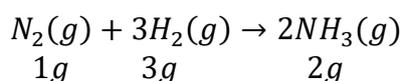


NÚMERO DE AVOGADRO MASA MOLAR RELACIÓN MASA-CANTIDAD DE SUSTANCIA

1. En la reacción de formación del amoníaco, ¿es cierta la proporción en masa que se indica? ¿Por qué?



No, los coeficientes nos indican la proporción en moles, no en gramos. Para encontrar la proporción en masas, habría que utilizar el factor de conversión de moles a gramos.

2. ¿En qué tipos de compuestos indican los coeficientes de una ecuación química la proporción en volumen de los reactivos y los productos?

Los coeficientes indican la proporción de moléculas y moles en la que intervienen cada uno de los reactivos y productos. Si estos son gases (en idénticas condiciones de presión y temperatura) indican, además, la proporción en volumen.

3. Los coeficientes de una ecuación química, ¿aportan directamente datos de la masa de las sustancias que intervienen en ella?

No. Para que den información sobre las masas, hay que utilizar el factor de conversión de moles a gramos, que es la masa molar (donde interviene el concepto de mol).

4. Deduce toda la información posible de la siguiente de la siguiente ecuación química ajustada: $N_2(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO(g)$

Desde el punto de vista microscópico, la ecuación nos informa del número de átomos y moléculas que intervienen:

- En los reactivos, 2 átomos de nitrógeno y 2 átomos de oxígeno, de uniones N-N y O-O. En los productos, los mismos pero con uniones N-O.
- 1 molécula de N_2 reacciona con 1 molécula de O_2 para formar 2 moléculas de NO.

Desde el punto de vista macroscópico, la ecuación nos informa de los moles que intervienen, del volumen que ocupan (si están en las mismas condiciones de presión y temperatura)¹ y de la masa:

- 1 mol de N_2 reacciona con 1 mol de O_2 para formar 2 moles de NO.
- 1 volumen de N_2 reacciona con 1 volumen de O_2 para formar 2 volúmenes de NO.
- $2 \cdot 14g$ de N_2 reacciona con $2 \cdot 32g$ de O_2 para formar $2 \cdot (14 + 16)g$ de NO.

5. Deduce toda la información posible de la siguiente de la siguiente ecuación química ajustada: $2Cl_2(g) + 3O_2(g) \rightarrow 2O_3Cl_2(g)$

Desde el punto de vista microscópico, la ecuación nos informa del número de átomos y moléculas que intervienen:

- En los reactivos, 4 átomos de cloro y 6 átomos de oxígeno, de uniones Cl-Cl y O-O. En los productos, los mismos pero con uniones Cl-O.
- 2 moléculas de Cl_2 reaccionan con 3 moléculas de O_2 para formar 2 moléculas de O_3Cl_2 .

Desde el punto de vista macroscópico, la ecuación nos informa de los moles que intervienen, del volumen que ocupan (si están en las mismas condiciones de presión y temperatura) y de la masa:

- 2 moles de Cl_2 reacciona con 3 moles de O_2 para formar 2 moles de O_3Cl_2 .
- 2 volúmenes de Cl_2 reacciona con 3 volúmenes de O_2 para formar 2 volúmenes de O_3Cl_2 .
- $2 \cdot (2 \cdot 35,5)g$ de Cl_2 reacciona con $3 \cdot 32g$ de O_2 para formar $2 \cdot (3 \cdot 16 + 2 \cdot 35,5)g$ de O_3Cl_2 .

6. Calcula la masa molecular del nitrato amónico, de fórmula NH_4NO_3 . Las masas atómicas de sus átomos (expresadas en unidades de masa atómica son: N = 14, O = 16 y H = 1.

$$\left. \begin{array}{l} A(N) = 14u \\ A(O) = 16u \\ A(H) = 1u \end{array} \right\} M(NH_4NO_3) = 2 \cdot 14 + 4 \cdot 1 + 3 \cdot 16 = 80u$$

7. Calcula la masa molecular de la sacarosa, cuya fórmula es $C_{12}H_{22}O_{11}$.

$$\left. \begin{array}{l} A(C) = 12u \\ A(H) = 1u \\ A(O) = 16u \end{array} \right\} M(C_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342u$$

8. Si un trozo de hierro contiene 2,5 mol de hierro, ¿cuántos gramos son?
¿Cuántos átomos hay en esa cantidad?

$$A(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u} ; M(\text{Fe}) = 55,8 \text{ u} ; M_m(\text{Fe}) = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol Fe} \text{ --- } 55,8 \text{ g} \\ 2,5 \text{ mol Fe} \text{ --- } x \end{array} \right\} x = \frac{2,5 \cdot 55,8}{1} = \underline{139,5 \text{ g}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } \overbrace{6022 \cdot 10^{23}}^{N_A} \text{ moléculas} \\ 2,5 \text{ mol} \text{ --- } y \\ \text{Fe} \end{array} \right\} y = \frac{2,5 \cdot N_A}{1} = \underline{1,51 \cdot 10^{24} \text{ moléculas Fe}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula} \text{ --- } 1 \text{ átomo} \\ \text{Fe} \text{ --- } \text{Fe} \\ 1,51 \cdot 10^{24} \text{ moléculas} \text{ --- } z \end{array} \right\} z = \underline{1,51 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Fe}}$$

9. ¿Cuántos moles de carbono hay en 10g de carbono?

$$A(\text{C}) = 12 \text{ u} ; M(\text{C}) = 12 \text{ u} ; M_m(\text{C}) = 12 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol C} \text{ --- } 12 \text{ g} \\ x \text{ --- } 10 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{10 \cdot 1}{12} = \underline{0,83 \text{ mol}}$$

10. Un trozo de oro contiene $9 \cdot 10^{21}$ átomos. ¿Cuántos moles de átomos son? ¿Y cuántos gramos?

$$A(\text{Au}) = 197 \text{ u} ; M(\text{Au}) = 197 \text{ u} ; M_m(\text{Au}) = 197 \text{ g/mol}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ molécula} \text{ --- } 1 \text{ átomo} \\ \text{Au} \text{ --- } \text{Au} \\ x \text{ --- } 9 \cdot 10^{21} \text{ átomos} \end{array} \right\} x = \underline{9 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } N_A \text{ moléculas} \\ y \text{ --- } 9 \cdot 10^{21} \text{ moléculas} \end{array} \right\} y = \frac{1 \cdot 9 \cdot 10^{21}}{N_A} = \underline{0,015 \text{ mol}}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol Fe} \text{ --- } 197 \text{ g Fe} \\ 0,015 \text{ mol} \text{ --- } z \end{array} \right\} z = \frac{0,015 \cdot 197}{1} = \underline{2,95 \text{ g de Au}}$$

11. Calcula:

a) La masa en gramos de una molécula de H_2SO_4 .

b) Las moléculas de C_4H_{10} que hacen falta para completar 1g de esta sustancia.

$$\left. \begin{array}{l} A(\text{H}) = 1 \text{ u} \\ A(\text{C}) = 12 \text{ u} \\ A(\text{O}) = 16 \text{ u} \end{array} \right\} \begin{array}{l} m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u} \\ M_m(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 98 \text{ g/mol} \end{array}$$

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol} \text{ --- } N_A \text{ moléculas} \\ x \text{ --- } 1 \text{ moléculas} \end{array} \right\} x = \frac{1 \cdot 1}{N_A} = \underline{1,661 \cdot 10^{-24} \text{ mol } \text{C}_4\text{H}_{10}}$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{1611 \cdot 10^{-24} \text{ mol}} \frac{98 \text{ g}}{y} \left\{ x = \frac{98 \cdot 1611 \cdot 10^{-24}}{1} = 163 \cdot 10^{-22} \text{ de } H_2SO_4 \right.$$

$$\textcircled{b} \begin{cases} ACC) = 12u \\ ACH) = 1u \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} MCC_4H_{10}) = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58u \\ Mm(C_4H_{10}) = 58 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$$\frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{x} \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ g}} \left\{ x = \frac{1 \cdot 1}{58} = 0,017 \text{ mol } C_4H_{10} \right.$$

$$\frac{1 \text{ mol}}{0,017 \text{ mol}} \frac{N_A \text{ molecules}}{y} \left\{ y = \frac{0,017 \cdot N_A}{1} = 1,04 \cdot 10^{22} \text{ molecules } C_4H_{10} \right.$$

12. Ordena de menor a mayor las masas de las siguientes muestras:

- 8 mol de ozono, O_3 .
- 0,5 mol de sacarosa, $C_{12}H_{22}O_{11}$.
- 60 mol de amoníaco, NH_3 .

$$\textcircled{a} \begin{cases} ACC) = 16u \\ ACH) = 1u \\ ACO) = 16u \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} MCO_3) = 3 \cdot 16 = 48u \\ Mm(CO_3) = 48 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$$\frac{1 \text{ mol } O_3}{8 \text{ mol } O_3} \frac{48 \text{ g } O_3}{x} \left\{ x = \frac{8 \cdot 48}{1} = 384 \text{ g de } O_3 \right.$$

$$\textcircled{b} \begin{cases} ACC) = 12u \\ ACH) = 1u \\ ACO) = 16u \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} MCC_{12}H_{22}O_{11}) = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342u \\ Mm(C_{12}H_{22}O_{11}) = 342 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$$\frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{0,5 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \frac{342 \text{ g}}{x} \left\{ x = \frac{0,5 \cdot 342}{1} = 171 \text{ g de } C_{12}H_{22}O_{11} \right.$$

$$\textcircled{c} \begin{cases} ACC) = 14u \\ ACH) = 1u \end{cases} \left\{ \begin{array}{l} M(CNH_3) = 14 + 3 \cdot 1 = 17u \\ Mm(CNH_3) = 17 \text{ g/mol} \end{array} \right.$$

$$\frac{1 \text{ mol } NH_3}{60 \text{ mol } NH_3} \frac{17 \text{ g}}{x} \left\{ x = \frac{60 \cdot 17}{1} = 1020 \text{ g de } NH_3 \right.$$

$$m_b) < m_a) < m_c)$$

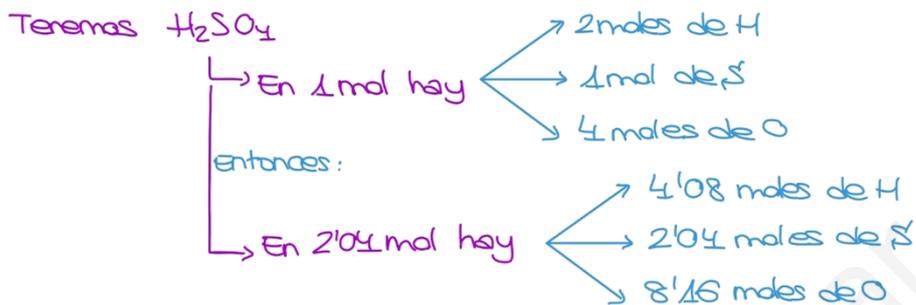
13. Realiza los cálculos necesarios y completa el siguiente párrafo:

La masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es _____ u, por tanto, 200g de este ácido son _____ mol.

A partir de esta cantidad de ácido se pueden obtener _____ mol de átomos de azufre (S), _____ mol de átomos de hidrógeno (H) y _____ mol de átomos de oxígeno.

$$\begin{array}{l}
 A(H) = 1u \\
 A(S) = 32u \\
 A(O) = 16u
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 M(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98u \\
 m_m(H_2SO_4) = 98 \text{ g/mol}
 \end{array}
 \right.$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol } H_2SO_4 \text{ --- } 98 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 200 \text{ g}
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 x = \frac{1 \cdot 200}{98} = 2,04 \text{ mol } H_2SO_4
 \end{array}
 \right.$$



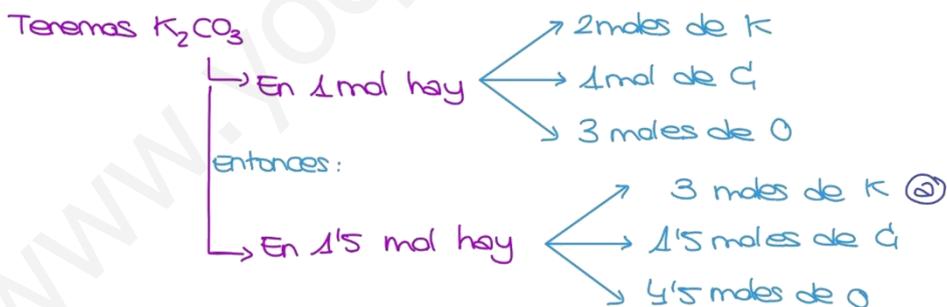
La masa molecular del ácido sulfúrico (H_2SO_4) es **98** u, por tanto, 200g de este ácido son **2,04** mol.

A partir de esta cantidad de ácido se pueden obtener **2,04** mol de átomos de azufre (S), **4,08** mol de átomos de hidrógeno (H) y **8,16** mol de átomos de oxígeno.

14. A partir de 1,5 mol de carbonato de potasio, K_2CO_3 , halla:

- a) Los moles de potasio que se pueden obtener
- b) Los gramos de carbono que se pueden obtener
- c) Los átomos de oxígeno que contienen

$$\begin{array}{l}
 A(K) = 39,1u \quad A(C) = 12u \quad A(O) = 16u \\
 M(K_2CO_3) = 2 \cdot 39,1 + 12 + 3 \cdot 16 = 138,2u ; m_m(K_2CO_3) = 138,2 \text{ g/mol}
 \end{array}$$



ⓐ En 1 mol de K_2CO_3 hay 1 mol de C
 \Rightarrow 1 mol de C es igual a 12g (masa molar)

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol --- } N_A \text{ moléculas} \\
 1,5 \text{ mol --- } x
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 x = \frac{1,5 \cdot N_A}{1} = 9,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } K_2CO_3
 \end{array}
 \right.$$

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ molécula } K_2CO_3 \text{ --- } 3 \text{ átomos } O \\
 9,03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas --- } y
 \end{array}
 \left\{
 \begin{array}{l}
 y = \frac{3 \cdot 9,03 \cdot 10^{23}}{1} = 2,709 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O}
 \end{array}
 \right.$$

15. Con ayuda de la tabla periódica, decide si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas. Razona la respuesta:

- a) 1 mol de N_2O_4 contiene el mismo número de moléculas que 2 mol de NO_2 .
- b) 1 mol de N_2O_4 equivale a 92g de sustancia.
- c) 2 mol de NO_2 equivalen a 92g de sustancia.
- d) 1 mol de N_2O_4 contiene el mismo número de átomos de nitrógeno que 2 mol de NO_2 .

ⓐ Falso. Cualquier mol tiene N_A moléculas, por lo que 2 mols tendrán $2 \cdot N_A$ moléculas (no coinciden).

ⓑ Calculamos la masa molar de N_2O_4 :

$$\begin{aligned} A(N) &= 14u & M(N_2O_4) &= 2 \cdot 14 + 4 \cdot 16 = 92u \\ A(O) &= 16u & M_m(N_2O_4) &= 92g/mol \end{aligned}$$

Esto significa que cada mol de N_2O_4 tiene 92g de masa → Verdadero

ⓒ Calculamos la masa molar del NO_2 fijándonos en que $N_2O_4 = 2 \cdot (NO_2)$

$$\Rightarrow M_m(NO_2) = \frac{M_m(N_2O_4)}{2} = 46g/mol$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } NO_2 \text{ --- } 46g \\ 2 \text{ mol } NO_2 \text{ --- } x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = \frac{2 \cdot 46}{1} = 92g \end{array} \right. \text{ Verdadero}$$

ⓓ

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } N_2O_4 \text{ --- } N_A \text{ moléculas } N_2O_4 \\ 1 \text{ molécula } N_2O_4 \text{ --- } 2 \text{ átomos } N \\ N_A \text{ moléculas } N_2O_4 \text{ --- } y \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} y = \frac{2 \cdot N_A}{1} = 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos } N \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } NO_2 \text{ --- } N_A \text{ moléculas } NO_2 \\ 2 \text{ mol } NO_2 \text{ --- } x \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} x = \frac{2 \cdot N_A}{1} = 2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } NO_2 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula } NO_2 \text{ --- } 1 \text{ átomo } N \\ 2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } NO_2 \text{ --- } z \end{array} \quad \left\{ \begin{array}{l} z = 2 \cdot 10^{24} \text{ átomos } N \end{array} \right.$$

Verdadero.

16. Se tienen 1,5mol de cada una de las siguientes sustancias: agua, dióxido de carbono y glucosa ($C_6H_{12}O_6$).

- a) ¿Cuántos gramos y cuántas moléculas habrá de cada sustancia?
 b) Halla los átomos de oxígeno de cada muestra.

⑤ Agua (H₂O)

$$\begin{array}{l} A(\text{H}) = 1\text{u} \\ A(\text{O}) = 16\text{u} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18\text{u} \\ M_m(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{g/mol} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ --- } 18\text{g} \\ 15 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ --- } x \end{array} \left\{ x = \frac{15 \cdot 18}{1} = 27\text{g de H}_2\text{O} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ --- } N_A \text{ molec.} \\ 15 \text{ mol H}_2\text{O} \text{ --- } y \end{array} \left\{ y = \frac{15 \cdot N_A}{1} = 9.03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O} \right.$$

Dióxido de carbono (CO₂)

$$\begin{array}{l} A(\text{C}) = 12\text{u} \\ A(\text{O}) = 16\text{u} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} M(\text{CO}_2) = 12 + 2 \cdot 16 = 44\text{u} \\ M_m(\text{CO}_2) = 44\text{g/mol} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ --- } 44\text{g} \\ 15 \text{ mol CO}_2 \text{ --- } x \end{array} \left\{ x = \frac{15 \cdot 44}{1} = 66\text{g de CO}_2 \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CO}_2 \text{ --- } N_A \text{ molec.} \\ 15 \text{ mol CO}_2 \text{ --- } y \end{array} \left\{ y = \frac{15 \cdot N_A}{1} = 9.03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2 \right.$$

Glucosa (C₆H₁₂O₆)

$$\begin{array}{l} A(\text{C}) = 12\text{u} \\ A(\text{H}) = 1\text{u} \\ A(\text{O}) = 16\text{u} \end{array} \left\{ \begin{array}{l} M(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180\text{u} \\ M_m(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6) = 180\text{g/mol} \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 180\text{g} \\ 15 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } x \end{array} \left\{ x = \frac{15 \cdot 180}{1} = 270\text{g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } N_A \text{ molec.} \\ 15 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } y \end{array} \left\{ y = \frac{15 \cdot N_A}{1} = 9.03 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \right.$$

$$\textcircled{6} \begin{array}{l} 1 \text{ molécula H}_2\text{O} \text{ --- } 1 \text{ átomo O} \\ 9.03 \cdot 10^{23} \text{ molec.} \text{ --- } z \end{array} \left\{ z = 9.03 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula CO}_2 \text{ --- } 2 \text{ átomos O} \\ 9.03 \cdot 10^{23} \text{ molec.} \text{ --- } z \end{array} \left\{ z = \frac{2 \cdot 9.03 \cdot 10^{23}}{1} = 1.81 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O} \right.$$

$$\begin{array}{l} 1 \text{ molécula C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ --- } 6 \text{ átomos O} \\ 9.03 \cdot 10^{23} \text{ molec.} \text{ --- } z \end{array} \left\{ z = \frac{6 \cdot 9.03 \cdot 10^{23}}{1} = 5.42 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O} \right.$$

17. Completa los datos de la tabla, sabiendo que corresponden al CO_2 :

La solución a este ejercicio, siguiendo los pasos de los vistos anteriormente queda:

Masa (g)	Mol	Moléculas	Átomos de C	Átomos de O
8,8	0,2	$1,2 \cdot 10^{23}$	$1,2 \cdot 10^{23}$	$2,4 \cdot 10^{23}$
99	2,25	$13,55 \cdot 10^{23}$	$13,55 \cdot 10^{23}$	$27,09 \cdot 10^{23}$
73	1,66	10^{24}	10^{24}	$2 \cdot 10^{24}$
7,3	0,166	10^{23}	10^{23}	$2 \cdot 10^{23}$
3,65	0,083	$0,5 \cdot 10^{23}$	$0,5 \cdot 10^{23}$	10^{23}