

Fq1ºBac. ESTEQUIOMETRÍA.

Nº de moles $n = m/M_r$ (m = masa en gramos), (M_r = Masa molecular)

$$m = n \cdot M_r$$

$$n = \text{Nº de partículas} / N_A \quad (N_A = 6,023 \cdot 10^{23})$$

$$N = n \cdot N_A$$

Disoluciones: Molaridad (Concentración molar): $M = \text{moles de soluto} / \text{Litros totales de disolución} = n/V(L)$

$$N = M \cdot V$$

Fración molar de un componente: x

$$x = \text{moles de ese componente} / \text{moles totales de la disolución o mezcla}$$

Sólo para GASES: P.V = n.R.T

(P = Presión en atm, V = Volumen en L, n = nº de moles, R = cte = 0,082 atm.L/mol.K, T = Temperatura en K)

Condiciones normales: $P = 1$ atm, $T = 0^\circ\text{C} = 273$ K)

1 mol de cualquier gas en condiciones normales ocupa un volumen de:

$$V = (n \cdot R \cdot T) / P = 1 \cdot 0,082 \cdot 273 / 1 = 22,4 \text{ L}$$

$$P \cdot V = (m/M_r) \cdot R \cdot T$$

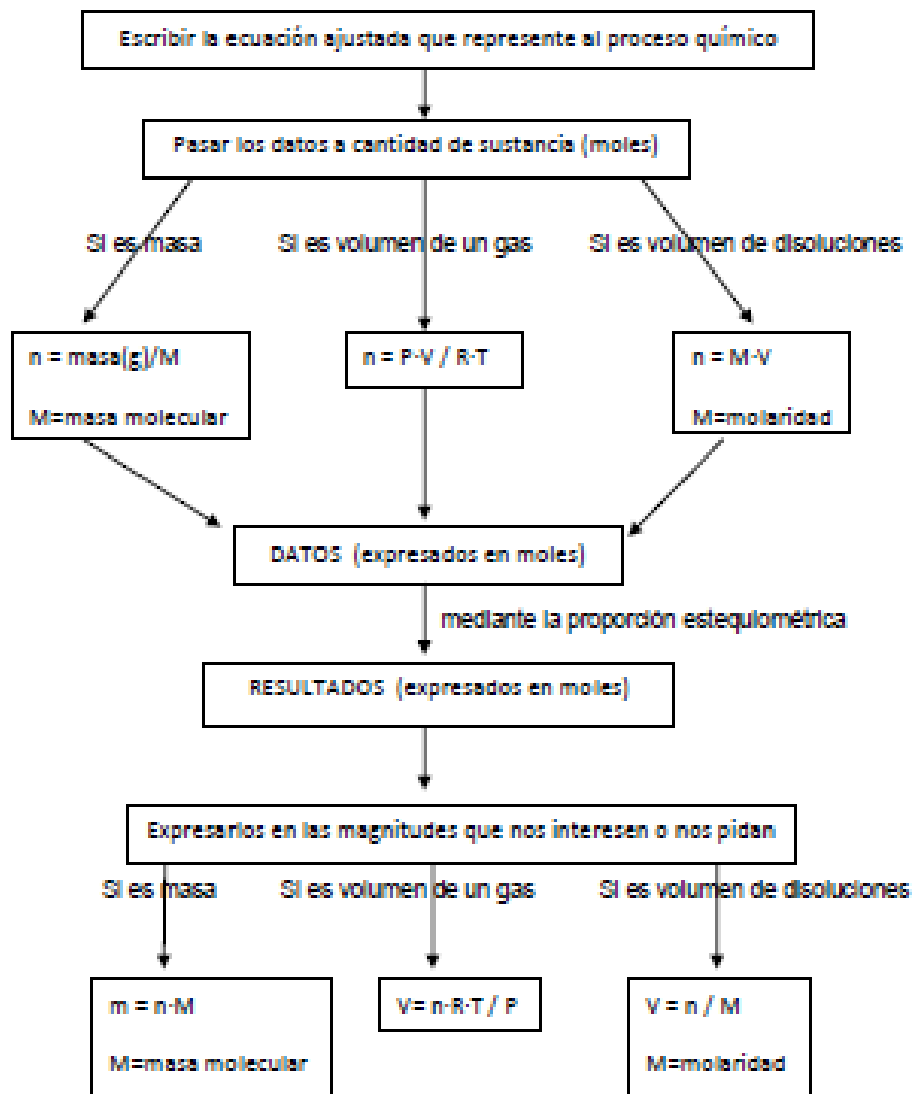
$$P \cdot V = (m \cdot R \cdot T) / M_r$$

$$P \cdot M_r = (m/V) \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot M_r = d \cdot R \cdot T$$

densidad de un gas: $d = (P \cdot M_r) / (R \cdot T)$

La resolución de la mayoría de los cálculos estequiométricos más simples se facilita si procedemos según el siguiente esquema:



RELACIONES MASA, MOLES Y N° DE MOLÉCULAS Y/O ÁTOMOS

12°.- Se tiene una muestra de 2,5 mol de agua (H_2O). Calcula:

- La cantidad de agua en gramos.
- El número de moléculas de agua y el de átomos de H y O.

Datos: Masas atómicas: $H=1$, $O=16$.

a) Calculamos primero los gramos que tiene un mol de agua que viene dada por su masa molar:

$$M(H_2O) = 2 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Luego la masa de 2,5 moles de agua será:

$$m(g) = n \times M = 2,5 \text{ mol} \times 18 \text{ g/mol} = 45 \text{ g}$$

b) Como en un mol hay el n° de Avogadro de moléculas ($6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas/mol) entonces tendremos que:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ moléculas } H_2O &= \\ &= 2,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 1,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2O \end{aligned}$$

Como en cada molécula de agua hay 2 átomos de H y 1 de O, entonces:

$$\text{Átomos de H} = 3 \cdot 10^{24} \quad \text{Átomos de O} = 1,5 \cdot 10^{24}$$

13°.- ¿Cuántas moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) hay en 200 g de ácido? ¿Y cuántos átomos de H, S y O?.

Datos: Masas atómicas: $H=1$, $O=16$, $S=32$.

Calculamos primero los gramos que tiene un mol de ácido que viene dada por su masa molar:

$$M(H_2SO_4) = 2 + 32 + 64 = 98 \text{ g/mol}$$

Luego el número de moles que habrá en 200 g será:

$$n = \frac{m(g)}{M(g/mol)} = \frac{200 \text{ g}}{98 \text{ g/mol}} = 2,04 \text{ mol}$$

El n° de moléculas será por tanto:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ moléculas } H_2SO_4 &= \\ &= 2,04 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 1,22 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } H_2SO_4 \end{aligned}$$

Como en cada molécula de ácido hay 2 átomos de H, 1 de S y 4 de O tendremos que:

$$\text{Átomos de H} = 4,08 \cdot 10^{24}$$

$$\text{Átomos de S} = 1,22 \cdot 10^{24}$$

$$\text{Átomos de O} = 4,88 \cdot 10^{24}$$

15°.- Calcula los átomos de H y S existentes en 10,5 g de H₂S.

Datos: Masas atómicas: H=1 , S=32

Calculamos primero el número de moles que hay en 10,5 g de H₂S:

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 2 + 32 = 34 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} = \frac{10,5 \text{ g}}{34 \text{ g/mol}} = 0,30 \text{ mol}$$

Si hay 0,3 mol de moléculas de H₂S, habrá 0,6 mol de átomos de H y 0,3 mol de átomos de S. Por lo tanto, el número de átomos de cada uno de ellos que hay en 10,5 g de H₂S será:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ átomos H} &= \\ &= 0,6 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = \\ &= 3,61 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ átomos S} &= \\ &= 0,3 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = \\ &= 1,80 \cdot 10^{23} \text{ átomos S} \end{aligned}$$

17°.- Calcula:

a) ¿Cuántos moles de átomos de oxígeno hay en 200 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂.

b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 mol de pentaóxido de difósforo, P₂O₅.

c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo, P₂O₃.

d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22 g de nitrato de bario, Ba(NO₃)₂.

Datos: Masas atómicas: O=16, N=14, Ba=137, P=31,

a) La masa molar del nitrato de bario es:

$$M(\text{nitrato de bario}) = 137 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 261 \text{ g/mol}$$

El número de moles de nitrato de bario será:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} = \frac{200 \text{ g}}{261 \text{ g/mol}} = 0,76 \text{ mol}$$

Como en cada molécula de nitrato hay 6 átomos de O, entonces habrá $0,76 \cdot 6 = 4,56$ mol de átomos de O.

b) Como en cada molécula de pentaóxido hay 2 átomos de P, entonces habrá $0,15 \cdot 2 = 0,30$ mol de átomos de P.

El número de átomos de P será:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ átomos P} &= \\ &= 0,30 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = \\ &= 1,80 \cdot 10^{23} \text{ átomos P} \end{aligned}$$

c) En 0,15 mol de trióxido habrá $0,15 \cdot 3 = 0,45$ mol de átomos de O y como cada mol de átomos de O tiene una masa de 16 g, entonces:

$$m(\text{O}) = n \cdot M = 0,45 \text{ mol} \cdot 16 \text{ g/mol} = 7,2 \text{ g O}$$

d) La masa molar del nitrato de bario es:

$$M(\text{nitrato de bario}) = 137 + 2 \cdot 14 + 6 \cdot 16 = 261 \text{ g/mol}$$

El número de moles de nitrato de bario será:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} = \frac{5,22 \text{ g}}{261 \text{ g/mol}} = 0,02 \text{ mol}$$

Como en cada molécula de nitrato hay 6 átomos de O, entonces habrá $0,02 \cdot 6 = 0,12$ mol de átomos de O.

El número de átomos de O será:

$$\begin{aligned} \text{n}^\circ \text{ átomos O} &= \\ &= 0,12 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = \\ &= 7,22 \cdot 10^{22} \text{ átomos O} \end{aligned}$$

21°.- Un gas ideal a 30 °C y 0,5 atm de presión ocupa un volumen de 50,5 L. ¿Qué volumen ocupará a 1 atm de presión y 0 °C de temperatura?

En este caso no se mantiene constante nada, por lo tanto, se cumplirá que:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1 \cdot T_2}{T_1 \cdot P_2} =$$
$$= \frac{0,5 \text{ atm} \cdot 50,5 \text{ L} \cdot 273 \text{ K}}{303 \text{ K} \cdot 1 \text{ atm}} = 22,75 \text{ L}$$

22°.- Se sabe que cierta cantidad de gas ideal a 20 °C ocupa un volumen de 10 L cuando el manómetro indica 780 mmHg. Calcula:

- La cantidad de gas en mol.
- El número de partículas gaseosas allí presentes.
- El volumen que ocuparía en condiciones normales.

a) La presión debemos pasarla a atm.:

$$P = \frac{780 \text{ mmHg}}{760 \text{ mmHg/atm}} = 1,02 \text{ atm}$$

Si aplicamos la ecuación general de los gases tendremos:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,02 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 293 \text{ K}} =$$
$$= 0,42 \text{ mol}$$

b) Como en un mol hay el n° de Avogadro de partículas (6,022·10²³ partículas/mol) entonces tendremos que:

$$\begin{aligned} \text{n° partículas} &= \\ &= 0,42 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas/mol} = \\ &= 2,52 \cdot 10^{23} \text{ partículas} \end{aligned}$$

c) Condiciones normales se refiere a 1 atm de presión y a 0 °C de temperatura, aplicando la ecuación general de los gases tendremos:

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} =$$
$$= \frac{0,42 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L/K} \cdot \text{mol} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 9,40 \text{ L}$$

26°.- Un recipiente cerrado de 2 L contiene oxígeno a 200 °C y 2 atm de presión. Calcula:

a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.

b) Las moléculas de oxígeno allí presentes.

Datos: Masas atómicas: O=16,

a) El número de moles de oxígeno (O₂) que habrá en el recipiente será:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 473 \text{ K}} = 0,10 \text{ mol}$$

Como cada mol de O₂ son 32 g entonces:

$$m(\text{O}_2) = 0,10 \text{ mol} \cdot 32 \text{ g/mol} = 3,2 \text{ g}$$

c) El número de moléculas será:

$$\begin{aligned} n^\circ \text{ moléculas O}_2 &= \\ &= 0,1 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = \\ &= 6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas O}_2 \end{aligned}$$

34°.- Calcula la composición centesimal del ácido nítrico (HNO₃).

Datos: Masas atómicas: H=1, N=14, O=16,

Calculamos primero su masa molar:

$$M = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63 \text{ g/mol}$$

Determinamos los gramos de cada uno de los elementos que habría en 100 g del compuesto, es decir, su composición centesimal:

$$H = \frac{1 \text{ g}}{63 \text{ g}} \cdot 100 = 1,58 \% \text{ de H}$$

$$N = \frac{14 \text{ g}}{63 \text{ g}} \cdot 100 = 22,22 \% \text{ de N}$$

$$O = \frac{48 \text{ g}}{63 \text{ g}} \cdot 100 = 76,19 \% \text{ de O}$$

28°.- Un recipiente contiene 100 L de O₂ a 20 °C. Calcula la presión del oxígeno, sabiendo que su masa es de 3,43 kg. ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas en condiciones normales?.

Dato: Masa atómica: O=16

El número de moles de O₂ será:

$$n = \frac{m(\text{g})}{M(\text{g/mol})} = \frac{3430 \text{ g}}{32 \text{ g/mol}} = 107,18 \text{ mol}$$

Luego la presión que ejercerán será:

$$\begin{aligned} P &= \frac{n \cdot R \cdot T}{V} = \\ &= \frac{107,18 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} / \text{K} \cdot \text{mol} \cdot 293 \text{ K}}{100 \text{ L}} = \\ &= 25,75 \text{ atm} \end{aligned}$$

Como cada mol ocupa en c.n. 22,4 L, entonces el volumen que ocupará será $V = 22,4 \text{ L/mol} \cdot 107,18 \text{ mol} = 2400,8 \text{ L}$.

39°.- El análisis de una muestra de un compuesto puro presenta el siguiente resultado: 52,18 % de C, 13,04 % de H y 34,78 % de O.

Calcula la fórmula empírica de dicho compuesto.

Datos: masas atómicas: C=12, H=1, O=16.

A partir de la composición centesimal calculamos la cantidad de moles de cada uno de los elementos (que hay en 100 g de sustancia), dividiendo su porcentaje entre su masa molar atómica:

$$\frac{52,18 \text{ g}}{12 \text{ g/mol}} = 4,34 \text{ mol C}$$

$$\frac{13,04 \text{ g}}{1 \text{ g/mol}} = 13,04 \text{ mol H}$$

$$\frac{34,78 \text{ g}}{16 \text{ g/mol}} = 2,17 \text{ mol O}$$

Como estas cantidades no son números enteros sencillos, dividimos cada una de ellas entre la menor cantidad:

$$\frac{4,34 \text{ mol}}{2,17 \text{ mol}} = 2 \text{ de C}$$

$$\frac{13,04 \text{ mol}}{2,17 \text{ mol}} = 6 \text{ de H}$$

$$\frac{2,17 \text{ mol}}{2,17 \text{ mol}} = 1 \text{ de O}$$

Por lo tanto, debe haber 2 átomos de C por cada 6 de H y por cada 1 de O, luego su fórmula empírica debe ser C₂H₆O