

LEYES PONDERALES

1. Definir: mol, átomo-gramo, u.m.a., peso atómico, peso molecular, número de Avogadro.

Solución.

Mol: Es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0'012 Kg de carbono 12. Cuando se emplea el mol, las entidades moleculares deben ser específicas, y pueden ser átomos, moléculas, iones, otras partículas o agrupamientos especificados de tales partículas.

Átomo-gramo: Es el peso en gramos de un mol de átomos de cualquier elemento.

u.m.a.: Unidad de masa atómica, es la doceava parte de la masa de isótopo de carbono de número másico 12; equivale a $1'6605655 \cdot 10^{-27}$ kg.

Peso atómico: Peso atómico ó masa atómica es la masa de un átomo expresada en unidades de masa atómica.

Peso molecular: Es el peso en gramos de un mol de moléculas.

Número de Avogadro. Es el número de átomos existentes en 0'012 Kg de C-12 y, por consiguiente, el número de entidades elementales presentes en un mol de cualquier sustancia. Se representa por N_a y toma el valor $6'022045 \cdot 10^{23}$ mol⁻¹.

2. Al analizar dos muestras se han obtenido los siguientes resultados: 1ª muestra 1,004 g. de Ca y 0,400 g de oxígeno. 2ª muestra 2,209 g. de Ca y 0,880 g de oxígeno. Indicar si se cumple la ley de Proust.

Solución.

Ley de las proporciones definidas ó Ley de Proust:

“Cuando dos ó más elementos se combinan para formar un compuesto determinado, lo hacen siempre en una relación en peso constante”

Experiencia	m (Ca) g	m (O) g	$\frac{m(\text{Ca})}{m(\text{O})}$
1ª	1'004	0'400	2'51
2ª	2'209	0'880	2'51

Se cumple la Ley de Proust.

3. Los elementos A y B pueden formar dos compuestos diferentes. En el 1º hay 8 g. de A por cada 26 g de compuesto. En el 2º tiene una composición centesimal de 25 % de A y 75 % de B. Se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Solución.

Ley de las proporciones múltiples ó Ley de Dalton.

“Las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos”

- 1ª Experiencia. 26 gr compuesto: $\begin{cases} m(\text{A}) = 8 \text{ g} \\ m(\text{B}) = 26 - 8 = 18 \text{ g} \end{cases} : \frac{\text{A}}{\text{B}} = \frac{8}{18} = \frac{1}{2'25}$
- 2ª Experiencia. 100 gr compuesto: $\begin{cases} m(\text{A}) = 25 \text{ g} \\ m(\text{B}) = 75 \text{ g} \end{cases} : \frac{\text{A}}{\text{B}} = \frac{25}{75} = \frac{1}{3} = \frac{3 \cdot 1}{4 \cdot 2'25}$

Se cumple la Ley de Dalton.

4. Sabiendo que 2 g. de Na se combinan con 3,0842 g de Cl; 1 g de Cl con 0,2256 g. de O, para formar oxido y que 1 g de O reacciona con 2,8738 g. de Na para dar él oxido de sodio. Comprobar si se cumple la ley de las proporciones recíprocas.

Solución.

Ley de las proporciones recíprocas ó de las proporciones equivalentes, Ley de Richter.

“Los pesos de diferentes elementos que se combinan con un mismo peso de otro son los pesos relativos de aquellos elementos cuando se combinan entre sí, o bien múltiplos o submúltiplos de estos pesos”

$$\frac{\text{Na}}{\text{Cl}} = \frac{2}{3'0842} = \frac{2}{\frac{3'0842}{3'0842}} = \frac{0'64}{1} ; \frac{\text{Cl}}{\text{O}} = \frac{1}{0'2256} = \frac{1}{\frac{0'2256}{0'2256}} = \frac{4'4326}{1} ; \frac{\text{Na}}{\text{O}} = \frac{2'8738}{1}$$

$$\frac{\text{Na}}{\text{Cl}} = \frac{2'8738}{4'4326} = \frac{2'8738}{\frac{4'4326}{4'4326}} = \frac{0'64}{1} = \frac{\text{Na}}{\text{Cl}}$$

Se cumple la Ley de Richter.

5. En análisis de dos óxidos de Cr, muestran que 2,51 g del 1º contienen 1,305 g de Cr, y que 3,028 g del 2º contiene 2,072 g. de Cr. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

Solución.

Ley de las proporciones múltiples ó Ley de Dalton.

“Las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos”

Masa en g Oxido de Cromo	m (Cr) g	m (O) g	$\frac{m(\text{Cr})}{m(\text{O})}$
2'51	1'305	1'205	$\frac{1'305}{1'205} = \frac{1'083}{1}$
3'028	2'072	0'956	$\frac{2'072}{0'956} = \frac{2'167}{1} = \frac{2 \cdot 1'083}{1}$

Se cumple la Ley de Dalton

6. El H y él O reaccionan dando agua, pero sometido a una fuerte descarga eléctrica pueden producir peróxido de hidrogeno. La 1ª contiene el 11,2% de H, mientras que la 2ª posee un 5,93%. Demostrar que se cumple la ley de las proporciones múltiples. H = 1 gr.; O = 16 gr.

Solución.

Ley de las proporciones múltiples ó Ley de Dalton.

“Las cantidades de un determinado elemento que se combinan con una misma cantidad de otro, para formar en cada caso un compuesto distinto, están en la relación de números enteros sencillos”

$$\text{H}_2\text{O} : \begin{cases} \text{H} : \frac{2}{18} \cdot 100 = 11'1\% \\ \text{O} : \frac{16}{18} \cdot 100 = 88'9 \end{cases} \quad \text{H}_2\text{O}_2 : \begin{cases} \text{H} : \frac{2}{34} \cdot 100 = 5'88\% \\ \text{O} : \frac{32}{34} \cdot 100 = 94'12\% \end{cases}$$

para 100 gramos de cada compuesto:

	m (H) g	m (O) g	$\frac{m(H)}{m(O)}$
H ₂ O	11'1	88'9	$\frac{11'1}{88'9} = \frac{1}{7'93}$
H ₂ O ₂	5'88	94'12	$\frac{5'88}{94'12} = \frac{1}{15'86} = \frac{1}{2 \cdot 7'93}$

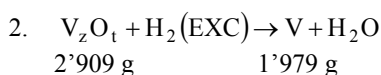
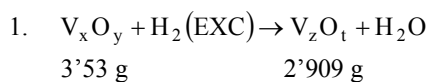
Se cumple la Ley de Dalton

7. Una muestra de óxido de vanadio que pesaba 3,53 g. se redujo con H obteniendo agua y otro óxido de vanadio que peso 2,909 g. Este 2º óxido se trato de nuevo con H hasta que se obtuvieron 1,979 g. de metal.

a. cuales son las formulas empíricas de ambos óxidos.

b. Cual es la cantidad de agua formada en ambas reacciones. V = 50'9 gr.; O = 16 gr.; H = 1 gr.

Solución.



Todo el vanadio presente en los dos óxidos es 1'979 g, conocida la masa total de cada óxido, se puede calcular la masa de oxígeno que lleva cada uno de ellos.

$$V_xO_y : \begin{cases} m(V) = 1'979 \text{ g} \\ m(O) = m(\text{Total}) - m(V) = 3'53 - 1'979 = 1'551 \text{ g} \end{cases}$$

$$V_zO_t : \begin{cases} m(V) = 1'979 \text{ gr} \\ m(O) = m(\text{Total}) - m(V) = 2'909 - 1'979 = 0'93 \text{ gr} \end{cases}$$

Conocidas las masas de cada uno de los elementos en los dos óxidos, se calculan sus formulas empíricas.

Para calcular la formula empírica, se calcula el número de moles de átomos de cada elemento y se comparan dividiendo por el menor.

$$V_xO_y : \begin{cases} m(V) = 1'979 \text{ g} : n(V) = \frac{m(V)}{M(V)} = \frac{1'979}{50'9} = 0'0389 \text{ mol-at} \\ m(O) = 1'551 \text{ g} : n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{1'551}{16} = 0'0969 \text{ mol-at} \end{cases} \Rightarrow \frac{n(O)}{n(V)} = \frac{0'0969}{0'0389} \approx 2'5 = \frac{5}{2}$$

Por cada dos átomos de vanadio hay cinco de oxígeno. V₂O₅.

$$V_zO_t : \begin{cases} m(V) = 1'979 \text{ g} : n(V) = \frac{m(V)}{M(V)} = \frac{1'979}{50'9} = 0'0389 \text{ mol-at} \\ m(O) = 0'93 \text{ g} : n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{0'93}{16} = 0'058 \text{ mol-at} \end{cases} \Rightarrow \frac{n(O)}{n(V)} = \frac{0'058}{0'0389} \approx 1'5 = \frac{3}{2}$$

Por cada dos átomos de vanadio hay tres de oxígeno. V₂O₃.

La cantidad de agua formada en cada reacción se calcula a partir de la masa de oxígeno que pierde el óxido, mediante la relación ponderal entre el oxígeno y el agua.

La masa de oxígeno que se consume en la primera reacción es la diferencia entre la masa de oxígeno del pentaóxido de vanadio y la del trióxido de vanadio.

$$m(O)_I = m(O)_{V_2O_5} - m(O)_{V_2O_3} = 1'551 - 0'93 = 0'621 \text{ g}$$

Relación ponderal:

$$\frac{\text{H}_2\text{O}}{\text{O}} = \frac{18}{16} \Rightarrow m(\text{H}_2\text{O})_{\text{I}} = \frac{18}{16} m(\text{O}) = \frac{18}{16} \cdot 0'621 = 0'699 \text{ g}$$

Para la segunda reacción, se calcula la masa de agua a partir de la masa de oxígeno del trióxido de vanadio.

$$m(\text{H}_2\text{O})_{\text{II}} = \frac{18}{16} m(\text{O})_{\text{V}_2\text{O}_3} = \frac{18}{16} \cdot 0'93 = 1'046 \text{ g}$$

8. Calcular el % en peso de cada átomo que forma el ácido sulfúrico. H = 1 g.; S = 32 g.; O = 16 g.

Solución.

El tanto por ciento en peso de cada elemento de una molécula se calcula dividiendo la masa en gramos del elemento en la molécula, entre la masa molecular y multiplicando por cien.

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : \begin{cases} \%(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 1}{98} \cdot 100 = 2'04 \\ \%(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 = \frac{32}{98} \cdot 100 = 32'65 \\ \%(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{H}_2\text{SO}_4)} \cdot 100 = \frac{4 \cdot 16}{98} \cdot 100 = 65'31 \end{cases}$$

9. La progesterona es un componente común de la píldora anticonceptiva, si su fórmula es $\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2$ ¿cuál es su composición porcentual?

Datos: C = 12 g.; H = 1 g.; O = 16 g.

Solución.

El tanto por ciento en peso de cada elemento de una molécula se calcula dividiendo la masa en gramos del elemento en la molécula, entre la masa molecular y multiplicando por cien.

$$\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2 : \begin{cases} \%(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2)} \cdot 100 = \frac{21 \cdot 12}{314} \cdot 100 = 80'25 \\ \%(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2)} \cdot 100 = \frac{30 \cdot 1}{314} \cdot 100 = 9'55 \\ \%(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2)} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 16}{314} \cdot 100 = 10'20 \end{cases}$$

10. Calcular el porcentaje de cobre en cada uno de los minerales siguientes cuprita Cu_2O , piritas cupríferas CuFeS_2 , malaquita $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, ¿Cuántas toneladas de cuprita se necesitan para extraer 500 toneladas de cobre?

Datos: Cu = 63'5 g.; O = 16 g.; Fe = 55'8 g.; S = 32 g.; C = 12 g.; H = 1 g.

Solución.

El porcentaje en cobre de cada mineral es el cociente entre la masa de cobre del mineral y su peso molecular.

$$\begin{aligned} \text{Cu}_2\text{O} : \% \text{Cu} &= \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu}_2\text{O})} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 63'5}{143} \cdot 100 = 88'81 \\ \text{CuFeS}_2 : \% \text{Cu} &= \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{CuFeS}_2)} \cdot 100 = \frac{63'5}{183'3} \cdot 100 = 34'64 \\ \text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2 : \% \text{Cu} &= \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{CuFeS}_2)} \cdot 100 = \frac{2 \cdot 63'5}{221} \cdot 100 = 57'47 \end{aligned}$$

Partiendo de la relación ponderal del cobre en la cuprita se obtiene la masa de mineral conocida la de cobre.

$$\%Cu = \frac{m(Cu)}{M(Cu_2O)} \cdot 100 \Rightarrow M(Cu_2O) = \frac{m(Cu)}{\%Cu} \cdot 100 = \frac{500 \text{ Tm}}{88'81} \cdot 100 = 563 \text{ Tm}$$

11. Hallar la fórmula de un compuesto cuya composición centesimal es: N 10,7%, O 36,8% y Ba 52,5%. Pesos atómicos: N = 14, O = 16 y Ba = 137'3.

Solución.

Conocida la composición centesimal, se toman 100 gr de compuesto:

$$100 \text{ gr Ba}_x\text{N}_y\text{O}_z : \begin{cases} m(\text{N}) = 10'7 \text{ g} \\ m(\text{O}) = 36'8 \text{ g} \\ m(\text{Ba}) = 52'5 \text{ g} \end{cases}$$

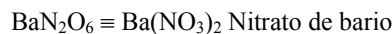
Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\begin{cases} n(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{10'7 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'764 \text{ mol-at} \\ n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{36'8 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2'3 \text{ mol-at} \\ n(\text{Ba}) = \frac{m(\text{Ba})}{M(\text{Ba})} = \frac{52'5 \text{ g}}{137'3 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'382 \text{ mol-at} \end{cases}$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (Ba).

$$\begin{cases} \frac{\text{N}}{\text{Ba}} = \frac{0'764}{0'382} = 2 = \frac{2}{1} \\ \frac{\text{O}}{\text{Ba}} = \frac{2'3}{0'382} \approx 6 = \frac{6}{1} \end{cases}$$

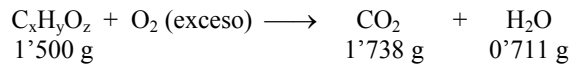
Por cada átomo de bario hay 2 átomos de nitrógeno y seis de oxígeno.



12. 1,500 gramos de una muestra de un compuesto contiene sólo, C, H y O se quemó completamente. Los únicos productos de la combustión fueron 1,738 g de CO₂ y 0,711 g de H₂O, ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

Datos: C = 12; H = 1; O = 16

Solución.



Conocidas las masas de dióxido de carbono y agua que se han formado en la reacción de combustión del hidrocarburo oxigenado, y mediante las relaciones ponderales entre el oxígeno y el CO₂ y el hidrógeno y el agua, se calculan las masas de carbono e hidrogeno del compuesto. La masa de oxígeno se calcula por diferencia frente al total.

$$\frac{\text{C}}{\text{CO}_2} = \frac{12}{44} \Rightarrow m(\text{C}) = \frac{12}{44} m(\text{CO}_2) = \frac{12}{44} \cdot 1'738 = 0'474 \text{ g}$$

$$\frac{H}{H_2O} = \frac{2}{18} \Rightarrow m(H) = \frac{2}{18} m(H_2O) = \frac{2}{18} \cdot 0'711 = 0'079 \text{ g}$$

$$m(O) = m(C_xH_yO_z) - m(C) - m(H) = 1'500 - 0'474 - 0'079 = 0'947$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\left\{ \begin{array}{l} n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{0'474 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'0395 \text{ mol-at} \\ n(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{0'079 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'079 \text{ mol-at} \\ n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{0'947 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'059 \text{ mol-at} \end{array} \right.$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (C).

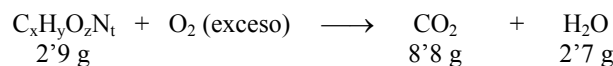
$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{H}{C} = \frac{0'079}{0'0359} \approx 2 = \frac{2}{1} \\ \frac{O}{C} = \frac{0'059}{0'0359} \approx 1'5 = \frac{3}{2} \end{array} \right.$$

Tomando como base de calculo el m.c.m. de los denominadores, se establece la relación entre átomos.

$$\text{Para dos átomos de C: } \left\{ \begin{array}{l} n^\circ \text{ at H} = 2 \cdot 2 = 4 \\ n^\circ \text{ at C} = 2 \cdot \frac{3}{2} = 3 \end{array} \right\} \Rightarrow C_2H_4O_3$$

13. Un compuesto está formado por C, H, O y N. Al quemar 8,9 g del mismo se obtiene 2,7 g de agua y 8,8 g de CO₂. Sabemos que en 8,9 g hay 1,4 g de N. Al vaporizar 270°C y 3 atm 1,2 g del mismo ocupan 0,1 litros. Calcular la FE y la FM. N = 14 O = 16 C = 12 H = 1

Solución.



Se empieza por calcular la fórmula empírica, para lo cual, el primer paso será calcular los gramos de cada elemento que forman el compuesto.

Conocidas las masas de dióxido de carbono y agua que se han formado en la reacción de combustión del compuesto, y mediante las relaciones ponderales entre el oxígeno y el CO₂ y el hidrógeno y el agua, se calculan las masas de carbono e hidrogeno del compuesto. La masa de nitrógeno es un dato del enunciado, y la masa de oxígeno se calcula por diferencia frente al total.

$$\frac{C}{CO_2} = \frac{12}{44} \Rightarrow m(C) = \frac{12}{44} m(CO_2) = \frac{12}{44} \cdot 8'8 = 2'4 \text{ g}$$

$$\frac{H}{H_2O} = \frac{2}{18} \Rightarrow m(H) = \frac{2}{18} m(H_2O) = \frac{2}{18} \cdot 2'7 = 0'3 \text{ g}$$

$$m(O) = m(C_xH_yO_zN_t) - m(C) - m(H) - m(N) = 8'9 - 2'4 - 0'3 - 1'4 = 4'8 \text{ g}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\left\{ \begin{array}{l} n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{2'4 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'2 \text{ mol-at} \\ n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{0'3 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'3 \text{ mol-at} \\ n(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{1'4 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'1 \text{ mol-at} \\ n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{4'8 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'3 \text{ mol-at} \end{array} \right.$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (N).

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{\text{C}}{\text{N}} = \frac{0'2}{0'1} = 2 = \frac{2}{1} \\ \frac{\text{H}}{\text{N}} = \frac{0'3}{0'1} = 3 = \frac{3}{1} \\ \frac{\text{O}}{\text{N}} = \frac{0'3}{0'1} = 3 = \frac{3}{1} \end{array} \right.$$

Por cada átomo de nitrógeno habrá: $\left\{ \begin{array}{l} 2 \text{ at de C} \\ 3 \text{ at de H} \\ 3 \text{ at de O} \end{array} \right\} \Rightarrow \text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3\text{N}$

La fórmula molecular $(\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_3\text{N})_n$ se obtiene conocido el peso molecular (M) del compuesto $M = n \cdot (2 \cdot 12 + 3 \cdot 1 + 3 \cdot 16 + 1 \cdot 14) = 89n$

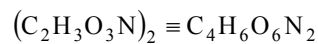
El peso molecular (M) del compuesto se obtiene con la ecuación de gases ideales aplicada a los datos de la vaporización de los 1'2 gr. De compuesto.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \quad M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

$$M = \frac{1'2 \cdot 0'082 \cdot 543}{3 \cdot 0'1} = 178$$

Sustituyendo en la expresión de la masa molecular en función de n

$$178 = 89n \Rightarrow n = 2$$



14. Calcúlese la fórmula molecular de un ácido orgánico que posee la siguiente composición centesimal: C 48,64%. H 8,11%. O 43,24% sabiendo que la sal de plata tiene un peso molecular de 181.
 Datos: C = 12; H = 1; O = 16; Ag = 108

Solución.

Primero se calcula la fórmula empírica, y a continuación con la masa molecular la fórmula molecular.

Fórmula empírica. Conocida la composición centesimal, se toman 100 g de compuesto:

$$100 \text{ gr } C_x H_y O_z : \begin{cases} m(C) = 48'64 \text{ g} \\ m(H) = 8'11 \text{ g} \\ m(O) = 43'24 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\begin{cases} n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{48'64 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 4'053 \text{ mol-at} \\ n(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{8'11 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 8'11 \text{ mol-at} \\ n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{43'24 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2'702 \text{ mol-at} \end{cases}$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (O).

$$\begin{cases} \frac{C}{O} = \frac{4'053}{2'702} \approx 1'5 = \frac{3}{2} \\ \frac{H}{O} = \frac{8'11}{2'702} \approx 3 = \frac{3}{1} \end{cases}$$

Tomando como base de cálculo el m.c.m. de los denominadores, se establece la relación entre átomos.

$$\text{Para dos átomos de O: } \begin{cases} n^\circ \text{ at C} = 2 \cdot \frac{3}{2} = 3 \\ n^\circ \text{ at H} = 2 \cdot 3 = 6 \end{cases} \Rightarrow (C_3H_6O_2)_n$$

Para conocer la masa molecular del ácido, se tiene en cuenta que la masa de la sal de plata será la masa de ácido menos uno (el hidrogeno que pierde) + la masa atómica de la plata.

$$M(\text{sal}) = M(\text{ácido}) - M(H) + M(\text{Ag})$$

$$181 = M(\text{ácido}) - 1 + 108$$

$$M(\text{ácido}) = 74 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M(\text{ácido}) = (3 \cdot 12 + 6 \cdot 1 + 2 \cdot 16) \cdot n = 74 \Rightarrow n = 1$$



15. El equivalente químico de un ácido dicarboxílico vale 167 y su composición centesimal es la siguiente C 50,29%, H 2,99% N 8,38%. Calcular su fórmula molecular.

Datos. C = 12; H = 1; N = 14.

Solución.

Los porcentajes de C, H y N no suman el 100%, eso es debido a que los ácidos carboxílicos llevan oxígeno en su constitución, por lo tanto, lo que resta hasta el 100% es el porcentaje de oxígeno.

$$\% O = 100 - 50,29 - 2,99 - 8,38 = 38,34$$

Fórmula empírica. Conocida la composición centesimal, se toman 100 gr de compuesto:

$$100 \text{ gr } C_x H_y O_z N_t : \begin{cases} m(C) = 50,29 \text{ g} \\ m(H) = 2,99 \text{ g} \\ m(O) = 38,34 \text{ g} \\ m(N) = 8,38 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\begin{cases} n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{50,29 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 4,19 \text{ mol-at} \\ n(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{2,99 \text{ gr}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2,99 \text{ mol-at} \\ n(O) = \frac{m(O)}{M(O)} = \frac{38,34 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2,40 \text{ mol-at} \\ n(N) = \frac{m(N)}{M(N)} = \frac{8,38 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0,60 \text{ mol-at} \end{cases}$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (N).

$$\begin{cases} \frac{C}{N} = \frac{4,19}{0,6} \approx 7 = \frac{7}{1} \\ \frac{H}{N} = \frac{2,99}{0,6} \approx 5 = \frac{5}{1} \\ \frac{O}{N} = \frac{2,4}{0,6} = 4 = \frac{4}{1} \end{cases}$$

$$\text{Por cada átomo de nitrógeno habrá: } \begin{cases} 7 \text{ at de C} \\ 5 \text{ at de H} \\ 4 \text{ at de O} \end{cases} \Rightarrow (C_7 H_5 O_4 N)_n$$

Para calcular n y obtener la fórmula molecular se emplea la masa molecular del ácido. La masa molecular se obtiene del valor de equivalente químico del ácido.

$$Eq = \frac{M}{v} \text{ siendo } v \text{ la valencia ácida, que por ser un ácido dicarboxílico es } 2.$$

$$167 = \frac{M}{2} \quad M = 334 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M = (7 \cdot 12 + 5 \cdot 1 + 4 \cdot 16 + 1 \cdot 14) \cdot n = 334 \Rightarrow n = 2$$

$$C_{14} H_{10} O_8 N_2$$

16. Al tratar 9 g. de Sn con exceso de HCl se han obtenido 19'8 g. de un cloruro de estaño. Determinar su fórmula empírica.

Solución.

$$19'8 \text{ gr. de Sn}_x\text{Cl}_y : \begin{cases} m(\text{Sn}) = 9 \text{ g} \\ m(\text{Cl}) = 19'8 - 9 = 10'8 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\begin{cases} n(\text{Sn}) = \frac{m(\text{Sn})}{M(\text{Sn})} = \frac{9 \text{ g}}{118'7 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'076 \text{ mol-at} \\ n(\text{Cl}) = \frac{m(\text{Cl})}{M(\text{Cl})} = \frac{10'8 \text{ g}}{35'5 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 0'30 \text{ mol-at} \end{cases}$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (N).

$$\frac{\text{Cl}}{\text{Sn}} = \frac{0'3}{0'076} \approx 4 = \frac{4}{1}$$

Por cada átomo de estaño hay cuatro de cloro

$\text{SnCl}_4 \equiv$ Tetracloruro de estaño ó cloruro estannico

17. junio 1997

Cuando se calienta el cloruro de hierro (III) hexahidratado se transforma en la sal anhidra y agua.

Datos: Masas atómicas: Cl = 35'5; H = 1; O = 16; Fe = 55'9

Calcular:

- a) El porcentaje en peso que pierde la sal hidratada cuando se transforma en sal anhidra.

Solución.

$$\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Q}} \text{FeCl}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$$

$$\% = \frac{\Delta m}{m(\text{Sal hidratada})} \cdot 100 = \frac{6 \cdot M(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O})} \cdot 100 = \frac{6 \cdot 18}{55 + 9 + 3 \cdot 35'5 + 6 \cdot 18} \cdot 100 = 39'94$$

Al deshidratar el cloruro férrico hexahidratado pierde el 39'94% de su masa

- b) Los gramos de sal hidratada que deberán calentarse para obtener 500 gramos de sal anhidra.

Solución.

Si el porcentaje de agua en la sal hidratada es del 39'94%, el porcentaje de sal anhidra es del 60'06% ($100 - 39'94 = 60'06$).

$$\%(\text{Sal anhidra}) = \frac{m(\text{Sal anhidra})}{m(\text{Sal hidratada})} \cdot 100 \quad m(\text{Sal hidratada}) = \frac{m(\text{Sal anhidra})}{\%(\text{Sal anhidra})} \cdot 100$$

$$m(\text{Sal hidratada}) = \frac{500}{60'06} \cdot 100 = 832'5 \text{ g}$$

- c) El volumen de vapor de agua que se recogería a 150°C y 3 atm de presión al calentar la sal hidratada en la transformación anterior.

Solución.

El volumen de agua se calcula con la ecuación de gases ideales conocidos los moles de agua y la condiciones de presión y temperatura.

$$n(\text{H}_2\text{O}) \frac{m(\text{H}_2\text{O})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{m(\text{Sal hidratada}) - m(\text{Sal anhidra})}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{832'5 - 500}{18} = 18'5 \text{ moles}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{18'5 \cdot 0'082 \cdot (150 + 273)}{3} = 213'6 \text{ L}$$

18. junio 1993

Un compuesto orgánico en fase gaseosa tiene una densidad de 3'3 g/l medida a 95°C y 758 mm de Hg, y su composición centesimal experimental es: C(24'2%), H(4'1%) y Cl(71'7%). Determine su fórmula empírica.

Datos: Masa atómicas: C = 12; Cl = 35'5; H = 1; R = 0'082 atm·L/K·mol

Solución.

Primero se calcula la fórmula empírica, y a continuación con la masa molecular la fórmula molecular.

Fórmula empírica. Conocida la composición centesimal, se toman 100 gr de compuesto:

$$100 \text{ g } C_xH_yCl_z : \begin{cases} m(C) = 24'2 \text{ g} \\ m(H) = 4'1 \text{ g} \\ m(Cl) = 71'7 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\begin{cases} n(C) = \frac{m(C)}{M(C)} = \frac{24'2 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2'017 \text{ mol-at} \\ n(H) = \frac{m(H)}{M(H)} = \frac{4'1 \text{ gr}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 4'1 \text{ mol-at} \\ n(Cl) = \frac{m(Cl)}{M(Cl)} = \frac{71'7 \text{ g}}{35'5 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 2'020 \text{ mol-at} \end{cases}$$

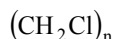
Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (C).

$$\begin{cases} \frac{H}{C} = \frac{4'1}{2'017} \approx 2 = \frac{2}{1} \\ \frac{Cl}{C} = \frac{2'020}{2'01} \approx 1 = \frac{1}{1} \end{cases}$$

Por cada átomo de carbono hay dos de hidrógeno y uno de cloro. Su fórmula empírica es:



La fórmula molecular tiene la forma:



El valor de n se puede calcular a partir del peso molecular.

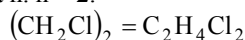
$$M = n \cdot (1 \cdot 12 + 2 \cdot 1 + 1 \cdot 35'5) = 49'5 \cdot n$$

La masa molecular se obtiene mediante la ecuación de gases ideales en función de la densidad.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \quad P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P} = \frac{3'3 \frac{\text{g}}{\text{l}} \cdot 0'082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 368 \text{ K}}{\frac{758}{760} \text{ atm}} = 99'85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Sustituyendo el valor de M se despeja n. n = 2.



19.

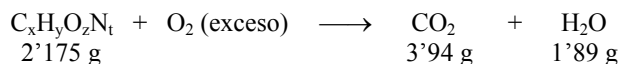
Un aminoácido contiene C, H, O y N. En un experimento, la combustión completa de 2'175 g de ese aminoácido dio 3'94 g de CO₂ y 1'89 g de H₂O. En un experimento distinto, 1'873 g de aminoácido produjeron 0'436 g de NH₃.

Calcule su formula empírica y molecular

Solución.

Puesto que los dos experimentos se hacen con diferentes masas de compuesto, del primero se obtienen los tanto por ciento en masa de C e H del aminoácido, del segundo el tanto por ciento en masa del N, y por diferencia hasta cien se obtiene el del oxígeno.

- Experimento I

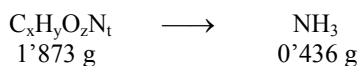


Conocidas las masas de dióxido de carbono y agua que se han formado en la reacción de combustión del aminoácido, y mediante las relaciones ponderales entre el oxígeno y el CO₂, y el hidrógeno y el agua, se calculan las masas de carbono e hidrogeno del compuesto. Conocidas las masas de los elementos C e H y la masa total de compuesto utilizada en el experimento, se calculan los porcentajes en masa de estos elementos en el aminoácido.

$$\frac{\text{C}}{\text{CO}_2} = \frac{12}{44} \Rightarrow m(\text{C}) = \frac{12}{44} m(\text{CO}_2) = \frac{12}{44} \cdot 3'94 = 1'075 \text{ g} \Rightarrow \%(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{m_T} \cdot 100 = \frac{1'075}{2'175} \cdot 100 = 49'43$$

$$\frac{\text{H}}{\text{H}_2\text{O}} = \frac{2}{18} \Rightarrow m(\text{H}) = \frac{2}{18} m(\text{H}_2\text{O}) = \frac{2}{18} \cdot 1'89 = 0'21 \text{ g} \Rightarrow \%(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0'21}{2'175} \cdot 100 = 9'66$$

- Experimento II



$$\frac{\text{N}}{\text{NH}_3} = \frac{14}{17} \Rightarrow m(\text{N}) = \frac{14}{17} m(\text{NH}_3) = \frac{14}{17} \cdot 0'436 = 0'359 \text{ gr} \Rightarrow \%(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{m_T} \cdot 100 = \frac{0'359}{1'873} \cdot 100 = 19'17$$

$$\%(\text{O}) = 100 - \%(\text{C}) - \%(\text{H}) - \%(\text{N}) = 100 - 49'43 - 9'66 - 19'17 = 21'74$$

Conocida la composición centesimal, se toman 100 gr de compuesto:

$$100 \text{ g C}_x\text{H}_y\text{O}_z\text{N}_t : \begin{cases} m(\text{C}) = 49'43 \text{ g} \\ m(\text{H}) = 9'66 \text{ g} \\ m(\text{O}) = 21'74 \text{ g} \\ m(\text{N}) = 19'17 \text{ g} \end{cases}$$

Conocida la masa de cada elemento se calcula el número de moles de átomos de cada elemento, dividiendo por su átomo-gr.

$$\left\{ \begin{array}{l} n(\text{C}) = \frac{m(\text{C})}{M(\text{C})} = \frac{49'43 \text{ g}}{12 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 4'12 \text{ mol-at} \\ n(\text{H}) = \frac{m(\text{H})}{M(\text{H})} = \frac{9'66 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 9'66 \text{ mol-at} \\ n(\text{O}) = \frac{m(\text{O})}{M(\text{O})} = \frac{21'74 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 1'36 \text{ mol-at} \\ n(\text{N}) = \frac{m(\text{N})}{M(\text{N})} = \frac{19'17 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol-at}}} = 1'36 \text{ mol-at} \end{array} \right.$$

Conocidos los moles de átomos de cada elemento, se comparan respecto del menor (N).

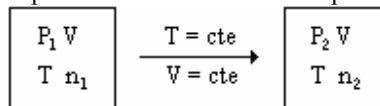
$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{C}{N} = \frac{4'12}{1'36} \approx 3 = \frac{3}{1} \\ \frac{H}{N} = \frac{9'66}{1'36} \approx 7 = \frac{7}{1} \\ \frac{O}{N} = \frac{1'36}{1'36} = 1 = \frac{1}{1} \end{array} \right.$$

Por cada átomo de nitrógeno hay uno de oxígeno, 3 de carbono y siete de hidrógeno
 C_3H_7ON

20. Un recipiente de 50 litros contiene hidrogeno a 15°C y 125 Kpa de presión. Si el recipiente se pone en contacto con la atmósfera, donde la presión es de 101300 Pa determinar la masa y el volumen de hidrógeno en condiciones normales que sale del recipiente.

Solución.

Se pide calcular la variación del número de moles de un sistema gaseoso en el que manteniendo la temperatura y el volumen constante se produce una disminución de presión.



Aplicando la ecuación de gases ideales a cada uno de los sistemas por separado, se calculan los moles de cada uno de ellos.

Como las presiones se dan en Pa (Pascal), se utiliza la ecuación de gases ideales en el sistema internacional, $V(m^3)$, $R = 8'31 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$.

$$n_1 = \frac{P_1 \cdot V}{R \cdot T} = \frac{125000 \cdot 50 \times 10^{-3}}{8'31 \cdot 288} = 2'61 \text{ moles}$$

$$n_2 = \frac{P_2 \cdot V}{R \cdot T} = \frac{101300 \cdot 50 \times 10^{-3}}{8'31 \cdot 288} = 2'12 \text{ moles}$$

$$\Delta n = n_2 - n_1 = 2'12 - 2'61 = -0'49 \text{ moles}$$

El signo negativo solo tiene carácter físico, indicando que el sistema pierde masa.

$$\Delta m(H_2) = \Delta n(H_2) \cdot M(H_2) = 0'49 \text{ mol} \cdot 2 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 0'98 \text{ g}$$

$$\Delta V(H_2)_{C.N.} = 22'4 \frac{\text{L}}{\text{mol}} \Delta n(H_2) = 22'4 \cdot 0'49 = 10'98 \text{ L}$$

21. Una mezcla de gases, a la presión atmosférica, esta constituida por 18 % de H_2 , 24 % de CO , 6% CO_2 y 52% de N_2 (% en volúmenes). Calcular : a) La masa molecular aparente de la mezcla. b) La densidad de la misma en C.N. c) Las presiones parciales de cada uno de los componentes.

Solución.

a. La masa molecular aparente de una mezcla gaseosa se calcula en función de las fracciones molares de los componentes de la mezcla y de sus masas moleculares

$$M_a = \sum_{i=1}^{i=n} \chi_i \cdot M_i$$

Aplicado a la mezcla propuesta:

$$M_a = \chi_{H_2} \cdot M_{H_2} + \chi_{CO} \cdot M_{CO} + \chi_{CO_2} \cdot M_{CO_2} + \chi_{N_2} \cdot M_{N_2}$$

$$M_a = \frac{18}{100} \cdot 2 + \frac{24}{100} \cdot 28 + \frac{6}{100} \cdot 44 + \frac{52}{100} \cdot 28 = 24'28 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

b. De la ecuación de gases ideales se despeja la densidad de la mezcla gaseosa.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \quad P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \quad P \cdot M = \frac{m}{V} \cdot R \cdot T \quad P \cdot M = d \cdot R \cdot T$$

$$d = \frac{P \cdot M}{R \cdot T}$$

Aplicada esta ecuación a una mezcla en condiciones normales:

$$d = \frac{P \cdot M_a}{R \cdot T} = \frac{1 \cdot 24'28}{0'082 \cdot 273} = 1'085 \text{ g/L}$$

c. Según la ley de Raoult: $P_i = P \cdot \chi_i$

En condiciones normales, la presión total es 1, por tanto las presiones parciales coinciden con las fracciones molares de cada componente de la mezcla gaseosa.

$$P_{H_2} = P \cdot \chi_{H_2} = \chi_{H_2} = 0'18 \text{ atm}$$

$$P_{CO} = P \cdot \chi_{CO} = \chi_{CO} = 0'24 \text{ atm}$$

$$P_{CO_2} = P \cdot \chi_{CO_2} = \chi_{CO_2} = 0'06 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = P \cdot \chi_{N_2} = \chi_{N_2} = 0'52 \text{ atm}$$

22. Se recogen sobre agua exactamente 500 ml de nitrógeno a 25°C y 755 mm de presión. El gas está saturado con vapor de agua. Calcular el volumen del nitrógeno seco en condiciones normales. Presión de vapor del agua a 25°C=23'8 mm.

Solución.

Por ser una mezcla gaseosa, la presión total será suma de las presiones parciales de todos los componentes (N_2 , H_2O)

$$P_T = P_{N_2} + P_{H_2O(v)}$$

$$P_{N_2} = P_T - P_{H_2O(v)} = 755 - 23'8 = 731'8 \text{ mm Hg}$$

Conocida la presión parcial del nitrógeno, se calcula mediante la ecuación de gases ideales aplicada a un componente de la mezcla, el número de moles de nitrógeno.

$$P_{N_2} \cdot V = n(N_2) \cdot RT \quad : \quad n(N_2) = \frac{P_{N_2} \cdot V}{RT} = \frac{731'8 \cdot 0'5}{0'082 \cdot 298} = 0'0197 \text{ moles}$$

Teniendo en cuenta el volumen molar en condiciones normales.

$$V_{C.N.} = 22'4 \cdot n = 22'4 \cdot 0'0197 = 0'441 \text{ L} = 441 \text{ ml}$$