

Teoría atómico-molecular. Leyes de la combinación química

De los siguientes cuerpos o sistemas indica cuáles son sustancias puras y cuáles disoluciones: aire, gas natural, sodio, agua mineral, nitrógeno, azúcar, diamante, cristal de roca, azufre, hulla, aluminio

sustancias puras: sodio, nitrógeno, azúcar, diamante, cristal de roca (cuarzo: SiO_2 cristalizado), azufre y aluminio.

Disoluciones: aire, gas natural, agua mineral, y hulla.

En el ejemplo de la ley de Proust, la relación en que se combinan el hierro con el azufre para dar sulfuro de hierro es 1,74. A la vista de la tabla, indicar en cada fila:

a) Si reaccionan todos los reactivos.

b) Si sobra algún reactivo; en ese caso, cuál y en qué cantidad si la masa (m) se expresa en gramos

Reactivos		Producto	Reactivo sobrante	
m(Fe)	m(S)	m(FeS)	m(Fe)	m(S)
3,60	2,00	5,48	0,12	0
2,61	1,50	4,11	0	0
4,35	3,40	6,85	0	0,90

$$\left(\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{S})}\right)_I = \frac{3,60}{2,00} = 1,8 > 1,74 \Rightarrow \text{Sobra Fe}$$

$$\left(\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{S})}\right)_{II} = \frac{2,61}{1,50} = 1,74 \Rightarrow \text{Se encuentran en prop. estequiom.}$$

$$\left(\frac{m(\text{Fe})}{m(\text{S})}\right)_{III} = \frac{4,35}{3,40} = 1,28 < 1,74 \Rightarrow \text{Sobra S}$$

Las cantidades que sobran se calculan por diferencia.

El mol y su empleo en los cálculos químicos

Explica razonadamente:

- ¿Cuántos moles de S hay en 1 mol de S_8 ?
- ¿Cuántos moles de C e H hay en un mol de butano (C_4H_{10})?
- Los átomos de hidrógeno, azufre y oxígeno que hay en 1 mol de ácido sulfúrico (H_2SO_4)?

$$a) n_s = (1 \text{ mol } S_8) \times \frac{8 \text{ át-g S}}{1 \text{ mol } S_8} = 8 \text{ át-g S}$$

$$b) n_c = (1 \text{ mol } C_4H_{10}) \times \frac{4 \text{ át-g C}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 4 \text{ át-g C}$$

$$n_H = (1 \text{ mol } C_4H_{10}) \times \frac{10 \text{ át-g H}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 10 \text{ át-g H}$$

$$c) n_H = (1 \text{ mol } H_2SO_4) \times \frac{2 \text{ át-g H}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át H}}{1 \text{ át-g H}} = 1,204 \cdot 10^{24} \text{ át H}$$

$$n_S = (1 \text{ mol } H_2SO_4) \times \frac{1 \text{ át-g S}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át S}}{1 \text{ át-g S}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ át S}$$

$$n_O = (1 \text{ mol } H_2SO_4) \times \frac{4 \text{ át-g O}}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át O}}{1 \text{ át-g O}} = 2,409 \cdot 10^{24} \text{ át O}$$

Una limadura de hierro pesa 2,79 mg. ¿Cuántos átomos tiene?
Halla la masa de hierro que hay en $2,5 \cdot 10^{-5}$ mol de este metal?

$$a) n = (2,79 \cdot 10^{-3} \text{ g Fe}) \times \frac{1 \text{ át-g Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \times \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ át Fe}}{1 \text{ át-g Fe}} = 3,008 \cdot 10^{19} \text{ át Fe}$$

$$b) m = (2,5 \cdot 10^{-5} \text{ mol Fe}) \times \frac{55,85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1,396 \cdot 10^{-3} \text{ g Fe} \equiv 1,396 \text{ mg Fe}$$

Determina el número de moles que hay en 54 g de las sustancias siguientes: a) Dióxido de carbono (CO_2); b) Cloro (Cl_2); c) Sacarosa ($C_{12}H_{22}O_{11}$)

$$a) n = (54 \text{ g } CO_2) \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,011 \text{ g } CO_2} = 1,23 \text{ mol } CO_2$$

$$b) n = (54 \text{ g } Cl_2) \times \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{70,914 \text{ g } Cl_2} = 0,76 \text{ mol } Cl_2$$

$$c) n = (54 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}) \times \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342,308 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} = 0,16 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}$$

El mol y su empleo en cálculos químicos _____
 Calcula la masa que hay en 0,2 moles de los metales siguientes: Li, Al, Ag y Hg.

$$a) m = (0,2 \text{ mol Li}) \times \frac{6,940 \text{ g Li}}{1 \text{ mol Li}} = 1,388 \text{ g Li}$$

$$m = (0,2 \text{ mol Al}) \times \frac{26,98 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} = 5,396 \text{ g Al}$$

$$m = (0,2 \text{ mol Ag}) \times \frac{107,88 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 21,576 \text{ g Ag}$$

$$m = (0,2 \text{ mol Hg}) \times \frac{200,61 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 40,122 \text{ g Hg}$$

Justifica mediante el cálculo, donde hay más masa: a) en 0,2 moles de carbono; b) En 2,24 litros de nitrógeno; c) En $3,011 \times 10^{22}$ moléculas de dióxido de carbono; d) En 6 litros de vapor de agua a 227°C y $0,8 \text{ atm}$.

$$a) m_c = (0,2 \text{ mol C}) \times \frac{12,011 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 2,402 \text{ g C}$$

$$b) m_{N_2} = (2,24 \text{ L } N_2) \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{22,4 \text{ L } N_2} \times \frac{28,016 \text{ g } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 2,802 \text{ g } N_2$$

$$c) m_{CO_2} = (3,011 \cdot 10^{22} \text{ moléc. } CO_2) \times \frac{1 \text{ mol } CO_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc. } CO_2} \times \frac{44,011 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 2,201 \text{ g } CO_2$$

$$d) m = \frac{PVM}{RT} = \frac{(0,8 \text{ atm})(6 \text{ L})(18,016 \text{ g/mol})}{(0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/K}\cdot\text{mol})(500 \text{ K})} = 2,109 \text{ g } H_2O$$

$$m_{N_2} > m_c > m_{CO_2} > m_{H_2O}$$

El análisis cuantitativo de un compuesto orgánico ha dado el siguiente resultado: 52,17% de C; 13,04% de H y 34,48% de O. Determina su fórmula empírica.

· Base de cálculo: 100 u de compuesto

$$\left. \begin{array}{l} n_C = \frac{52,17 \text{ u C}}{12,011 \text{ u/át}} = 4,344 \text{ át C} \\ n_H = \frac{13,04 \text{ u H}}{1,008 \text{ u/át}} = 12,937 \text{ át H} \\ n_O = \frac{34,48 \text{ u O}}{16 \text{ u/át}} = 2,155 \text{ át O} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \frac{n_C}{n_O} = \frac{4,344}{2,155} = 2 \\ \frac{n_H}{n_O} = \frac{12,937}{2,155} = 6 \\ \frac{n_O}{n_O} = \frac{2,155}{2,155} = 1 \end{array} \left. \right\} C_2H_6O$$

La aspirina es un analgésico muy conocido por todos. Su composición, al analizar 1 g de aspirina comercial, es la siguiente: 0,6 g de carbono; 0,044 g de hidrógeno; el resto oxígeno. Determina las fórmulas empíricas y moleculares.

· Base de cálculo: 1 g de aspirina

$$\left. \begin{array}{l} n_C = \frac{0,6 \text{ g}}{12,011 \text{ g/át-g}} = 0,050 \text{ át-g C} \\ n_H = \frac{0,044 \text{ g}}{1,008 \text{ g/át-g}} = 0,0437 \text{ át-g H} \\ n_O = \frac{0,356 \text{ g}}{16 \text{ g/át-g}} = 0,02225 \text{ át-g O} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \frac{n_C}{n_O} = \frac{0,050}{0,02225} = 2,25 \\ \frac{n_H}{n_O} = \frac{0,0437}{0,02225} = 2 \\ \frac{n_O}{n_O} = \frac{0,02225}{0,02225} = 1 \end{array} \left. \begin{array}{l} n_C = 9 \\ n_H = 8 \\ n_O = 4 \end{array} \right\} \begin{array}{l} \times 4 \\ \times 4 \\ \times 4 \end{array}$$

Fórmula empírica: $C_9H_8O_4$

$$M = 9(12,011 \text{ u}) + 8(1,008 \text{ u}) + 4(16 \text{ u}) = 180,163 \text{ u}$$

Fórmula molecular: $C_9H_8O_4$

En noviembre de 1994, la zona bosnia de Bihac fue bombardeada por la aviación serbia con napalm y bombas de racimo. Sabiendo que en 25 g de napalm hay 18,1818 g de C, 2,9356 g de H, 3,0303 g de O y 0,8523 g de Al, y que la masa molar del napalm está comprendida entre 500 y 1000, determinar la fórmula del napalm.

Base de cálculo: 25 g de napalm.

$$\left. \begin{aligned}
 n_C &= (18,1818 \text{ g C}) \times \frac{1 \text{ át-g C}}{12,011 \text{ g C}} = 1,5138 \\
 n_H &= (2,9356 \text{ g H}) \times \frac{1 \text{ át-g H}}{1,008 \text{ g H}} = 2,9123 \\
 n_O &= (3,0303 \text{ g O}) \times \frac{1 \text{ át-g O}}{16 \text{ g O}} = 0,1894 \\
 n_{Al} &= (0,8523 \text{ g Al}) \times \frac{1 \text{ át-g Al}}{26,98 \text{ g Al}} = 0,0316
 \end{aligned} \right\} \begin{aligned}
 \frac{n_C}{n_{Al}} &= \frac{1,5138}{0,0316} = 48 \\
 \frac{n_H}{n_{Al}} &= \frac{2,9123}{0,0316} = 93 \\
 \frac{n_O}{n_{Al}} &= \frac{0,1894}{0,0316} = 6 \\
 \frac{n_{Al}}{n_{Al}} &= \frac{0,0316}{0,0316} = 1
 \end{aligned}$$

Fórmula empírica: $(C_{48}H_{93}O_6Al)_n$

$$n = 1 \Rightarrow M = 793,222 \text{ g/mol}$$

$$500 < 793 < 1000$$

Fórmula molecular: $[CH_3-(CH_2)_{14}-COO]_3Al \Rightarrow$ palmitato de aluminio

NOTA: La palabra napalm viene de palmitato de sodio, aunque hoy día se utiliza como arma química el palmitato de aluminio, al que se sigue llamando napalm.

Cálculos estequiométricos en las transformaciones químicas

Se quiere obtener 50 gramos de wolframio por aluminotermia, proceso que consiste en la reducción del trióxido de wolframio por el aluminio en polvo. Calcular el peso de WO_3 que debemos emplear y la cantidad de aluminio necesaria para realizar la reducción.



$$m_1 = (50g W) \times \frac{1 \text{ át-g } W}{183,86g W} \times \frac{1 \text{ mol } WO_3}{1 \text{ át-g } W} \times \frac{231,86g WO_3}{1 \text{ mol } WO_3} = 63,05g WO_3$$

$$m_2 = (50g W) \times \frac{1 \text{ át-g } W}{183,86g W} \times \frac{2 \text{ át-g } Al}{1 \text{ át-g } W} \times \frac{26,98g Al}{1 \text{ át-g } Al} = 14,67g Al$$

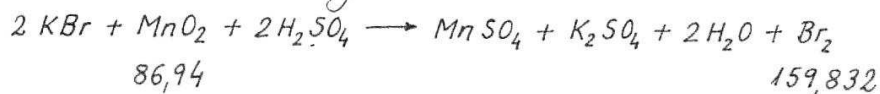
Calcular la cantidad de cloruro bórico necesaria para reaccionar completamente con 20 gramos de sulfato sódico y el peso de precipitado de sulfato bórico formado.



$$m_1 = (20g Na_2SO_4) \times \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142,048g Na_2SO_4} \times \frac{1 \text{ mol } BaCl_2}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} \times \frac{208,274g BaCl_2}{1 \text{ mol } BaCl_2} = 29,32g BaCl_2$$

$$m_2 = (20g Na_2SO_4) \times \frac{1 \text{ mol } Na_2SO_4}{142,048g Na_2SO_4} \times \frac{1 \text{ mol } BaSO_4}{1 \text{ mol } Na_2SO_4} \times \frac{233,426g BaSO_4}{1 \text{ mol } BaSO_4} = 32,86g BaSO_4$$

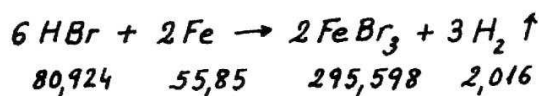
Calcular la cantidad de pirolusita que tiene la riqueza del 90% de MnO_2 , necesaria para la obtención de 20 gramos de bromo.



$$m = (20g Br_2) \times \frac{1 \text{ mol } Br_2}{159,832g Br_2} \times \frac{1 \text{ mol } MnO_2}{1 \text{ mol } Br_2} \times \frac{86,94g MnO_2}{1 \text{ mol } MnO_2} \times \frac{100g PIROL.}{90g MnO_2} = 12,088g \text{ Pirolusita}$$

Cálculos estequiométricos en reacciones masa-masa

Sabiendo que el ácido bromhídrico reacciona con el hierro para originar bromuro de hierro (III) e hidrógeno gaseoso, calcula las cantidades que intervienen en la reacción si se dispone de 10 g de Fe



$$m_1 = (10 \text{ g Fe}) \times \frac{1 \text{ át-g Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \times \frac{6 \text{ mol HBr}}{2 \text{ át-g Fe}} \times \frac{80,924 \text{ g HBr}}{1 \text{ mol HBr}} = 43,47 \text{ g HBr}$$

$$m_2 = (10 \text{ g Fe}) \times \frac{1 \text{ át-g Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \times \frac{2 \text{ mol FeBr}_3}{2 \text{ át-g Fe}} \times \frac{295,598 \text{ g FeBr}_3}{1 \text{ mol FeBr}_3} = 52,93 \text{ g FeBr}_3$$

$$m_3 = (10 \text{ g Fe}) \times \frac{1 \text{ át-g Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ át-g Fe}} \times \frac{2,016 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,54 \text{ g H}_2$$

Si en el caso anterior se dispone de 15 g de Fe y de 58,3 g de ácido bromhídrico, calcula el bromuro de hierro (III) que se obtiene.

$$\text{Proporciones estequiométricas: } \frac{m_{\text{HBr}}}{m_{\text{Fe}}} = \frac{43,47 \text{ g}}{10 \text{ g}} = 4,347$$

$$\text{Proporciones dadas: } \frac{m_{\text{HBr}}}{m_{\text{Fe}}} = \frac{58,3 \text{ g}}{15 \text{ g}} = 3,887 \Rightarrow \text{Sobra Fe}$$

El "reactivo limitante" es el HBr y el "reactivo en exceso" el Fe

$$\begin{aligned} m &= (58,3 \text{ g HBr}) \times \frac{1 \text{ mol HBr}}{80,924 \text{ g HBr}} \times \frac{2 \text{ mol FeBr}_3}{6 \text{ mol HBr}} \times \frac{295,598 \text{ g FeBr}_3}{1 \text{ mol FeBr}_3} = \\ &= 70,99 \text{ g FeBr}_3 \end{aligned}$$