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 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:

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

- 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:

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

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

- 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:

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

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

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

- 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:

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

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

- 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

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

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

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

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:

a) Dos que pertenecen al mismo compuesto.

b) Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes que cumplen la ley de las proporciones múltiples.

c) La muestra de un compuesto imposible.

d) Si la fórmula de un compuesto es $CrCl_2$, ¿cuál es la del otro?

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.

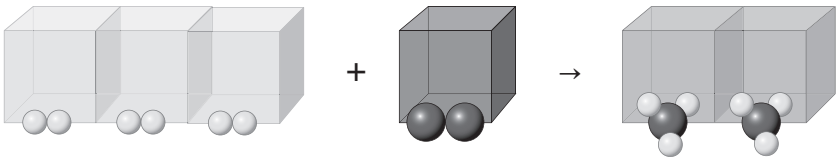
d) $CrCl_3$.

35. Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno se obtienen 2 L de amoniaco. 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 amoniaco.

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 3*x* moléculas en los 3 L de hidrógeno y 2*x* moléculas en 2 L de amoniaco.

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

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



Hidrógeno **Nitrógeno** **Amoniaco**

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

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.

$$5 \cdot 10^{25}\ \cancel{\text{átomos de platino}} \cdot \frac{195{,}1\ \text{g de platino}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{átomos de platino}}} =$$
$$= 16{,}2 \cdot 10^{3}\ \text{g de platino}$$

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

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

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

1 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?

$$M\,(SO_2) = 32 + 2 \cdot 16 = 64 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$8 \text{ g de } SO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } SO_2}{64 \text{ g de } SO_2} = 0{,}125 \text{ mol de } SO_2$$

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?**

$$\text{Masa molar de } Al_2O_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ g/mol} \rightarrow$$

$$50 \text{ g de Al} \cdot \frac{102 \text{ g de } Al_2O_3}{2 \cdot 27 \text{ g de Al}} = 94{,}4 \text{ g de } Al_2O_3$$

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?

$$M\,(AsH_3) = 74{,}9 + 3 \cdot 1 = 77{,}9 \text{ g/mol.}$$

$$\text{a) } 0{,}8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } AsH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } AsH_3}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } AsH_3} =$$

$$= 13{,}28 \text{ mol de } AsH_3$$

b) $13{,}28\ \cancel{\text{mol de } AsH_3} \cdot \dfrac{77{,}9 \text{ g de } AsH_3}{1\ \cancel{\text{mol de } AsH_3}} = 1{,}035 \cdot 10^3 \text{ g de } AsH_3$

c) $0{,}8 \cdot 10^{25}\ \cancel{\text{moléculas de } AsH_3} \cdot \dfrac{3 \text{ átomos de H}}{1\ \cancel{\text{molécula de } AsH_3}} =$

$= 2{,}4 \cdot 10^{25}$ átomos de H

d) $13{,}28\ \cancel{\text{mol de } AsH_3} \cdot \dfrac{74{,}9 \text{ g de As}}{1\ \cancel{\text{mol de } AsH_3}} = 994{,}7 \text{ g de As}$

44. **La urea es un compuesto de fórmula $CO(NH_2)_2$. 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?

$M\,(CO(NH_2)_2) = 12 + 16 + 2 \cdot (14 + 2 \cdot 1) = 60$ g/mol.

a) $5 \cdot 10^{24}\ \cancel{\text{moléculas de } CO(NH_2)_2} \cdot$

$\cdot \dfrac{1 \text{ mol de } \cancel{CO(NH_2)_2}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas de } CO(NH_2)_2}} \cdot$

$\cdot \dfrac{60 \text{ g de } CO(NH_2)_2}{1\ \cancel{\text{mol de } CO(NH_2)_2}} = 498{,}2 \text{ g de } CO(NH_2)_2 \text{ (urea)}$

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

$= 8{,}3$ mol de O

c) $5 \cdot 10^{24}\ \cancel{\text{moléculas de } CO(NH_2)_2} \cdot$

$\cdot \dfrac{1 \text{ mol de } \cancel{CO(NH_2)_2}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{moléculas de } CO(NH_2)_2}} \cdot$

$\cdot \dfrac{14 \cdot 2 \text{ g de N}}{1\ \cancel{\text{mol de } CO(NH_2)_2}} = 232{,}5 \text{ g de N}$

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

45. **La leche de magnesia se prepara disolviendo hidróxido de magnesio [$Mg(OH)_2$] 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.**

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

$$5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Mg}} \cdot$$

$$\frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg}} \cdot \frac{58{,}3 \text{ g de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} = 4{,}84 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

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?**

$$M\,(O_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ g/mol}; \; M\,(CO_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ g/mol}.$$

$$50 \text{ g de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{32 \text{ g de } O_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } O_2} = 9{,}41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$50 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 6{,}84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

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: $C_6H_{12}O_6$.**

$$M\,(C_6H_{12}O_6) = 6 \cdot 12 + 12 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ g/mol}.$$

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

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

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 $FeSO_4 \cdot 7\ H_2O$. Determina el porcentaje de agua de hidratación en este compuesto.**

$$M\,(FeSO_4 \cdot 7\ H_2O) = 55{,}8 + 32 + 4 \cdot 16 + 7 \cdot (2 \cdot 1 + 16) =$$

$$= 277{,}8\ \text{g/mol} \rightarrow \frac{18{,}7}{277{,}8} \cdot 100 = 45{,}36\%\ \text{de}\ H_2O$$

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:

$$S_{\frac{1{,}25}{1{,}25}}O_{\frac{3{,}75}{1{,}25}} \rightarrow SO_3$$

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: $Al_xH_yO_z$.

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

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

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

Por tanto:

$$Al_{\frac{1{,}28}{1{,}28}}H_{\frac{3{,}8}{1{,}28}}O_{\frac{3{,}85}{1{,}28}} \rightarrow AlO_3H_3 \rightarrow Al(OH)_3$$

1 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:

$$N_{\frac{2{,}174}{2{,}174}}O_{\frac{4{,}348}{2{,}174}}$$

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

$92/46 = 2 \rightarrow$ 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:

$$Na_{\frac{1{,}887}{0{,}943}}C_{\frac{0{,}943}{0{,}943}}O_{\frac{2{,}83}{0{,}943}} \rightarrow Na_2C_1O_3 \rightarrow Na_2CO_3$$

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.

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

Fórmula empírica: CH → M (CH) = 12 + 1 = 13 g/mol. Por tanto:

$$\frac{78 \text{ g/mol}}{13 \text{ g/mol}} = 6 \rightarrow \text{Fórmula molecular: } C_6H_6$$

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:

$$4 - 2{,}38 = 1{,}62 \text{ g de agua } (H_2O)$$
$$\text{y } 2{,}38 \text{ g de nitrato de cromo (III) anhidro } (Cr(NO_3)_3)$$

Fórmula del hidrato: $x\,Cr(NO_3)_3 \cdot y\,H_2O$.

$M\,(Cr(NO_3)_3) = 52 + (14 + 3 \cdot 16) \cdot 3 = 238$ g/mol.

$M\,(H_2O) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$ g/mol.

$$\frac{2{,}38 \text{ g de } Cr(NO_3)_3}{238 \text{ g/mol}} = 0{,}01 \text{ mol de } Cr(NO_3)_3;$$

$$\frac{1{,}62 \text{ g de } H_2O}{18 \text{ g/mol}} = 0{,}09 \text{ mol de } H_2O$$

$$\frac{0{,}01}{0{,}01} Cr(NO_3)_3 \cdot \frac{0{,}09}{0{,}01} H_2O$$

Fórmula del hidrato: $Cr(NO_3)_3 \cdot 9\,H_2O$

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:

$M\,(Al_2O_3) = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$ g/mol.

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

$M\,(AlF_3) = 27 + 3 \cdot 19 = 84$ g/mol.

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

La sustancia más rentable es el óxido de aluminio.