2 \cdot 16 = 46 \text{ g/mol}$.

$$92/46 = 2 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } N_2O_4$$

- 53. La sosa Solvay es un producto industrial cuya composición es 43,4% de sodio, 11,32% de carbono, y el resto, oxígeno. Determina la fórmula química de este compuesto.**

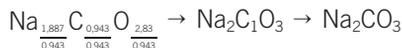
Fórmula del compuesto: $Na_xC_yO_z$. En cada 100 g del compuesto hay:

$$\frac{43,4 \text{ g de Na}}{23 \text{ g/mol}} = 1,887 \text{ mol de Na;}$$

$$\frac{11,32 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,943 \text{ mol de C;}$$

$$\frac{100 - (43,4 + 11,32) \text{ g de O}}{16 \text{ g/mol}} = 2,83 \text{ mol de O}$$

Por tanto:



- 54. El benceno es un disolvente orgánico formado por carbono e hidrógeno. En un análisis se ha comprobado que se combinan 3 g de carbono con 250 mg de hidrógeno. Determina la fórmula del benceno si su masa molar es 78 g/mol.**

Fórmula del benceno: C_xH_y .

$$\frac{3 \text{ g de C}}{12 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de C; } \frac{0,25 \text{ g de H}}{1 \text{ g/mol}} = 0,25 \text{ mol de H}$$

de la materia

Fórmula empírica: CH $\rightarrow M(\text{CH}) = 12 + 1 = 13 \text{ g/mol}$. Por tanto:

$$\frac{78 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} = 6 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } \text{C}_6\text{H}_6$$

55. Al calentar 4 g de nitrato de cromo (III) hidratado se obtuvo un residuo de 2,38 g. Determina la fórmula del hidrato.

Al calentar la sal hidratada se evapora el agua y queda la sal anhidra:

$$4 - 2,38 = 1,62 \text{ g de agua (H}_2\text{O)}$$

$$\text{y } 2,38 \text{ g de nitrato de cromo (III) anhidro (Cr(NO}_3\text{)}_3)$$

Fórmula del hidrato: $x \text{ Cr(NO}_3\text{)}_3 \cdot y \text{ H}_2\text{O}$.

$$M(\text{Cr(NO}_3\text{)}_3) = 52 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 3 = 238 \text{ g/mol.}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{2,38 \text{ g de Cr(NO}_3\text{)}_3}{238 \text{ g/mol}} = 0,01 \text{ mol de Cr(NO}_3\text{)}_3;$$

$$\frac{1,62 \text{ g de H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol}} = 0,09 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

$$\frac{0,01}{0,01} \text{ Cr(NO}_3\text{)}_3 \cdot \frac{0,09}{0,01} \text{ H}_2\text{O}$$

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

56. El aluminio es un metal muy preciado que se puede obtener del óxido de aluminio (Al_2O_3), producto que se obtiene de la bauxita, o del fluoruro de aluminio (AlF_3), producto que se obtiene a partir de la fluorita. Determina cuál de las dos sustancias es más rentable para obtener aluminio.

Hay que determinar el porcentaje en aluminio de cada una de las dos sustancias:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{2 \cdot 27}{102} \cdot 100 = 52,94\% \text{ de Al}$$

$$M(\text{AlF}_3) = 27 + 3 \cdot 19 = 84 \text{ g/mol.}$$

$$\frac{27}{84} \cdot 100 = 32,14\% \text{ de Al}$$

La sustancia más rentable es el óxido de aluminio.



NOTAS

