

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

1. EJERCICIO RESUELTO

En un supermercado encontramos una botella de aceite de oliva de 1 L. Al ponerla en la balanza obtenemos que pesa 850 g. Otra marca diferente ofrece garrafas de aceite de 5 L con una masa de 4 kg y 300 g.

- a) ¿Cuál de las dos marcas ofrece un aceite de mayor densidad?
 b) ¿Cuánto volumen necesitamos de cada una de las marcas para tener en ambos casos una masa de 10 kg?

SOLUCIÓN

- a) La densidad del aceite de la primera marca se puede calcular dividiendo la masa de aceite de la botella, 850 g, entre el volumen, 1000 cm³:

$$d_A = \frac{m_A}{V_A} = \frac{850 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3} = 0,850 \text{ g/cm}^3$$

De la misma manera se calcula la densidad de la segunda marca de aceite embotellada en garrafas de 5000 cm³ con una masa de 4300 g:

$$d_B = \frac{m_B}{V_B} = \frac{4300 \text{ g}}{5000 \text{ cm}^3} = 0,860 \text{ g/cm}^3$$

Se concluye que es más denso el aceite de la segunda marca.

- b) Para conseguir 10 000 g de aceite de la primera marca necesitamos un volumen V'_A que verifique:

$$d_A = \frac{m'_A}{V'_A}$$

O bien:

$$V'_A = \frac{m'_A}{d_A} = \frac{10\,000 \text{ g}}{0,850 \text{ g/cm}^3} = 11\,765 \text{ cm}^3$$

El volumen de 10 kg del primer aceite es 11,765 L.

Para conseguir 10 000 gramos de aceite de la segunda marca se necesita un volumen V'_B igual a:

$$V'_B = \frac{m'_B}{d_B} = \frac{10\,000 \text{ g}}{0,860 \text{ g/cm}^3} = 11\,628 \text{ cm}^3$$

El volumen de 10 kg de aceite de la segunda marca es 11,628 L.

- 1** Según la leyenda, Arquímedes descubrió que el orfebre del Rey Hierón había rebajado el contenido en oro de la corona encargada por el rey introduciendo parte de cobre y quedándose él con el oro sobrante recibido. Pudo demostrarlo sumergiéndola en agua y viendo que desplazaba una cantidad de agua mayor que si hubiera sido fabricada con oro puro. Supongamos que de los 2 kg de oro que debía utilizar el orfebre, este solo utilizó un kilogramo y medio y sustituyó el resto por cobre. Densidad del oro: 19,32 g/cm³; densidad del cobre: 8,96 g/cm³.

- a) ¿Cuál debería haber sido el volumen de la corona?
 b) ¿Cuál era el volumen real?

continúa →

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

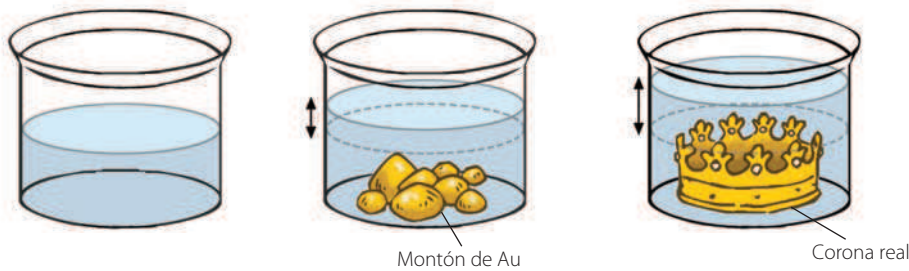
SOLUCIÓN

a) La corona del Rey Hierón debería haberse realizado con dos kilos de oro, y su volumen debería haber sido:

$$d_{\text{oro}} = \frac{m_{\text{oro}}}{V_{\text{oro}}} \rightarrow V_{\text{corona del rey}} = V_{\text{oro}} = \frac{m_{\text{corona}}}{d_{\text{oro}}} = \frac{2000}{19,32} = 103,5 \text{ cm}^3$$

La corona debería haber desplazado 103,5 cm³.

b)



Sin embargo, la corona del orfebre estaba realizada solo con kilogramo y medio de oro, y otro medio kilo de cobre. Su volumen es, por tanto,

$$V_{\text{corona del orfebre}} = V_{\text{oro}} + V_{\text{cobre}} = \frac{m_{\text{oro}}}{d_{\text{oro}}} + \frac{m_{\text{cobre}}}{d_{\text{cobre}}} = \frac{1500 \text{ g}}{19,32 \text{ cm}^3} + \frac{500 \text{ g}}{8,96 \text{ cm}^3} = 133,4 \text{ cm}^3$$

La corona que realizó el orfebre al Rey Hierón ocupaba casi 30 cm³ más.

- 2** La densidad del alcohol etílico es 785 kg/m³, mientras que la del agua destilada es 1000 kg/m³ y la del aceite, 830 kg/m³. Queremos fabricar una gota «gorda» esférica de aceite para lo cuál debemos eliminar el efecto de la gravedad. Una forma de hacerlo es fabricarla dentro de una mezcla que tenga la misma densidad que el aceite. Si utilizamos para ello agua y alcohol y queremos que el volumen de la mezcla sea de un litro, ¿qué cantidades de agua y alcohol debemos mezclar?

SOLUCIÓN

Para conseguir un litro de mezcla de alcohol etílico y agua destilada de densidad 0,830 g/cm³ se necesitan 1000 (x) cm³ de alcohol y (1000 - x) de agua. La masa de alcohol, en gramos, que corresponde a los x centímetros cúbicos es:

$$d_{\text{alcohol}} = \frac{m_{\text{alcohol}}}{V_{\text{alcohol}}} \rightarrow m_{\text{alcohol}} = d_{\text{alcohol}} V_{\text{alcohol}} = 0,785 x$$

Los gramos de alcohol que corresponde a los (1000 - x) centímetros cúbicos de agua son:

$$m_{\text{agua}} = d_{\text{agua}} V_{\text{agua}} = 1(1000 - x)$$

Para la mezcla ha de cumplirse:

$$d_{\text{mezcla}} = \frac{m_{\text{mezcla}}}{V_{\text{mezcla}}} \rightarrow 0,830 = \frac{0,785 x + (1000 - x)}{1000}$$

O bien:

$$0,215 x = 170 \rightarrow x = 791 \text{ cm}^3$$

Para conseguir un litro de mezcla se necesitan 791 cm³ de alcohol etílico y 209 cm³ de agua destilada.

DENSIDAD

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 3** La liga de fútbol profesional determina que el balón de fútbol debe tener un diámetro de 22 cm y un peso al inicio del partido de 430 g. Si suponemos que el peso del cuero es de 400 g y su grosor es de 1 centímetro, calcula la densidad del aire que va dentro del balón.

$$\text{Volumen de una esfera: } V = \frac{4}{3} \pi \cdot R^3.$$

SOLUCIÓN

El volumen interior del balón que está ocupado por el aire es el de una esfera de 20 cm de diámetro.

$$V = \frac{4}{3} \pi \cdot R^3 = \frac{4}{3} \pi \cdot \left(\frac{20}{2}\right)^3 = 4189 \text{ cm}^3$$

Como además el aire del interior pesa 30 g, su densidad es:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{30}{4189} = 7,16 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

- 4** Una piscina rectangular de 10 m de ancho, 25 m de largo y 3 m de fondo está completamente llena de agua.
- a) ¿Cuál es la masa del agua que contiene la piscina?
- b) Si la densidad del hielo es 0,917 g/cm³, ¿cuál será el volumen que ocupará el hielo cuando se congele el agua en una noche de invierno?

SOLUCIÓN

a) La masa de agua de la piscina se puede calcular conocido su volumen

$$10 \text{ m} \times 25 \text{ m} \times 3 \text{ m} = 750 \text{ m}^3$$

Y su densidad, 1000 kg/m³. En efecto:

$$d = \frac{m}{V} = \frac{30}{4189} = 7,16 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

b) Si toda la masa de agua de la piscina se congela en invierno, ocupará un volumen:

$$d_{\text{hielo}} = \frac{m_{\text{hielo}}}{V_{\text{hielo}}} \rightarrow V_{\text{hielo}} = \frac{m_{\text{hielo}}}{d_{\text{hielo}}} = \frac{750\,000 \text{ kg}}{917 \text{ kg/m}^3} = 818 \text{ m}^3$$

El volumen aumenta en 68 m³. Sin embargo, lo normal es que se congele solo la superficie del agua.

LEYES PONDERALES

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 5 Un químico ha obtenido en su laboratorio un compuesto y al analizar su composición ha comprobado que contiene 45,77 g de cinc y 22,45 g de azufre. Otro químico ha obtenido el mismo compuesto mediante un procedimiento diferente, y en su caso el compuesto está formado por 71,92 g de cinc y 35,28 g de azufre. Comprueba si se cumple la ley de las proporciones definidas.

SOLUCIÓN

La ley de proporciones definidas afirma que cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en proporción de masa constante. La proporción de masas en el compuesto del primer químico es:

$$\frac{45,77 \text{ g de Zn}}{22,45 \text{ g de S}} = 2,04$$

Y la proporción de masas en el compuesto del segundo químico es:

$$\frac{71,92 \text{ g de Zn}}{35,28 \text{ g de S}} = 2,04$$

Así pues, verifican la ley de Proust.

- 6 Cuando reacciona ácido clorhídrico con hidróxido de sodio se obtiene cloruro de sodio y agua. Completa la siguiente tabla donde todas las cantidades aparecen en gramos:

Cantidad inicial HCl	Cantidad inicial NaOH	Cantidad formada NaCl	Cantidad formada H ₂ O	Cantidad sobrante
36,5	40	58,5	18	0
100	100			
		100		0
	50			20 g de HCl

SOLUCIÓN

Cuando reaccionan ácido clorhídrico con hidróxido de sodio para formar cloruro de sodio y agua lo hacen en la proporción de masas que establece la primera línea de la tabla en la que no sobra ningún reactivo.

En la segunda línea se combinan 100 g de hidróxido de sodio con ácido clorhídrico, y como la reacción se produce en la proporción de la primera línea, solo reaccionan x gramos de ácido clorhídrico:

$$\frac{x \text{ g de HCl}}{100 \text{ g de NaOH}} = \frac{36,5 \text{ g de HCl}}{40 \text{ g de NaOH}} \rightarrow x = 91,25 \text{ g de HCl.}$$

Sobran, por tanto, 8,75 g de la cantidad inicial de HCl. Además se producen y gramos de cloruro de sodio:

$$\frac{y \text{ g de NaCl}}{100 \text{ g de NaOH}} = \frac{58,5 \text{ g de NaCl}}{40 \text{ g de NaOH}} \rightarrow y = 146,25 \text{ g de NaCl.}$$

En la reacción también se produce agua. Como en el resto de los compuestos se podría establecer la proporción para calcular la cantidad de agua que se genera, sin embargo vamos a utilizar la ley de conservación de la masa para obtenerla:

$$m_{\text{HCl}} + m_{\text{NaOH}} = m_{\text{NaCl}} + m_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow 91,25 \text{ g} + 100 \text{ g} = 146,25 \text{ g} + m_{\text{H}_2\text{O}} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{O}} = 45 \text{ g}$$

Con esta información la tabla se escribe así:

Cantidad inicial HCl	Cantidad inicial NaOH	Cantidad formada NaCl	Cantidad formada H ₂ O	Cantidad sobrante
36,5	40	58,5	18	0
100	100	146,25	45	8,75 g de HCl

continúa →

LEYES PONDERALES

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Para completar las dos filas siguientes procedemos de manera análoga. El resultado es:

Cantidad inicial HCl	Cantidad inicial NaOH	Cantidad formada NaCl	Cantidad formada H ₂ O	Cantidad sobrante
36,5	40	58,5	18	0
100	100	146,25	45	8,75 g de HCl
62,39	68,38	100	30,77	0
45,63 + 20	50	73,13	22,5	20 g de HCl

2. EJERCICIO RESUELTO

Tenemos dos muestras de compuestos diferentes formados por los mismos elementos. Un análisis del primero revela que nuestra muestra contiene 95,85 gramos de cloro y 129,6 gramos de oxígeno. El análisis de la segunda muestra da como resultado 127,8 gramos de cloro y 57,6 gramos de oxígeno. Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

SOLUCIÓN

En el primer compuesto por cada gramo de oxígeno hay x gramos de cloro:

$$\frac{95,85 \text{ g de Cl}}{129,6 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g de Cl}}{1 \text{ g de O}} \rightarrow x = 0,74 \text{ g de Cl.}$$

En el segundo compuesto, por cada gramo de oxígeno hay y gramos de cloro:

$$\frac{127,8 \text{ g de Cl}}{57,6 \text{ g de O}} = \frac{y \text{ g de Cl}}{1 \text{ g de O}} \rightarrow y = 2,22 \text{ g de Cl.}$$

Las cantidades de cloro que reaccionan con un gramo de oxígeno en cada compuesto están en relación:

$$\frac{0,74}{2,22} = \frac{1}{3}$$

sencilla de enteros. Se cumple, por tanto, la ley de proporciones múltiples.

- 7 Existen tres óxidos de azufre en los que los porcentajes de azufre son 66,67 %, 57,14 % y 40 % respectivamente. Comprueba si se cumple la ley de las proporciones múltiples.

SOLUCIÓN

- a) En el primero de los óxidos por cada 33,33 g de oxígeno hay 66,67 g de azufre, o bien por cada gramo de oxígeno hay:

$$\frac{66,67 \text{ g de S}}{33,33 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g de S}}{1 \text{ g de O}} \rightarrow x = 2 \text{ g de S.}$$

En el segundo óxido por cada gramo de oxígeno hay 1,33 g de cloro. En efecto:

$$\frac{57,14 \text{ g de S}}{42,86 \text{ g de O}} = \frac{y \text{ g de S}}{1 \text{ g de O}} \rightarrow y = 1,33 \text{ g de S.}$$

continúa →

LEYES PONDERALES

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

En el tercer óxido por cada gramo de oxígeno hay:

$$\frac{40 \text{ g de S}}{60 \text{ g de O}} = \frac{z \text{ g de S}}{1 \text{ g de O}} \rightarrow z = 0,67 \text{ g de S.}$$

Los gramos de azufre que reaccionan con uno de oxígeno en cada óxido están en la relación 2:1,33:0,67, o multiplicando por tres medios, 3:2:1. Como las cantidades de azufre en cada óxido se relacionan según enteros sencillos los tres compuestos verifican la ley de Dalton.

- 8** La formación de 2 L de vapor de agua exige la participación de 2 L de hidrógeno y 1 L de oxígeno (todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura). Razona si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

SOLUCIÓN

- a) De las proporciones anteriores se deduce que en este caso no se cumple la ley de conservación de la masa de Lavoisier.

Falso. De las proporciones del enunciado se deduce que no se conservan los volúmenes, pero las masas se conservan.

- b) De las proporciones anteriores se deduce que se cumple la ley de los volúmenes de combinación de Gay-Lussac.

Verdadero. La relación entre los volúmenes de los reactivos y de los productos es sencilla y de enteros.

- c) De las proporciones anteriores se deduce que en una reacción química el número de moléculas puede variar.

Verdadero. Volúmenes iguales de gases en las mismas condiciones contienen el mismo número de moléculas.

- d) En los 2 L de vapor de agua hay el mismo número de moléculas que en los 2 litros iniciales de hidrógeno.

Verdadero. Volúmenes iguales de gases en las mismas condiciones contienen el mismo número de moléculas.

3. EJERCICIO RESUELTO

El dióxido de nitrógeno es un gas tóxico que se produce en combustiones a temperaturas elevadas como las que tienen lugar en los motores de los coches. Debido a los problemas pulmonares que produce, la Unión Europea establece un máximo de 40 microgramos por metro cúbico en el aire. Calcula el número de moléculas de dióxido de nitrógeno que habrá en el aire por metro cúbico cuando se alcance dicho máximo.

SOLUCIÓN

La masa molecular del dióxido de nitrógeno es:

$$M(\text{NO}_2) = 14,01 + 2 \cdot 16,00 = 46,01 \text{ u}$$

Un mol de dióxido de nitrógeno tiene una masa de 46,01 g. Como en el máximo de contaminación permitida hay 40 $\mu\text{g}/\text{m}^3$, hay:

$$\frac{40 \cdot 10^{-6} \text{ g}}{46,01 \text{ g/mol}} = 8,69 \cdot 10^{-7} \text{ mol de NO}_2.$$

Cada mol tiene el número de Avogadro de moléculas, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$. Por tanto el número de moléculas de dióxido de nitrógeno por metro cúbico que hay en el aire es:

$$(6,022 \cdot 10^{23}) \cdot (8,69 \cdot 10^{-7}) = 5,23 \cdot 10^{17} \text{ moléculas de NO}_2$$

MOL Y FÓRMULAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

La masa molecular del dióxido de carbono, CO_2 , es:

$$M(\text{CO}_2) = 12,00 + 2 \cdot 16,00 = 44,00 \text{ u}$$

Y cada mol de CO_2 son 44 g, así que 166,1 mol son 7308,4 g.

- c) La masa atómica del helio es 4,003 u. Entonces, un mol de átomos de helio son 4,003 g. Como en 10^{27} átomos hay:

$$\frac{10^{27} \text{ átomos}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 1661 \text{ mol}$$

Esos 1661 mol de átomos de nitrógeno son 6649 g.

12 La fórmula molecular de la cafeína es $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. Calcula:

- La masa molecular de la cafeína.
- La masa de un mol de cafeína.
- Las moléculas de cafeína que hay en 100 g de esta sustancia.
- Los átomos de hidrógeno que hay en 100 g de cafeína.

SOLUCIÓN

- a) La masa molecular se calcula sumando tantas veces como aparece en la fórmula molecular la masa atómica de cada elemento que lo compone:

$$M(\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2) = 8 \cdot 12,01 + 10 \cdot 1,008 + 4 \cdot 14,01 + 2 \cdot 16,00 = 194,2 \text{ u}$$

La masa molecular de la cafeína es 194,2 u.

- b) Como la masa molecular de la cafeína es 194,2 u, la masa de un mol de cafeína es 194,2 g.
- c) En 100 gramos de cafeína hay:

$$\frac{100 \text{ g}}{194,2 \text{ g/mol}} = 0,51 \text{ mol de cafeína}$$

Como cada mol tiene el número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$, de moléculas, en 100 g de cafeína hay:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} \cdot 0,51 \text{ mol} = 3,10 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$$

- d) Cada molécula de cafeína, $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$, tiene 10 átomos de hidrógeno. En 100 g de cafeína hay, por tanto, $31 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.

13 El hidróxido de amonio es un líquido incoloro que se forma al disolver amoniaco en agua. Se encuentra en muchos limpiadores industriales y es un producto bastante tóxico que puede generar problemas respiratorios al inhalarlo así como quemaduras graves si entra en contacto con la piel. Calcula su composición centesimal.

SOLUCIÓN

El hidróxido de amonio tiene la fórmula molecular, NH_4OH . La masa molecular del compuesto es:

$$M(\text{NH}_4\text{OH}) = 14,01 + 5 \cdot 1,008 + 16,00 = 35,05 \text{ u}$$

La composición centesimal del hidróxido de amonio es:

$$\frac{14,01}{35,05} = 39,97\% \text{ de nitrógeno}$$

$$\frac{5 \cdot 1,008}{35,05} = 14,38\% \text{ de hidrógeno}$$

$$\frac{16,00}{35,05} = 45,65\% \text{ de oxígeno}$$

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

4. EJERCICIO RESUELTO

El análisis de un compuesto ha dado como consecuencia los siguientes resultados: 168 gramos de carbono, 28 g de hidrógeno y 224 g de oxígeno. Sabiendo que su masa molecular es de 60 unidades de masa atómica, calcula su fórmula empírica y molecular.

SOLUCIÓN

Sabemos que la masa de un mol de átomos de carbono es 12 g, la de un mol de átomos de hidrógeno es 1 g y la de un mol de átomos de oxígeno es de 16 g. Así que en el análisis de ese compuesto se tiene:

$$\frac{168 \text{ g}}{12,00 \text{ g/mol}} = 14 \text{ mol de átomos de carbono}$$

$$\frac{28 \text{ g}}{1,008 \text{ g/mol}} = 28 \text{ mol de átomos de hidrógeno}$$

$$\frac{224 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 14 \text{ mol de átomos de oxígeno}$$

La fórmula empírica tendrá estos átomos en la proporción 14:28:14, es decir: CH_2O .

Además, la masa molecular del compuesto es de 60 u, que corresponde a:

$$M(\text{CH}_2\text{O}) = 2 \cdot 12,00 + 4 \cdot 1,008 + 2 \cdot 16,00 = 40 \text{ u}$$

Luego la fórmula molecular del compuesto es $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$. Es decir, ácido acético.

- 14** En un determinado óxido de azufre el porcentaje de azufre resulta del 40 %.
Calcula su fórmula empírica.

SOLUCIÓN

Si el óxido de azufre tiene un 40 % de azufre, tiene entonces un 60 % de oxígeno. En 100 g de óxido hay:

$$\frac{40 \text{ g}}{32,07 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol de átomos de azufre}$$

$$\frac{60 \text{ g}}{16,00 \text{ g/mol}} = 3,75 \text{ mol de átomos de oxígeno}$$

Así pues, la proporción de átomos de azufre y carbono en la fórmula empírica es de 1:3: SO_3 .

- 15** El nitrato de amonio es una sustancia que se utiliza como fertilizante y en cuya fabricación se utilizan el ácido nítrico y el amoníaco. Calcula cuál de esas tres sustancias es más rica en nitrógeno.

SOLUCIÓN

El nitrato de amonio, NH_4NO_3 tiene masa molecular

$$M(\text{NH}_4\text{NO}_3) = 2 \cdot 14,01 + 4 \cdot 1,008 + 3 \cdot 16,00 = 80,05 \text{ u}$$

Y porcentaje de nitrógeno:

$$\frac{2 \cdot 14,01}{80,05} = 35\% \text{ de nitrógeno}$$

El ácido nítrico, HNO_3 tiene masa molecular:

$$M(\text{HNO}_3) = 14,01 + 1,008 + 3 \cdot 16,00 = 63,02 \text{ u}$$

continúa →

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Y porcentaje de nitrógeno:

$$\frac{14,01}{63,02} = 22,23\% \text{ de nitrógeno}$$

El amoníaco, NH_3 tiene masa molecular:

$$M(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,008 = 17,03 \text{ u}$$

Y porcentaje de nitrógeno:

$$\frac{14,01}{17,03} = 82,25\% \text{ de nitrógeno}$$

El amoníaco es, de las tres sustancias, la más rica en nitrógeno.

- 16** La glicerina se utiliza en la industria de los cosméticos y también en la farmacéutica. Tenemos una muestra de glicerina que contiene 576 g de carbono, 128 mol de átomos de hidrógeno y $2,89 \cdot 10^{25}$ átomos de oxígeno. Sabiendo un mol de glicerina tiene una masa de 92 g, calcula su fórmula molecular.

SOLUCIÓN

En la muestra hay:

$$\frac{576 \text{ g}}{12,00 \text{ g/mol}} = 48 \text{ mol de átomos de carbono}$$

128 moles de átomos de hidrógeno.

Y:

$$\frac{2,89 \cdot 10^{25} \text{ átomos}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol}} = 48 \text{ mol}$$

Las tres cantidades (48, 128 y 48) son múltiplos de 16, y la proporción de ellas es 3:8:3.

La fórmula empírica de la glicerina es, por tanto, $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.

Como

$$\begin{aligned} 3 \cdot \text{masa atómica de C} + 8 \cdot \text{masa atómica de H} + 3 \cdot \text{masa atómica de O} &= \\ = 3 \cdot 12,00 + 8 \cdot 1,008 + 3 \cdot 16,00 &= 92,06 \text{ u} \end{aligned}$$

Coincide con la masa molecular de la glicerina, la fórmula empírica y molecular coinciden.

LA ARENA Y LA MADERA. DENSIDAD

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

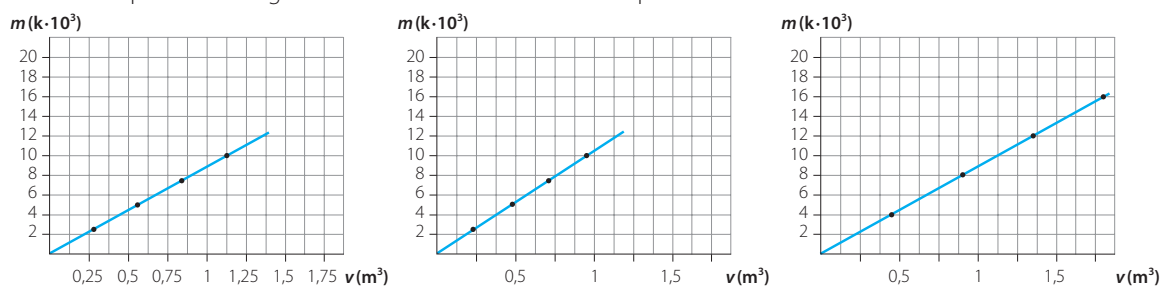
La materia presenta una serie de propiedades que se utilizan para distinguir y diferenciar a las distintas sustancias químicas. De esta forma cada elemento químico se puede identificar por su densidad, punto de fusión y de ebullición, color, brillo, etc.

- 17 A continuación se indican los datos de la masa y el volumen para tres elementos químicos puros:

Elemento A	Masa (kg)	2500	5000	7500	10 000
	Volumen (m ³)	0,28	0,56	0,84	1,12
Elemento B	Masa (kg)	4000	8000	12 000	16 000
	Volumen (m ³)	0,45	0,90	1,35	1,80
Elemento C	Masa (kg)	2500	5000	7500	10 000
	Volumen (m ³)	0,23	0,48	0,71	0,95

SOLUCIÓN

- a) Realiza la representación gráfica de la masa frente al volumen para cada elemento.



- b) ¿Qué forma tienen las gráficas? ¿Qué información proporciona la pendiente de cada gráfica?

Se observa, que en todos los casos, la gráfica es una recta que pasa por el origen de coordenadas. De lo cual se deduce que las dos magnitudes representadas, la masa y el volumen, son directamente proporcionales y se relacionan mediante una constante de proporcionalidad que se obtiene de la pendiente de la recta:

$$\text{Pendiente} = \frac{\text{Masa}}{\text{Volumen}}$$

La pendiente de la recta representa, en esta gráfica, la densidad de la sustancia:

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

- c) ¿Podemos afirmar que los elementos A y B son el mismo?

Las gráficas de las sustancias A y B son idénticas. Por tanto, tienen la misma densidad y podrían corresponder, en un principio, al mismo elemento químico:

$$d_A = 8900 \text{ kg/m}^3; d_B = 8900 \text{ kg/m}^3$$

Pero para poder afirmarlo con seguridad tendríamos que confirmarlo con otras propiedades características, como, por ejemplo, las temperaturas de fusión y de ebullición.

- d) ¿Podemos afirmar que los elementos A y C son diferentes?

Las gráficas y, como consecuencia, la densidad de los elementos A y C, son diferentes:

$$d_A = 8900 \text{ kg/m}^3; d_C = 10\,500 \text{ kg/m}^3$$

Como conclusión, podemos afirmar, sin ningún género de dudas, que ambas sustancias son diferentes.

- e) Consulta una tabla de densidades e identifica a los elementos químicos A, B y C.

La densidad de los elementos A y B es de 8900 kg/m³, valor que puede corresponder a los metales níquel y cobalto. La densidad del elemento C es de 10 500 kg/m³, que coincide con la densidad de la plata.

LA ARENA Y LA MADERA. DENSIDAD

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Los métodos de separación tienen por objeto separar o aislar los diferentes constituyentes de una mezcla para obtener sustancias puras: elementos o compuestos. Las separaciones son de tipo químico o físico según que en ellas intervengan o no reacciones químicas. Generalmente, las separaciones químicas van seguidas de separaciones físicas. Para obtener sustancias puras es necesario que las separaciones sean efectivas y que se hayan repetido un número suficiente de veces. Las pequeñas cantidades de impurezas son muy difíciles de eliminar; el coste de los reactivos es proporcional a su pureza.

Según la pureza, los reactivos químicos se clasifican en:

- Para análisis → pureza $\geq 99,5$ %.
- Purísimo → pureza $\geq 98,5$ %.
- Puro → pureza $\geq 95,0$ %.
- Comercial → pureza $\geq 90,0$ %.

18 Indica los métodos que utilizarías para separar las diferentes mezclas.

SOLUCIÓN

- a) Mezcla heterogénea formada por dos líquidos inmiscibles como heptano (o aceite) y agua.

Empleando un embudo de decantación. El líquido más denso (agua), se sitúa en la parte inferior, y el menos denso (heptano), sobre el agua, separado por una superficie nítida.

Al abrir la llave del embudo comienza a caer por gravedad el agua, y cuando toda el agua haya caído en un vaso, se coloca otro vaso y se comienza a recoger el heptano.



- b) Arenas y gravas con diferentes tamaños de grano.

El tamizado permite separar sólidos troceados o pulverizados. De acuerdo con su tamaño, atraviesan o no las mallas metálicas de un tamiz, pasando por acción de la gravedad o mediante sacudidas.

- c) La nata y la leche desnatada.

La nata es un producto lácteo rico en materia grasa que se obtiene de la leche por centrifugación. Para ello se coloca la mezcla en un aparato denominado centrifugadora, donde gira a gran velocidad. Al comunicar una acción de giro a la leche, las partículas en suspensión se ven sometidas a la acción de fuerzas centrífugas superiores a las de la gravedad. Las partículas de mayor masa llegan antes a una cierta distancia del eje de giro vertical y pueden separarse. El líquido claro se recoge cerca del eje de giro.

El resultado final es leche desnatada y una emulsión de grasa en agua (suero lácteo) que es la nata.

- d) Agua destilada a partir del agua del mar.

Por destilación sencilla se puede obtener agua del agua salada. La destilación permite el paso al estado de vapor de un componente, el agua, de una disolución líquida, el agua de mar, por calefacción y posterior condensación, por enfriamiento. Con una destilación simple es prácticamente imposible separar los componentes en un 100 %. Por ello se suele utilizar la destilación fraccionada.

continúa →

SEPARACIÓN DE MEZCLAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- e) Alcohol a partir de productos de la fermentación de la vid (vinos) o de cereales (whiskys).



Por destilación fraccionada, muy eficaz cuando la separación por destilación simple resulta difícil, por la proximidad de los puntos de ebullición de los distintos componentes. Se fundamenta en intercalar entre el matraz y el refrigerante una columna de destilación llena de bolitas de vidrio. Los vapores ascienden entre los anillos fríos y se vuelven a condensar sobre ellos. Los nuevos vapores calientan este líquido condensado, que vuelve a evaporarse, asciende y se recondensa otra vez más arriba.

Cada vez que tiene lugar una evaporación, el vapor se enriquece en el componente más volátil, y cada vez que tiene lugar una condensación, el líquido queda enriquecido en el componente menos volátil. Como resultado el componente más volátil sale por la parte alta de la columna y se condensa en el refrigerante.

Las diferentes fracciones del petróleo se separan por este método físico.

- f) Mezcla heterogénea formada por un líquido con partículas sólidas en suspensión.

Realizando una filtración. Para ello se hace pasar la mezcla por un filtro de papel colocado sobre un embudo, que actúa como un fino tamiz reteniendo las partículas sólidas (residuo sólido) y dejando pasar el líquido (filtrado) que cae, por efecto de la gravedad, sobre un recipiente (matraz erlenmeyer) situado bajo el embudo. Las fibras del papel de filtro permiten entre ellas la existencia de espacios y poros, que oscilan entre $0,5 \mu\text{m}$ y $5 \mu\text{m}$, por los que se cuela el líquido. Los filtros más utilizados en el laboratorio son el papel de filtro y las placas filtrantes.



- g) Pigmentos (clorofilas, carotenos y xantofilas) de un extracto de hojas verdes de espinacas.

En el reino vegetal se encuentran todos los colores del espectro, predominando los colores primarios: verde, amarillo, rojo y azul. Estos colores son conferidos a los vegetales por compuestos químicos llamados pigmentos. En las hojas se encuentran pigmentos verdes (clorofilas), amarillos (xantofilas) y carotenos (amarillo-naranja).

Estos pigmentos se pueden separar mediante la cromatografía; técnica de separación de una mezcla de solutos contenidos en un mismo disolvente, basado en la distinta movilidad de cada uno de los solutos en un medio (fase estacionaria), cuando la mezcla es arrastrada por un fluido (fase móvil), que se mueve en el seno de la fase estacionaria.

Con la cromatografía se obtienen buenas separaciones, por lo que se usa en los centros de investigación y en los laboratorios industriales. Sin la ayuda de la cromatografía, los progresos en la identificación, purificación y separación de vitaminas, hormonas, aminoácidos, proteínas, etc., no hubieran sido posibles.

TRANSFORMACIÓN DE SUSTANCIAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

La transformación de las sustancias químicas forma parte de los conocimientos más antiguos de la humanidad. Pero no fue hasta el siglo XVIII en que Antoine Lavoisier, considerado el padre de la química moderna, estableció las bases de esta ciencia basándose en la balanza como instrumento fundamental de laboratorio y en un tratamiento cuantitativo de la transformación de las sustancias, y así, depurar a la alquimia de sus tendencias religiosas y mágicas. En 1789, en su *Tratado Elemental de Química*, desarrollaba el principio de conservación de la materia. Isaac Newton había defendido la idea de que la masa de un cuerpo permanecía constante a través de todos los cambios físicos. Lavoisier demostró, a continuación, que lo mismo era cierto para los cambios químicos.

En 1794, a los 51 años, Lavoisier fue guillotinado durante la Revolución Francesa por colaborar en el cobro de impuestos durante la monarquía. El presidente del tribunal pronunció una famosa frase al condenarle: «La República no necesita sabios». El matemático Joseph Louis Lagrange, pronunció otra famosa frase: «Ha bastado un instante para cortar su cabeza, pero serán necesarios más de cien años antes de que nazca otra igual».

5. EJERCICIO RESUELTO

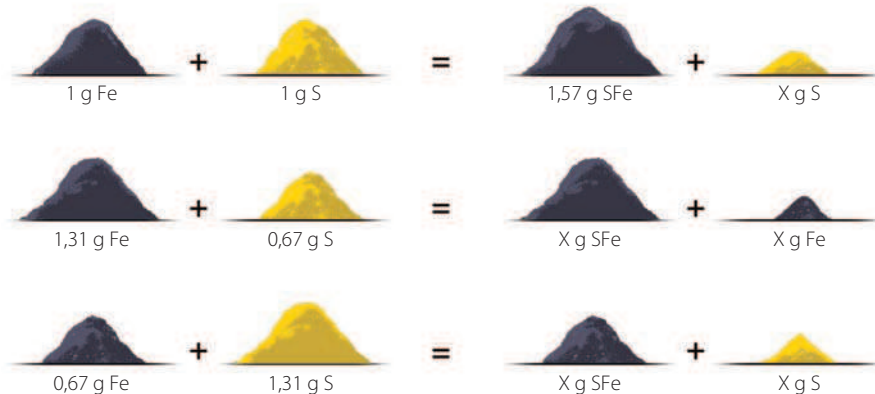
En una experiencia de laboratorio se introduce en un tubo de ensayo 1,00 g de hierro y 1,00 g de azufre. Después de calentar se observa una reacción química en la que se han formado 1,57 g de sulfuro de hierro, quedando un exceso de azufre que no ha reaccionado.

En una segunda experiencia se hacen reaccionar 1,31 g de hierro y 0,63 g de azufre.

En la tercera experiencia se combinan 0,63 g de hierro con 1,31 g de azufre.

SOLUCIÓN

- a) Para la primera experiencia.
¿Qué cantidad de exceso de azufre queda sin reaccionar?



Aplicando la ley de conservación de la masa:

$$\boxed{\text{Masa inicial} = 1 \text{ g de Fe} + 1 \text{ g de S} \quad \text{Masa final} = 1,57 \text{ g de FeS} + X \text{ g de S exceso}} \rightarrow \text{Masa inicial} = \text{Masa final}$$

De donde se deduce que:

$$x \text{ g de S exceso} = \text{Masa inicial} - 1,57 \text{ g de FeS} = 0,43 \text{ g de S en exceso}$$

La relación de combinación entre el hierro y el azufre para formar sulfuro de hierro es de:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{1,00 \text{ g de Fe}}{0,57 \text{ g de S}} = 1,75$$

Si, en otro caso, la relación es superior a la relación de combinación exacta, habrá exceso de hierro, y si es inferior, exceso de azufre.

continúa →

TRANSFORMACIÓN DE SUSTANCIAS

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

b) En la segunda experiencia, ¿qué reactivo quedará en exceso y en qué cantidad? ¿Cuál reaccionará totalmente?

¿Cuántos gramos de sulfuro de hierro se formarán? ¿Cuál es la composición centesimal del sulfuro de hierro?

En la segunda experiencia la relación de masas entre el hierro y el azufre es:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{1,31 \text{ g de Fe}}{0,63 \text{ g de S}} = 2,1$$

Como es mayor que la relación de combinación (1,57) hay un exceso de Fe. Los 0,63 g de S reaccionarán totalmente.

Para calcular la cantidad de Fe que reacciona se parte de la relación de combinación, sustituyendo la masa de S que reacciona por completo:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = 1,75 = \frac{m_{\text{Fe}}}{0,63 \text{ g de S}} \rightarrow m_{\text{Fe}} = 1,75 \cdot 0,63 \text{ g} = 1,10 \text{ g de Fe}$$

La cantidad de Fe que no reacciona, se obtiene por diferencia entre los 1,31 g y lo que se combina:

$$1,31 \text{ g} - 1,10 \text{ g} = 0,21 \text{ g de exceso de Fe}$$

Según la ley de conservación de la masa se formarán $0,63 \text{ g} + 1,10 \text{ g} = 1,73 \text{ g}$ de sulfuro de hierro.

Conociendo que en 1,73 g de sulfuro de hierro hay 1,10 g de Fe y 0,63 g de S, la composición centesimal será:

$$\frac{1,73 \text{ g de FeS}}{0,63 \text{ g de S}} = \frac{100 \text{ g de FeS}}{\% \text{ de S}} \rightarrow \% \text{ S} = 36,4 \% ; \frac{1,73 \text{ g de FeS}}{1,10 \text{ g de Fe}} = \frac{100 \text{ g de FeS}}{\% \text{ de Fe}} \rightarrow \% \text{ Fe} = 65,6 \%$$

c) En la tercera experiencia. ¿Cuál es el reactivo limitante de la reacción? ¿Qué cantidad de sulfuro de hierro se formará? ¿Cuál es el porcentaje de cada elemento en el producto formado?

En la tercera experiencia la relación de masas entre el Fe y el S es:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{0,63 \text{ g Fe}}{1,31 \text{ g S}} = 0,48$$

Como es menor que la relación de combinación (1,57) hay un exceso de S. Los 0,63 g de Fe reaccionarán totalmente.

Para calcular la cantidad de S que reacciona se parte de la relación de combinación, sustituyendo la masa de Fe que reacciona por completo:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = 1,75 = \frac{0,63 \text{ g de Fe}}{m_{\text{S}}} \rightarrow m_{\text{S}} = \frac{0,63 \text{ g}}{1,75} = 0,36 \text{ g de S}$$

La cantidad de S que queda sin reaccionar se obtiene por diferencia entre los 1,31 g iniciales y lo que reacciona:

$$1,31 \text{ g} - 0,36 \text{ g} = 0,95 \text{ g de exceso de azufre}$$

Según la ley de conservación de la masa se formarán $0,63 \text{ g} + 0,36 \text{ g} = 0,99 \text{ g}$ de sulfuro de hierro.

Conociendo que en 0,99 g de sulfuro de hierro hay 0,63 g de Fe y 0,36 g de S, la composición centesimal se obtiene por las relaciones siguientes:

$$\frac{0,99 \text{ g de FeS}}{0,36 \text{ g de S}} = \frac{100 \text{ g de FeS}}{m_{\text{S}}} \rightarrow m_{\text{S}} = 36,4 \text{ g} \rightarrow \% \text{ S} = 36,4 \%$$

$$\frac{0,99 \text{ g de FeS}}{0,63 \text{ g de Fe}} = \frac{100 \text{ g de FeS}}{m_{\text{Fe}}} \rightarrow m_{\text{Fe}} = 65,6 \text{ g} \rightarrow \% \text{ Fe} = 65,6 \%$$

Se comprueba que la composición centesimal del sulfuro de hierro es la misma en ambos casos, aunque las cantidades que se combinan hayan sido diferentes.

d) ¿Es correcto afirmar que la ley de Lavoisier conduce a la idea de ecuación química?

Es correcto. La ecuación química se sustenta en dos pilares: la ley de conservación de la masa y la formulación moderna de los compuestos químicos, cuyos principios sistemáticos se deben a un conjunto de notables químicos, entre los cuales se encuentra Lavoisier.

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Hasta principios del siglo xx se pensó que la ley de conservación de la masa era rigurosamente exacta. Sin embargo, Albert Einstein en 1905, demostró que la variación de energía iba siempre acompañada de una variación de masa, según la expresión:

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$$

ΔE = variación de energía Δm = variación de masa c^2 = velocidad de la luz (300 000 km/s)

Al intervenir en el segundo miembro de la ecuación un valor tan alto y, además, elevado al cuadrado, puede comprenderse fácilmente que basta una pequeñísima pérdida de masa para que se libere una gran cantidad de energía. Para ser exactos hay que hablar de un principio de conservación de la masa-energía. Pero las variaciones de energía que tienen lugar en las reacciones químicas normales (no nucleares) son suficientemente pequeñas para que la variación de masa que le acompaña sea despreciable. Por esto se dice que la masa puede considerarse como energía condensada.

La energía del Sol procede de la pérdida de masa que tiene lugar en un proceso nuclear de fusión, parte de la masa del hidrogeno solar se va transformando lentamente en energía.

19 ¿Es correcto afirmar que la materia se transforma en energía?

SOLUCIÓN

La ecuación de Einstein no significa que la masa se transforme en energía o viceversa, sino que la aparición o desaparición de energía va acompañada de la aparición o desaparición, respectivamente, de una cierta masa.

6. EJERCICIO RESUELTO

Calcula la energía que acompaña a una variación de masa de 1 g en una reacción nuclear.

SOLUCIÓN

$$\Delta E = \Delta m \cdot c^2 = 10^{-3} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 = 9 \cdot 10^{13} \text{ J} = 9 \cdot 10^{10} \text{ kJ}$$

20 ¿Hasta qué altura se podrían elevar diez millones de toneladas con la energía que se obtiene de la desintegración de un gramo de material radiactivo?

SOLUCIÓN

Con la energía de $9 \cdot 10^{10}$ kJ aplicada a 10^7 kg se podría elevar, si se transformase totalmente en energía potencial, hasta casi una altura de un kilómetro.

$$E = 9 \cdot 10^{13} \text{ J} = m g h = 10^7 \text{ kg} \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot h \rightarrow h = 918 \text{ m}$$

21 Si en una reacción química se desprenden 418 kJ, ¿cuál será la pérdida de masa que le acompaña? ¿Se podría apreciar por una balanza?

SOLUCIÓN

$$\Delta E = \Delta m c^2 = 418 000 \text{ J} = \Delta m \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 \rightarrow \Delta m = 0,000 000 004 7 \text{ g}$$

La balanza analítica mas sensible tiene una precisión de 0,000 001 g; sería incapaz de apreciar una variación de masa tan pequeña.

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

- 22 Una central nuclear de fisión utiliza como combustible el isótopo U-235. En el proceso de fisión, por cada átomo de uranio se produce una variación de masa de 0,216 u, ¿qué energía se producirá por cada átomo de uranio fisionado? ¿Y por cada mol de uranio? Dato: $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.

SOLUCIÓN

En primer lugar transformamos 0,216 u en kilogramos:

$$0,216 \text{ u} \cdot \frac{1,66 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1 \text{ u}} = 2,19 \cdot 10^{-28} \text{ kg}$$

A continuación, calculamos la energía que se desprende por cada átomo de uranio y que acompaña a la variación de masa:

$$\Delta E = \Delta m c^2 = 2,19 \cdot 10^{-28} \text{ kg} \cdot (3 \cdot 10^8 \text{ m/s})^2 = 1,97 \cdot 10^{11} \text{ J}$$

Como un mol de uranio o de cualquier otro elemento químico contiene el número de Avogadro de átomos, $6,02 \cdot 10^{23}$, la cantidad de energía que se desprende se obtiene multiplicando dicho valor por el valor de la energía desprendida en la fisión de un átomo de uranio:

$$\Delta E = (1,97 \cdot 10^{11} \text{ J/átomo de U-235}) \cdot (6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos/1 mol}) = 1,19 \cdot 10^{13} \text{ J}$$

Actualmente, se conocen compuestos sólidos que no cumplen la ley de las proporciones definidas, debido a defectos en su red cristalina. Como, por ejemplo, los semiconductores, los óxidos y sulfuros de metales de transición, etc. Estos compuestos reciben el nombre de compuestos no estequiométricos o bertóolidos en honor a Berthollet, quien creía que la composición de un compuesto variaba según el método por el que se había preparado. Por otro lado, la ley de Proust no implica que la combinación de dos o más elementos origine siempre el mismo compuesto. La combinación de los mismos elementos puede originar compuestos diferentes, como dedujo John Dalton en 1803 a partir de su teoría atómica. Fue el primero que descubrió la ceguera para los colores que él mismo sufrió. Por esta razón a esta alteración visual se la denomina daltonismo.

- 23 Al calentar una masa de 3,971 g de cobre se observa que reacciona exactamente con 1,000 g de oxígeno. Al cambiar las condiciones experimentales, 1,000 g de oxígeno reacciona totalmente en este caso con 7,942 g de cobre.

SOLUCIÓN

- a) ¿Qué cantidad de óxido de cobre se formará en cada ensayo?

Al hacer reaccionar oxígeno con cobre, la cantidad que se obtiene de óxido de cobre es de 4,971 g, en el primer caso, y de 8,942 g en el segundo.

- b) ¿Se cumple la ley de proporciones definidas?

Esto no significa que no se cumpla la ley de las proporciones definidas, porque se forman dos óxidos de cobre diferentes y la ley anterior se refiere a un mismo compuesto. Si dividimos los gramos de cobre que en ambos casos se combinan con un gramo de oxígeno, comprobamos que se obtiene una relación muy sencilla.

$$\frac{7,942 \text{ g}}{3,971 \text{ g}} = 2$$

- c) Calcula la composición centesimal en cada caso.

La composición centesimal determina la masa de cada elemento que hay en 100 g de compuesto.

continúa →

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

Para el primer caso:

$$\frac{4,971 \text{ g de óxido}}{3,971 \text{ g de Cu}} = \frac{100 \text{ g de óxido}}{\% \text{ de Cu}} \rightarrow \% \text{ Cu} = 79,9\% ; \frac{4,971 \text{ g de óxido}}{1 \text{ g de O}} = \frac{100 \text{ g de óxido}}{\% \text{ de O}} \rightarrow \% \text{ O} = 20,1\%$$

Para el segundo ensayo:

$$\frac{8,942 \text{ g de óxido}}{7,942 \text{ g de Cu}} = \frac{100 \text{ g de óxido}}{\% \text{ de Cu}} \rightarrow \% \text{ Cu} = 88,8\% ; \frac{8,942 \text{ g de óxido}}{1 \text{ g de O}} = \frac{100 \text{ g de óxido}}{\% \text{ de O}} \rightarrow \% \text{ O} = 11,2\%$$

d) Escribe la fórmula de cada uno de los óxidos.

Conocidas las masa atómicas; 63,5 u para el cobre y 16 u para el oxígeno, podemos determinar los moles de cada elemento que representa esa cantidad.

La fórmula del compuesto es para el primer caso: $\text{Cu}_{1,2}\text{O}_{1,2}$.

Y para el segundo ensayo: $\text{Cu}_{1,35}\text{O}_{0,70}$.

Para obtener los subíndices como números enteros dividimos ambos números por el más pequeño, resultando que el primero de los compuestos corresponde al óxido de cobre (II), de fórmula CuO , y el segundo, al óxido de cobre (I), con el doble de átomos de cobre Cu_2O .

e) Enuncia la ley que se puede deducir de las dos experiencias.

La ley que se deduce de estas dos experiencias es que las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro elemento están siempre en una relación numérica sencilla. Esta relación se conoce como ley de las proporciones múltiples.

En 1792, antes de que fueran establecidas las leyes de Proust y Dalton, Jeremias Richter, al estudiar fenómenos de neutralización de ácidos y bases, observó que las masas de diferentes elementos que se combinan con la misma masa de otro elemento común son iguales (o son múltiplos o submúltiplos sencillos) a las masas con que aquellos elementos se combinan entre sí. Dicha ley se conoce como la ley de las proporciones recíprocas o ley de Richter.

- 24** En cuatro reacciones diferentes se han utilizado la misma cantidad de hidrógeno frente a tres elementos diferentes. Los resultados obtenidos se indican en la tabla:

Elemento A		Elemento B
1 g de hidrógeno	Se combina exactamente con	8 g de oxígeno
1 g de hidrógeno	Se combina exactamente con	3 g de carbono
1 g de hidrógeno	Se combina exactamente con	20 g de calcio

SOLUCIÓN**a) Calcula la cantidad de producto que se formará en cada caso.**

De los datos de la tabla se obtienen las siguientes cantidades:



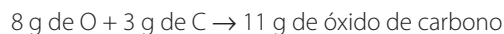
continúa →

LEYES PONDERALES DE LA QUÍMICA

NOMBRE: _____ CURSO: _____ FECHA: _____

b) Determina la relación con que se combinan entre sí y la fórmula empírica de los compuestos formados entre los elementos.*Oxígeno y carbono:*

Al combinarse el oxígeno y el carbono entre sí lo hacen en la misma relación en masa, según la ley de Richter:



La composición centesimal de cada elemento es:

$$\frac{8 \text{ g O}}{11 \text{ g dióxido de carbono}} \cdot 100 = 72,7 \% \text{ de O} ; \frac{3 \text{ g de C}}{11 \text{ g dióxido de carbono}} \cdot 100 = 27,3 \% \text{ de C}$$

Las masas atómicas del oxígeno y del carbono son, respectivamente, 16 g/mol y 12 g/mol. Por tanto, el número de moles relativos se obtiene dividiendo el porcentaje de cada uno entre sus masas atómicas.

$$\frac{72,7 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 4,54 \text{ mol de O} ; \frac{27,3 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 2,29 \text{ mol de C}$$

Dividiendo estos valores entre el menor se obtiene.

$$\text{O} \rightarrow \frac{4,54}{2,29} = 2 ; \text{C} \rightarrow \frac{2,29}{2,29} = 1$$

Como conclusión, la fórmula empírica del óxido de carbono es CO_2 .*Oxígeno y calcio.*

Al combinarse el oxígeno y el calcio entre sí lo hacen en la relación:



La composición centesimal de cada elemento es:

$$\frac{8 \text{ g O}}{28 \text{ g óxido de calcio}} \cdot 100 = 28,6 \% \text{ de O} ; \frac{20 \text{ g de Ca}}{28 \text{ g óxido de calcio}} \cdot 100 = 71,4 \% \text{ de Ca}$$

El número de moles relativos se obtiene dividiendo el porcentaje de cada uno entre sus masas atómicas:

$$\frac{28,6 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 1,79 \text{ mol de O} ; \frac{71,4 \text{ g}}{40 \text{ g/mol}} = 1,79 \text{ mol de Ca}$$

Como consecuencia, la fórmula empírica del óxido de calcio es CaO .