

# Tema 01

## Aspectos Cuantitativos en Química



IES Padre Manjón  
Eduardo Eisman Molina

### 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

1.- La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_2H_4O$ . Si su masa molecular es 88.

- Determine su fórmula molecular.
- Calcule el número de átomos de hidrógeno que hay en 5 g de dicho compuesto.
- Determine la masa de una molécula de dicho compuesto.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

a) La masa molecular de su fórmula empírica es:  $2 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 16 = 44$ .

Como nos dicen que la masa molecular del compuesto es 88, el número de veces que esa masa está contenida en la masa mínima es:  $n = 88 / 44 = 2$ .

**Por tanto la fórmula molecular será:  $(C_2H_4O)_2$  o bien:  $C_4H_8O_2$**

b) Número de átomos de hidrógeno:

$$5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{88 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{8 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula}} = 2,74 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

c) Masa de una molécula:

$$\frac{88 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{1,46 \cdot 10^{-22} \text{ g}}{\text{molécula de } C_4H_8O_2}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

2.- La fórmula empírica de un compuesto orgánico es  $C_4H_8S$ . Si su masa molecular es 88, determine:

- Su fórmula molecular.
- El número de átomos de carbono que hay en 25 g de dicho compuesto.
- La presión que ejercerá 2 gramos del compuesto en estado gaseoso a  $120\text{ }^\circ\text{C}$  en un recipiente de 1,5 L.

Masas atómicas: C=12; H=1; S=32,1.  $R=0,082\text{ atm L mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

3.- Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- La masa molar de un elemento es la masa, en gramos, de un átomo de dicho elemento.
- El número de átomos que hay en 5 g de oxígeno atómico es igual al número de moléculas que hay en 10 g de oxígeno molecular.

**a) Falsa.** Ya que si se trata de elementos distintos, tanto sus masas atómicas como el número de moles también serán distintas y contendrán distinto número de átomos.

**b) Falsa.** La masa molar de un elemento es la masa en gramos de 1 mol de átomos ( $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos) de ese elemento.

**c) Verdadera.**

$$5\text{ g O} \cdot \frac{1\text{ mol O}}{16\text{ g O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}\text{ átomos O}}{1\text{ mol O}} = 1,88 \cdot 10^{23}\text{ átomos O}$$

$$10\text{ g O}_2 \cdot \frac{1\text{ mol O}_2}{32\text{ g O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23}\text{ moléculas O}_2}{1\text{ mol O}_2} = 1,88 \cdot 10^{23}\text{ moléculas O}_2$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

4.- Indique, razonadamente, si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

- La misma masa de dos elementos, Ca y Ni, contienen el mismo número de átomos.
- La masa molecular de un compuesto es la masa, en gramos, de una molécula de dicho compuesto.
- Tres moles de neón tienen el mismo número de átomos que un mol de ozono (O<sub>3</sub>).

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

5.- Se tienen 8,5 g de amoníaco y se eliminan  $1,5 \cdot 10^{23}$  moléculas:

- ¿Cuántas moléculas de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos gramos de amoníaco quedan?
- ¿Cuántos moles de átomos de hidrógeno quedan?

Masas atómicas: N = 14; H = 1

a) Moléculas de amoníaco en 8,5 g:

$$8,5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3$$

- Moléculas de amoníaco que quedan:

$$3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3 - 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3 = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } NH_3$$

b) Gramos de amoníaco que quedan:

$$1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{17 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 4,25 \text{ g } NH_3$$

c) Moles de átomos de hidrógeno que quedan:

$$1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{3 \text{ mol } H}{1 \text{ mol } NH_3} = 0,75 \text{ mol de átomos } H$$

## 1.6 Aspectos cuantitativos en química. Actividades

6.- Se tienen 100 g de cloruro de hierro (III) y se eliminan  $2 \cdot 10^{23}$  moléculas. Calcular:

- ¿Cuántas moléculas de cloruro de hierro (III) quedan?
- ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro (III) quedan?
- ¿Cuántos moles de átomos de cloro quedan?

Masas atómicas: Cl = 35,5; Fe = 55,8

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

7.- La estricnina, cuya fórmula es  $C_{21}H_{22}N_2O_2$ , es un potente veneno que se ha usado como raticida. Para 1 mg de estricnina, calcule:

- El número de moles de carbono.
- El número de moléculas de estricnina.
- La masa, en kilogramos, de  $5,4 \cdot 10^{20}$  moléculas de estricnina.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; N = 14; O = 16

a) Moles de C:

- Calculamos la masa molar de ese compuesto:  $M(C_{21}H_{22}N_2O_2) = 334$

$$10^{-3} \text{ g } C_{21}H_{22}N_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{21}H_{22}N_2O_2}{334 \text{ g}} \cdot \frac{21 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_{21}H_{22}N_2O_2} = 6,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol C}$$

b) Moléculas de estricnina:

$$10^{-3} \text{ g } C_{21}H_{22}N_2O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{21}H_{22}N_2O_2}{334 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } C_{21}H_{22}N_2O_2} = 1,8 \cdot 10^{18} \text{ moléculas } C_{21}H_{22}N_2O_2$$

b) Masa en kg:

$$5,4 \cdot 10^{20} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{0,334 \text{ kg}}{1 \text{ mol}} = 3 \cdot 10^{-4} \text{ kg } C_{21}H_{22}N_2O_2$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

8.- En 20 gramos de sulfato de hierro (III),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ . Calcule:

- a) ¿Cuántos moles hay en la muestra?
  - b) ¿Cuántos moles de ión sulfato?
  - c) ¿Cuántos átomos de oxígeno?
- Masas atómicas Fe=56, S=32 y O=16

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

9.- La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Indique razonadamente si 1 mol de sacarosa contiene:

- a) 144 g de carbono.
- b) 18 mol de átomos de carbono.
- c)  $5 \cdot 10^{15}$  átomos de carbono.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16

**a) Verdadero.** En un mol de sacarosa hay 12 moles de átomos de carbono que tiene una masa de  $12 \cdot 12 = 144$  g de C.

**b) Falso.** Hay como hemos dicho anteriormente 12 moles de átomos de carbono.

**c) Falso.**

$$12 \text{ mol C} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 7,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos C}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

10.- Calcule los moles de átomos de carbono que habrá en:

- a) 36 g de carbono.
- b) 12 u de carbono.
- c)  $12 \cdot 10^{20}$  átomos de carbono.

Masa atómica del C = 12

a) 
$$n_{(a)C} = 36 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12 \text{ g}} = 3 \text{ mol átomos C}$$

b) 
$$n_{(b)C} = 12 \text{ u C} \cdot \frac{1 \text{ átomo}}{12 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol átomos C}$$

c) 
$$n_{(c)C} = 12 \cdot 10^{20} \text{ átomos C} \cdot \frac{1 \text{ mol átomos C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol átomos C}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

11.- Calcule los moles de moléculas de sulfato de calcio ( $\text{CaSO}_4$ ) que habrá en:

- a) 34 g de sulfato de calcio.
- b) 136 unidades de masa atómica de sulfato de calcio.
- c)  $3,6 \cdot 10^{22}$  moléculas de sulfato de calcio.

Dato: Masas atómicas Ca = 40; S = 32; O = 16

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

12.- Se tienen dos recipientes de vidrio cerrados de la misma capacidad, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. Justifique:

- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?
- ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?
- ¿Cuál de los recipientes contiene mayor masa de gas?

a) Los dos contienen el mismo número de moles ya que volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de P y T contienen el mismo número de moléculas y, por tanto, de moles.

b) Como los dos contienen el mismo número de moles, contienen el mismo número de moléculas.

c) Como tienen el mismo número de moles contendrá mas masa de gas aquel que tenga encerrado el gas que tenga mayor masa molar, en este caso, el que contiene dióxido de carbono.

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

13.- Se tienen tres recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura con 10 g de  $H_2$ , 10 g de  $O_2$  y 10 g de  $NH_3$ , respectivamente. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

- ¿En cuál de los tres recipientes será mayor la presión?
- ¿En qué recipiente la densidad del gas será mayor?
- ¿En qué recipiente habrá mayor número de átomos?

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14

- Los moles que tenemos de cada sustancia son:

$$\frac{10 \text{ g } H_2}{2 \text{ g / mol}} = 5 \text{ mol } H_2 ; \quad \frac{10 \text{ g } O_2}{32 \text{ g / mol}} = 0,3125 \text{ mol } O_2 ; \quad \frac{10 \text{ g } NH_3}{17 \text{ g / mol}} = 0,59 \text{ mol } NH_3$$

a) Como el volumen y la temperatura son iguales, la presión es proporcional al número de moles ( $PV=nRT$ ), ejercerá mayor presión el que tenga mayor número de moles y por tanto el que contenga  $H_2$ .

b) La densidad será la misma: los recipientes tienen igual volumen y contienen la misma masa

$$5 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 6,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$0,3125 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,59 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1,42 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

- Hay más átomos en el recipiente que contiene  $H_2$ .

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

14.- Se dispone de tres recipientes que contienen en estado gaseoso A = 1 litro de metano, B = 2 litros de nitrógeno molecular y C = 3 litros de ozono (O<sub>3</sub>) respectivamente, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Justifique:

- ¿Qué recipiente contiene mayor número de moléculas?
- ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- ¿Cuál tiene mayor densidad?

Masas atómicas: H=1; C=12; N=14 y O=16

a) Como, de acuerdo con las hipótesis de Avogadro, el volumen ocupado por un gas es proporcional al número de moles y, en consecuencia, al número de moléculas, y como se encuentran los tres gases en idénticas condiciones de presión y temperatura, el gas que ocupe mayor volumen contendrá también mayor número de moléculas. En nuestro caso, el ozono.

b) En el primer recipiente habrá:  $N \text{ moléculas} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } CH_4} = 5N \text{ átomos}$

En el segundo recipiente habrá:  $2N \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } N_2} = 4N \text{ átomos}$

En el tercer recipiente habrá:  $3N \text{ moléculas} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula } O_3} = 9N \text{ átomos}$

c)  $PV = nRT = \frac{m}{M}RT \rightarrow PM = \frac{m}{V}RT = dRT \rightarrow d = \frac{PM}{RT}$

- Será mayor la densidad en el recipiente que contenga el gas con masa molar mayor. En este caso el O<sub>3</sub>.

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

15.- Se tienen las siguientes cantidades de tres sustancias gaseosas: 3,01 · 10<sup>23</sup> moléculas de C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, 21g de CO y 1 mol de N<sub>2</sub>. Razonando la respuesta:

- Ordénalas en orden creciente de su masa.
- ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?
- ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

Masas atómicas: C = 12; N = 14; O = 16; H = 1

a)  $3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléc.} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléc.}} \cdot \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 29 \text{ g } C_4H_{10}$ ;  $21 \text{ g } CO$ ;  $1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{28 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 28 \text{ g } N_2$

• **CO < N<sub>2</sub> < C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>**

b)  $21 \text{ g } CO \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 0,75 \text{ mol } CO$ ;  $0,5 \text{ mol } C_4H_{10}$ ;  $1 \text{ mol } N_2$

- Un mol de N<sub>2</sub> ocupará más volumen: 22,4 L en C.N.

c)  $3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 4,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

$0,75 \text{ mol } CO \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$

$1 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$

- Tiene más átomos el C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>



## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

16.- Tenemos tres depósitos cerrados A, B y C de igual volumen y que se encuentran a la misma temperatura. En ellos se introducen, respectivamente 10 g de  $H_2(g)$ , 7 moles de  $O_2(g)$  y  $10^{23}$  moléculas de  $N_2(g)$ . Indique de forma razonada:

- ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?
- ¿Cuál contiene mayor número de átomos?
- ¿En qué depósito hay más presión?

Masas atómicas: O=16, N=14, H=1

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

17.- Se tiene una mezcla de 10 g de hidrogeno y 40 g de oxigeno.

- Cuantos moles de hidrogeno y de oxigeno contiene la mezcla.
- Cuantas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases.
- Cuantos átomos del reactivo en exceso quedan.

Masas atómicas: H = 1; O = 16

$$a) \quad 10 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 5 \text{ mol } H_2; \quad 40 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 1,25 \text{ mol } O_2$$

- b) Para formar agua: 1 mol  $O_2$  reaccionan con 2 mol  $H_2$  para formar 2 mol  $H_2O$ .
- Los 1,25 mol de  $O_2$  reaccionarán con 2,5 mol de  $H_2$  y formarán 2,5 mol de  $H_2O$ ,
  - Es decir:  $2,5 \text{ mol } H_2O \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{24}$  moléculas de  $H_2O$ .

c) Han reaccionado 2,5 mol de  $H_2$ , quedan sin reaccionar:  $5 - 2,5 = 2,5$  mol de  $H_2$ :

$$2,5 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

18.- Se hacen reaccionar 1,00 g de azufre con 1,00 g de mercurio, observándose que queda sin reaccionar 0,84 g de azufre.

- Calcule los moles de azufre que han reaccionado.
- Calcule la masa de sulfuro de mercurio se ha formado
- ¿Cuál es la composición centesimal de este compuesto?

Masas atómicas: S = 32; Hg = 200,5

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

19.- Indica la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones, referidas a la reacción:



- Dos moles de  $\text{SO}_2$  reaccionan con una molécula de oxígeno, para dar dos moléculas de  $\text{SO}_3$ .
- Dos litros de  $\text{SO}_2$  reaccionan con un litro de  $\text{O}_2$  para dar dos litros de  $\text{SO}_3$ .
- Cuatro moles de  $\text{SO}_2$  reaccionan con dos moles de  $\text{O}_2$  para dar cuatro moles de  $\text{SO}_3$ .

**a) Falso.** Dos moléculas de  $\text{SO}_2$  reaccionan con 1 molécula de  $\text{O}_2$ , para dar dos moléculas de  $\text{SO}_3$ .

**b) Verdadero.** De acuerdo con las leyes de Gay - Lussac y las hipótesis de Avogadro.

**c) Verdadero.** ya que son números proporcionales a los coeficientes estequiométricos.

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

20.- Calcule el número de átomos de oxígeno que contiene:

- a) Una botella de 1 L de agua.
- b) 10 L de aire en condiciones normales, sabiendo que éste contiene 20% de O<sub>2</sub> en volumen.
- c) 20 g de hidróxido de sodio.

Datos: Masas atómicas: O = 16, H = 1, Na = 23. Densidad del agua 1 g/mL

$$a) 1 L \cdot \frac{1000 g}{1 L} \cdot \frac{1 mol}{18 g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} moléculas}{1 mol} \cdot \frac{1 átomo}{1 molécula} = 3,35 \cdot 10^{25} \text{ átomos O}$$

$$b) 10 L \text{ aire} \cdot \frac{20 L O_2}{100 L \text{ aire}} \cdot \frac{1 mol}{22,4 L} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} moléculas}{1 mol} \cdot \frac{2 átomo}{1 molécula} = 1,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

$$c) 20 g NaOH \cdot \frac{1 mol}{40 g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} moléculas}{1 mol} \cdot \frac{1 átomo}{1 molécula} = 3 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

21.- a) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 200 litros de oxígeno molecular en condiciones normales?

b) Un corredor pierde 0,6 litros de agua en forma de sudor durante una sesión deportiva ¿cuántas moléculas de agua ha perdido de su cuerpo a través de la sudoración?

c) Una persona bebe al día 1 litro de agua., ¿cuántos átomos incorpora a su cuerpo por este procedimiento?

Masas atómicas: H = 1; O = 16. Densidad del agua = 1 g/mL

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

22.- Calcule: a) ¿Cuántas moléculas existen en un miligramo de hidrogeno molecular?  
b) ¿Cuántas moléculas de hidrogeno existen en 1 mililitro del mismo en C.N?  
c) La densidad del hidrogeno molecular en C.N. Dato: Masa atómica H = 1

$$a) \quad 1.10^{-3} \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} \cdot \frac{6,022.10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3.10^{20} \text{ moléculas } H_2$$

$$b) \quad 1.10^{-3} \text{ L} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{6,022.10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,7.10^{19} \text{ moléculas } H_2$$

$$c) \quad d = \frac{m}{V} = \frac{2 \text{ g / mol}}{22,4 \text{ L / mol}} = 0,089 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

23.- Se dispone de 2 litros de disolución acuosa 0,6 M de urea,  $(NH_2)_2CO$ .

a) ¿Cuántos moles de urea hay?  
b) ¿Cuántas moléculas de urea contienen?  
c) ¿Cuál es el número de átomos de nitrógeno en ese volumen de disolución?

$$a) \quad 2 \text{ L} \cdot \frac{0,6 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 1,2 \text{ mol de urea}$$

$$b) \quad 1,2 \text{ mol de urea} \cdot \frac{6,022.10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 7,23.10^{23} \text{ moléculas de urea}$$

$$c) \quad 7,23.10^{23} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{2 \text{ átomos } N}{1 \text{ molécula}} = 1,46.10^{24} \text{ átomos de } N$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

24.- Un vaso contiene 100 ml de agua. Calcule:

- a) ¿Cuántos moles de agua hay en el vaso?
- b) ¿Cuántas moléculas de agua hay en el vaso?
- c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno y cuantos moles de átomos de hidrogeno hay en el vaso?

Datos: Masas atómicas H = 1 y O = 16; densidad del agua 1 g/mL

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

25.- El sulfato de amonio,  $(NH_4)_2SO_4$ , se utiliza como fertilizante en agricultura. Calcule:

- a) El tanto por ciento en peso de nitrógeno en el compuesto.
- b) La cantidad de sulfato de amonio necesaria para aportar a la tierra 10 kg de nitrógeno.

Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; S = 32

$$a) \quad \frac{28 \text{ g N}}{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} \cdot 100 = 21,2 \% \text{ N}$$

$$b) \quad x \text{ g } (NH_4)_2SO_4 \cdot \frac{28 \text{ g N}}{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} = 10 \cdot 10^3 \text{ g N} \rightarrow x = 47,15 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

26.- Un compuesto orgánico contiene 24,25% de C, 4,05% de H y el resto de Cl. Sabiendo que 1 L de dicho compuesto en estado gaseoso medido a 700 mmHg y a 110° C tiene una masa de 2,90 g. Calcule: a) La fórmula empírica. b) La fórmula molecular. ¿De qué compuesto se trata?  
Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: C = 12; H = 1; Cl = 35,5

a) Como hay 24,25% de C y 4,05% de H, habrá:  $100 - (24,25 + 4,05) = 71,7\%$  de Cl.

$$\text{mol C} = \frac{24,25}{12} = 2,02 \quad \text{mol H} = \frac{4,05}{1} = 4,05 \quad \text{mol Cl} = \frac{71,7}{35,5} = 2,02$$

• Dividiendo entre el menor, calculamos la fórmula empírica:

$$\frac{2,02}{2,02} = 1 \quad \frac{4,05}{2,02} = 2 \quad \frac{2,02}{2,02} = 1 \quad \rightarrow \quad \text{Fórmula empírica: } (\text{CH}_2\text{Cl})_n$$

b) La masa molecular mínima ( $n = 1$ ) será:  $12 + 2 + 35,5 = 49,5$ .

• Masa molecular del compuesto:

$$PV = nRT = \frac{m}{M}RT \quad \rightarrow \quad M = \frac{mRT}{PV} = \frac{2,90 \cdot 0,082 \cdot 383}{\frac{700}{760} \cdot 1} = 98,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

• Por tanto:  $n = \frac{98,9}{49,5} = 2$ .

• Luego la fórmula molecular será:  $(\text{CH}_2\text{Cl})_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ .

• El compuesto puede ser: 1,1-dicloroetano o bien 1,2-dicloroetano.

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

27.- La dimetilhidracina es un compuesto de C, H y N que se utiliza como combustible en los motores de los cohetes espaciales. a) Determina su fórmula empírica sabiendo que por cada kg del mismo que se quema con exceso de oxígeno se producen 1,47 kg de  $\text{CO}_2$  y 1,2 kg de agua. b) Sabiendo que 500 mL de dimetilhidracina en estado gaseoso medido a 0,8 atm y a 125° C tiene una masa de 0,735 g, calcule su fórmula molecular. Masas atómicas: C = 12; N = 14; H = 1.  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

a) Se calcula los gramos de carbono, hidrógeno y, por diferencia, los gramos de nitrógeno:

$$1740 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g CO}_2} = 400,9 \text{ g C}; \quad 1200 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 133,3 \text{ g H}; \quad 1000 - (400,9 + 133,3) = 465,8 \text{ g N}$$

• Ahora, calculamos moles de cada una de ellas, y la cantidad relativa:

$$\frac{400,9 \text{ g C}}{12 \text{ g/mol}} = 33,4 \text{ mol C} \quad \frac{133,3 \text{ g H}}{1 \text{ g/mol}} = 133,3 \text{ mol H} \quad \frac{465,8 \text{ g N}}{14 \text{ g/mol}} = 33,3 \text{ mol N}$$

$$\frac{33,4}{33,3} \approx 1 \quad \frac{133,3}{33,3} \approx 4 \quad \frac{33,3}{33,3} \approx 1 \quad \Rightarrow \quad \text{Fórmula empírica: } (\text{CH}_4\text{N})_n$$

b) Otros métodos, determinan su masa molecular:

$$PV = \frac{m}{M}RT \quad \Rightarrow \quad M = \frac{mRT}{PV} = \frac{0,735 \cdot 0,082 \cdot 398}{0,8 \cdot 0,5} = 60 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

• Ya podemos, conocer su fórmula molecular:

$$n = \frac{60}{30} = 2 \quad \Rightarrow \quad \text{Fórmula molecular: } (\text{CH}_4\text{N})_2 = \text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

28.- Una cantidad de oxígeno molecular ocupa un volumen de 825 ml a 27°C y una presión de 0,8 atm. Calcule:

- ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en la muestra?
  - ¿Qué volumen ocupará la muestra en CN?
  - ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?
- Masa atómica O=16. R = 0,082 atm.L. K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>.

- a) Ecuación de los gases ideales para calcular moles de oxígeno molecular:

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 0,825 \text{ L}}{0,082 \text{ atm.L/ K.mol} \cdot 300 \text{ K}} = 0,027 \text{ mol } O_2$$

- Ahora calculamos la masa:

$$m = n \cdot M = 0,027 \text{ mol } O_2 \cdot 32 \text{ g/mol} = 0,86 \text{ g de } O_2$$

- b) Volumen del gas:

$$V_{\text{gas CN}} = 0,027 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L en CN}}{1 \text{ mol}} = 0,602 \text{ L en CN}$$

- c) Átomos de gas:

$$0,027 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3,25 \cdot 10^{20} \text{ átomos } O$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

29.- Un frasco de 1 litro de capacidad está lleno de dióxido de carbono gaseoso a 27°C. Se hace vacío hasta que la presión del gas es de 10 mm de mercurio. Indique razonadamente:

- Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco
- Cuántas moléculas hay en el frasco
- El número total de átomos

Datos: R = 0,082 atm.L.K<sup>-1</sup>.mol<sup>-1</sup>. Masas atómicas: C = 12; O = 16.

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

2.- Tenemos en un recipiente 100 g de metionina ( $C_5H_{11}NO_2S$ ) y en otro recipiente 100 g de arginina ( $C_6H_{14}N_4O_2$ ). Calcule cual contiene mayor número de:

a) Moles

b) Masa de nitrógeno

c) Átomos

Masas atómicas: C=12; H=1; N=14; O=16; S=32

a) Las masas moleculares son: metionina ( $C_5H_{11}NO_2S$ ) = 149 y arginina ( $C_6H_{14}N_4O_2$ ) = 174.

• Por lo que contiene más moles, para una misma masa de cada una de ellas, la que tenga una masa molar menor.

• En este caso la metionina:  $n_{metionina} = \frac{100}{149} = 0,67 \text{ mol}$        $n_{arginina} = \frac{100}{174} = 0,57 \text{ mol}$

$$b) \quad 100 \text{ g} \cdot \frac{14 \text{ g N}}{149 \text{ g metionina}} = 9,4 \text{ g N} \quad 100 \text{ g} \cdot \frac{56 \text{ g N}}{174 \text{ g arginina}} = 32,2 \text{ g N}$$

$$c) \quad 0,67 \text{ mol metionina} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{20 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 8,06 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$0,57 \text{ mol arginina} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{26 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 8,92 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

4.- En 10 g de  $Fe_2(SO_4)_3$

a) ¿Cuántos moles hay de dicha sal?

b) ¿Cuántos moles hay de iones sulfato?

c) ¿Cuántos átomos hay de azufre?

Masas atómicas: Fe = 56; S = 32; O = 16

• Masa molecular:  $M(Fe_2(SO_4)_3) = 400$

$$a) \quad 10 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{400 \text{ g}} = 0,025 \text{ mol } Fe_2(SO_4)_3$$

$$b) \quad 0,025 \text{ mol} \cdot \frac{3 \text{ mol } SO_4^{2-}}{1 \text{ mol}} = 0,075 \text{ mol } SO_4^{2-}$$

$$c) \quad 0,025 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{\text{molécula}} = 4,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos S}$$



## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

- 2.- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de sodio?  
b) ¿Cuántos átomos de aluminio hay en 0,5 g de este elemento?  
c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 0,5 g de tetracloruro de carbono?  
Masas atómicas: C = 12; Na = 23; Al = 27; Cl = 35,5.

$$a) \frac{23 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 3,82 \cdot 10^{-23} \frac{\text{g}}{\text{átomo Na}}$$

$$b) \frac{0,5 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,16 \cdot 10^{22} \text{ átomos Al}$$

$$c) \frac{0,5 \text{ g}}{154 \text{ g/mol}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,91 \cdot 10^{21} \text{ moléculas CCl}_4$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

2. En un matraz cerrado de 5 litros hay 42 g de N<sub>2</sub> a 27 °C. Determina:  
a) La presión en el interior del matraz.  
b) Se deja salir N<sub>2</sub> hasta que la presión interior sea 1 atm. Calcule cuántos gramos de N<sub>2</sub> han salido del matraz.  
c) ¿A qué temperatura deberíamos poner el recipiente para recuperar la presión inicial?  
Masas atómicas: N = 14; R = 0,082 atm · L · K<sup>-1</sup> · mol<sup>-1</sup>

- a) Aplicamos la ecuación de los gases ideales para calcular los gramos de dióxido de carbono:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow p = \frac{mRT}{MV} = \frac{42 \cdot 0,082 \cdot 300}{5 \cdot 28} = 7,38 \text{ atm}$$

- b) Al abrir el recipiente y quedarse a la presión atmosférica, la masa de N<sub>2</sub> que queda en el recipiente es:

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow m = \frac{pVM}{RT} = \frac{1 \cdot 5 \cdot 28}{0,082 \cdot 300} = 5,69 \text{ g N}_2$$

- Habrán salido: 42 - 5,69 = 36,31 g de N<sub>2</sub>

$$c) p \cdot V = n \cdot R \cdot T = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \Rightarrow T = \frac{pVM}{mR} = \frac{7,38 \cdot 5 \cdot 28}{5,69 \cdot 0,082} = 2214 \text{ K}$$

## 01.- Aspectos cuantitativos en química. Actividades

2. Razone si en 5 litros de hidrógeno y en 5 litros de oxígeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, hay:

- a) El mismo número de moles.
- b) Igual número de átomos.
- c) Idéntica cantidad de gramos.

Masas atómicas: O= 16; H= 1.

a) Si, ya que volúmenes iguales de gases diferentes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas y, por tanto, de moles.

b) Si tienen el mismo número de moléculas y ambas son diatómicas, contendrán también el mismo número de átomos.

c) No ya que los átomos de hidrógeno y de oxígeno tienen masa diferente.