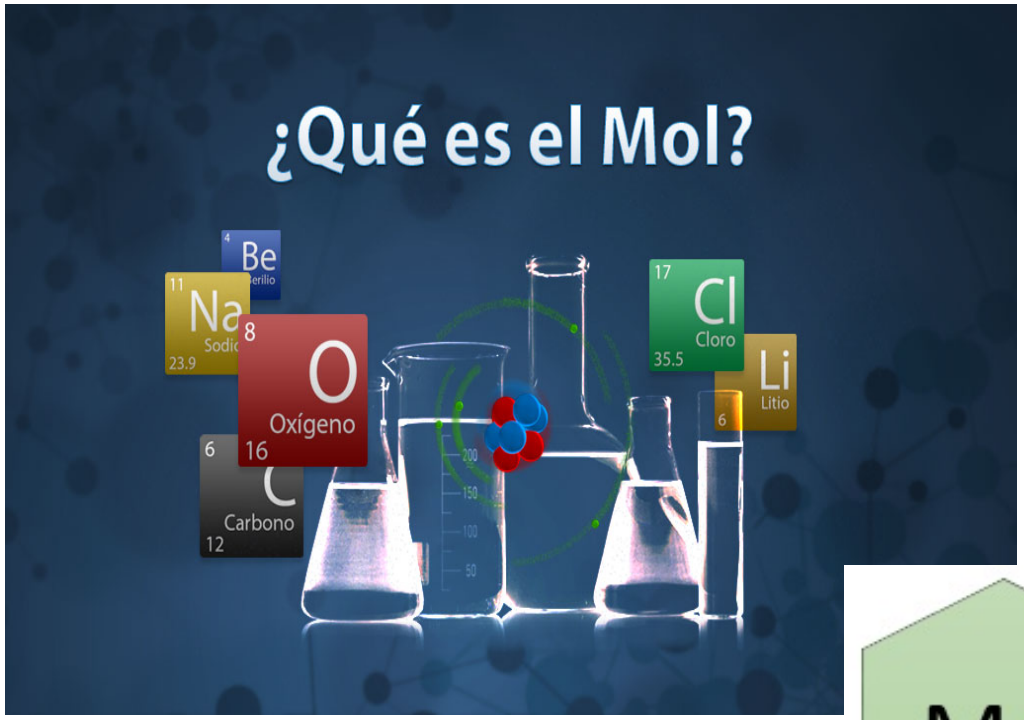
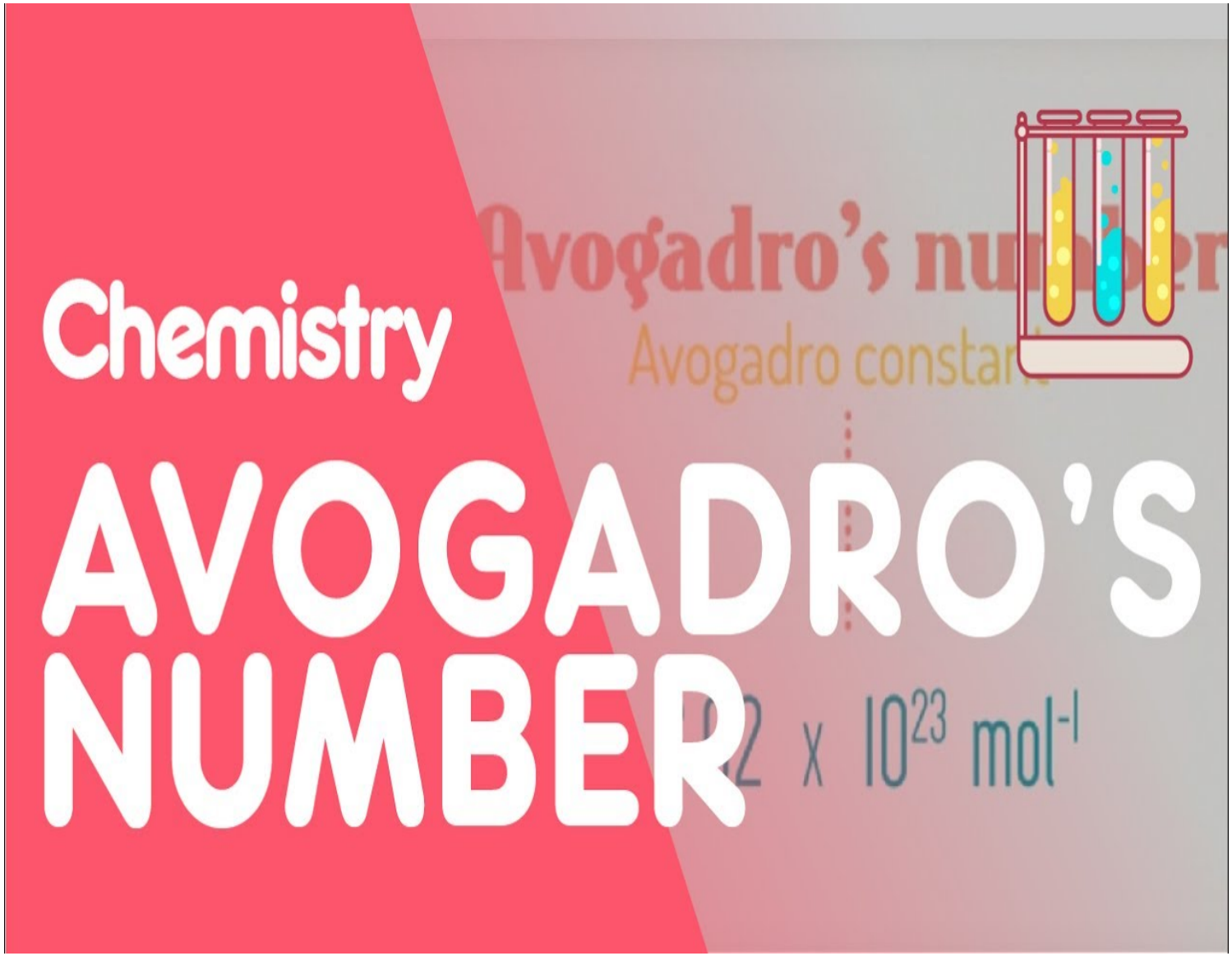


Mol

Unidad básica del Sistema Internacional de Unidades (SI)

www.cibertareas.com


Chemistry
AVOGADRO'S
NUMBER
Avogadro's number
Avogadro constant
2 x 10^23 mol^-1

LIBRO 4º

9 **Contesta en tu cuaderno:**

a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de aluminio?

b) Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de aluminio, ¿cuántos gramos de aluminio hay?

Dato: $M(A\ell) = 27$ u.

9 **Contesta en tu cuaderno:**

a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de aluminio?

b) Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de aluminio, ¿cuántos gramos de aluminio hay?

Dato: $M(A\ell) = 27$ u.

a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del aluminio deducimos que la masa de un mol de aluminio es de 27 g.

$$100\ \cancel{\text{g de A}\ell} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol de A}\ell}}{27\ \cancel{\text{g de A}\ell}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{át. de A}\ell}{1\ \cancel{\text{mol de A}\ell}} = 2{,}23 \cdot 10^{24}\ \text{át. de A}\ell$$

b) De nuevo empleamos los factores de conversión correspondientes:

$$5 \cdot 10^{22}\ \cancel{\text{át. de A}\ell} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol de A}\ell}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de A}\ell}} \cdot \frac{27\ \text{g de A}\ell}{1\ \cancel{\text{mol de A}\ell}} = 2{,}24\ \text{g de A}\ell$$

10 **Contesta en tu cuaderno:**

a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de plomo?

b) Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo hay?

Dato: $M(\text{Pb}) = 207{,}2$ u.

10 **Contesta en tu cuaderno:**

a) ¿Cuántos átomos tendremos en un bloque de 100 g de plomo?

b) Si tenemos $5 \cdot 10^{22}$ átomos de plomo, ¿cuántos gramos de plomo hay?

Dato: *M*(Pb) = 207,2 u.

a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del plomo deducimos que la masa de un mol de plomo es de 207,2 g. Por tanto:

$$100\ \cancel{\text{g de Pb}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol de Pb}}}{207{,}2\ \cancel{\text{g de Pb}}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{át. de Pb}}{1\ \cancel{\text{mol de Pb}}} = 2{,}91 \cdot 10^{23}\ \text{át. de Pb}$$

b) De nuevo empleamos los factores de conversión correspondientes. Queda lo siguiente:

$$5 \cdot 10^{22}\ \cancel{\text{át. de Pb}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol de Pb}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de Pb}}} \cdot \frac{207{,}2\ \text{g de Pb}}{1\ \cancel{\text{mol de Pb}}} = 17{,}2\ \text{g de Pb}$$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

a) Utilizamos el factor de conversión correspondiente para expresar la masa en función del número de átomos. A partir de la masa atómica del oxígeno y del carbono deducimos la masa de un mol de CO_2. Por tanto:

$$M(CO_2) = M(C) + M(O)\cdot 2 = 12 + 16\cdot 2 = 44 \text{ g/mol}$$

Entonces:

$$66 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44 \text{ g de } CO_2} = 1{,}5 \text{ mol de } CO_2$$

b) En un mol de CO_2 hay 2 mol de O:

$$1{,}5 \text{ mol de } CO_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de } CO_2} = 3 \text{ mol de O}$$

3 mol at O

$M(CO_2) = 44\ g/mol$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

c) $\dfrac{6'022 \cdot 10^{23}\ at\ C}{x} = \dfrac{44\ g}{66\ g} \Rightarrow x = 9'03 \cdot 10^{23}\ at\ C$

$M(CO_2) = 44\ g/mol$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

c) $$\frac{6'022 \cdot 10^{23}\ at\ C}{x} = \frac{1\ mol\ C}{1'5\ mol\ C}$$

$9'03 \cdot 10^{23}\ at\ C$

CO_2 12 + 16·2 = 44

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

d) $\frac{44 g\ CO_2}{66 g\ CO_2} = \frac{32 g\ O}{x} \Rightarrow x = 48 g\ O$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay? 3 mol O

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

d) $\frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g}} = \frac{3 \text{ mol O}}{x} \Rightarrow x = 48 \text{ g}$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

e) $\frac{44 g CO_2}{x} = \frac{12 g C}{3 g C} \Rightarrow x = 11 g CO_2$

11 Tenemos 66 g de CO_2.

a) ¿Cuántos moles de CO_2 hay?

b) ¿Cuántos moles de O hay?

c) ¿Cuántos átomos de C hay?

d) ¿Cuántos gramos de O hay?

e) ¿Cuántos gramos de CO_2 necesitamos para tener 3 g de C?

Datos: $M(C) = 12$ u; $M(O) = 16$ u.

e) $\frac{1 \text{ mol } CO_2}{x} = \frac{12 \text{ g C}}{3 \text{ g C}} \Rightarrow x =$

31 El magnesio y el platino son dos metales de color gris, pero de uso muy diferente. El magnesio se utiliza para fabricar fuegos artificiales, y el platino, para fabricar joyas.

a) ¿Cuántos átomos de magnesio tendremos en un trozo de 10 g de este metal?

b) ¿Cuántos átomos de platino tendríamos en un trozo de 10 g de platino?

c) ¿Cuál sería la masa de un trozo de platino que tuviese el mismo número de átomos que 10 g de magnesio?

Datos: $M(Mg) = 24{,}31$ u; $M(Pt) = 195{,}1$ u.

31 **El magnesio y el platino son dos metales de color gris, pero de uso muy diferente. El magnesio se utiliza para fabricar fuegos artificiales, y el platino, para fabricar joyas.**

a) ¿Cuántos átomos de magnesio tendremos en un trozo de 10 g de este metal?

b) ¿Cuántos átomos de platino tendríamos en un trozo de 10 g de platino?

c) ¿Cuál sería la masa de un trozo de platino que tuviese el mismo número de átomos que 10 g de magnesio?

Datos: *M*(Mg) = 24,31 u; *M*(Pt) = 195,1 u.

a) Como nos dan la masa atómica del magnesio, sabemos cuál es la masa de un mol de magnesio, y por tanto:

$$10\ \cancel{\text{g de Mg}} \cdot \frac{1\ \cancel{\text{mol de Mg}}}{24{,}31\ \cancel{\text{g de Mg}}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{át. de Mg}}{1\ \cancel{\text{mol de Mg}}} = 2{,}48 \cdot 10^{23}\ \text{át. de Mg}$$

31 El magnesio y el platino son dos metales de color gris, pero de uso muy diferente. El magnesio se utiliza para fabricar fuegos artificiales, y el platino, para fabricar joyas.

a) ¿Cuántos átomos de magnesio tendremos en un trozo de 10 g de este metal?

b) ¿Cuántos átomos de platino tendríamos en un trozo de 10 g de platino?

c) ¿Cuál sería la masa de un trozo de platino que tuviese el mismo número de átomos que 10 g de magnesio?

Datos: $M(\text{Mg}) = 24{,}31$ u; $M(\text{Pt}) = 195{,}1$ u.

b) Como nos dan la masa atómica del platino, sabemos cuál es la masa de un mol de platino, y por tanto:

$$10\ \cancel{\text{g de Pt}} \cdot \frac{\cancel{1\ \text{mol de Pt}}}{195{,}1\ \cancel{\text{g de Pt}}} \cdot \frac{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \text{át. de Pt}}{\cancel{1\ \text{mol de Pt}}} = 3{,}09 \cdot 10^{22}\ \text{át. de Pt}$$

31 El magnesio y el platino son dos metales de color gris, pero de uso muy diferente. El magnesio se utiliza para fabricar fuegos artificiales, y el platino, para fabricar joyas.

a) ¿Cuántos átomos de magnesio tendremos en un trozo de 10 g de este metal?

b) ¿Cuántos átomos de platino tendríamos en un trozo de 10 g de platino?

c) ¿Cuál sería la masa de un trozo de platino que tuviese el mismo número de átomos que 10 g de magnesio?

Datos: $M(\text{Mg}) = 24{,}31$ u; $M(\text{Pt}) = 195{,}1$ u.

c) Usamos el número de átomos calculado previamente:

$$2{,}48 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de Pt}} \cdot \frac{\cancel{1\ \text{mol de Pt}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de Pt}}} \cdot \frac{195{,}1\ \text{g de Pt}}{\cancel{1\ \text{mol de Pt}}} = 80{,}26\ \text{g de Pt}$$

32 Imagina que tienes 6 billones de billones de átomos de titanio. ¿Cuál será su masa? ¿Y si los átomos fuesen de mercurio?

Datos: $M(\text{Ti}) = 47{,}87$ u; $M(\text{Hg}) = 200{,}6$ u.

32 **Imagina que tienes 6 billones de billones de átomos de titanio. ¿Cuál será su masa? ¿Y si los átomos fuesen de mercurio?**

Datos: M(Ti) = 47,87 u; M(Hg) = 200,6 u.

Usamos la equivalencia entre mol y número de átomos y entre mol y masa. Para el caso del titanio:

$$6 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12}\ \cancel{\text{át. de Ti}} \cdot \frac{\cancel{1\ \text{mol de Ti}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de Ti}}} \cdot \frac{47{,}87\ \text{g de Ti}}{\cancel{1\ \text{mol de Ti}}} = 476{,}95\ \text{g de Ti}$$

Para el caso del mercurio:

$$6 \cdot 10^{12} \cdot 10^{12}\ \cancel{\text{át. de Hg}} \cdot \frac{\cancel{1\ \text{mol de Hg}}}{6{,}022 \cdot 10^{23}\ \cancel{\text{át. de Hg}}} \cdot \frac{200{,}6\ \text{g de Hg}}{\cancel{1\ \text{mol de Hg}}} = 1998{,}67\ \text{g de Hg}$$

33 Uno de los hidróxidos que forma el hierro es el $Fe(OH)_3$. Tenemos una muestra de 2,67 g de este hidróxido:

a) ¿Cuántos moles de hidróxido de hierro tenemos?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno tenemos?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?

Datos: $M(Fe) = 55,85$ u; $M(H) = 1,008$ u; $M(O) = 16,00$ u.

33 **Uno de los hidróxidos que forma el hierro es el $Fe(OH)_3$. Tenemos una muestra de 2,67 g de este hidróxido:**

a) ¿Cuántos moles de hidróxido de hierro tenemos?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno tenemos?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?

Datos: $M(Fe) = 55,85$ u; $M(H) = 1,008$ u; $M(O) = 16,00$ u.

a) Primero calculamos la masa molecular del hidróxido de hierro(III):

$$M\left[Fe(OH)_3\right] = M(Fe) + \left[M(O) + M(H)\right] \cdot 3 = 55,85 + \left[16,00 + 1,008\right] \cdot 3 = 106,874 \text{ g/mol}$$

A continuación calculamos la cantidad de sustancia:

$$2,67 \text{ g de } \cancel{Fe(OH)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Fe(OH)_3}{106,874 \text{ g de } \cancel{Fe(OH)_3}} = 0,025 \text{ mol de } Fe(OH)_3$$

33 **Uno de los hidróxidos que forma el hierro es el $Fe(OH)_3$. Tenemos una muestra de 2,67 g de este hidróxido:**

a) ¿Cuántos moles de hidróxido de hierro tenemos?

b) ¿Cuántos moles de hidrógeno tenemos?

c) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?

Datos: $M(Fe) = 55{,}85$ u; $M(H) = 1{,}008$ u; $M(O) = 16{,}00$ u.

b) La fórmula del hidróxido nos dice que por cada mol de $Fe(OH)_3$ hay 3 g de hidrógeno. Por tanto:

$$0{,}025 \text{ mol de } Fe(OH)_3 \cdot \frac{3 \text{ g de H}}{1 \text{ mol de } Fe(OH)_3} = 0{,}075 \text{ g de H}$$

c) Análogamente, la fórmula nos indica que en cada mol de $Fe(OH)_3$ hay $3 \cdot 16 = 48$ g de oxígeno. Por tanto:

$$0{,}025 \text{ mol de } Fe(OH)_3 \cdot \frac{48 \text{ g de O}}{1 \text{ mol de } Fe(OH)_3} = 1{,}20 \text{ g de O}$$

34 El ácido sulfhídrico (H_2S) es un gas inflamable que aparece cuando las bacterias descomponen materia orgánica, dando un olor a huevos podridos. En una muestra tenemos 2 billones de billones de moléculas de H_2S. ¿Cuántos g de H y de S hay?

Datos: $M(S) = 32{,}06$ u; $M(H) = 1{,}008$ u.

34 **El ácido sulfhídrico (H_2S) es un gas inflamable que aparece cuando las bacterias descomponen materia orgánica, dando un olor a huevos podridos. En una muestra tenemos 2 billones de billones de moléculas de H_2S. ¿Cuántos g de H y de S hay?**

Datos: M(S) = 32,06 u; M(H) = 1,008 u.

Por la fórmula del compuesto sabemos que en cada molécula de H_2S hay dos átomos de hidrógeno y un átomo de azufre. Por tanto, podemos calcular el número de átomos de H y, usando la equivalencia entre el mol y la masa, calcular lo que nos pide el enunciado.

Primero hay que calcular la masa molecular del H_2S:

$$M(H_2S) = M(H)\cdot 2 + M(S) = 1{,}008\cdot 2 + 32{,}06 = 34{,}076 \text{ g/mol}$$

Ahora usamos los factores de conversión necesarios. Para el caso del hidrógeno:

$$2\cdot 10^{12}\cdot 10^{12}\ \cancel{\text{moléc. de } H_2S}\cdot\frac{1\ \cancel{\text{mol de } H_2S}}{6{,}022\cdot 10^{23}\ \cancel{\text{moléc. de } H_2S}}\cdot\frac{34{,}076\ \cancel{\text{g de } H_2S}}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2S}}\cdot\frac{2{,}016 \text{ g de H}}{34{,}076\ \cancel{\text{g de } H_2S}} = 6{,}70 \text{ g de H}$$

Para el caso del azufre:

$$2\cdot 10^{12}\cdot 10^{12}\ \cancel{\text{moléc. de } H_2S}\cdot\frac{1\ \cancel{\text{mol de } H_2S}}{6{,}022\cdot 10^{23}\ \cancel{\text{moléc. de } H_2S}}\cdot\frac{34{,}076\ \cancel{\text{g de } H_2S}}{1\ \cancel{\text{mol de } H_2S}}\cdot\frac{32{,}06 \text{ g de S}}{34{,}076\ \cancel{\text{g de } H_2S}} = 106{,}48 \text{ g de H}$$