

## Cuestiones del Tema 1: Aspectos cuantitativos en Química

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:  $n = \frac{88}{44} = 2$ . Por tanto la fórmula molecular será:  $(C_2H_4O)_2$  o bien:  $C_4H_8O_2$ .

$$b) 5g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{88 g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{8 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula}} = 2,72 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

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

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  $120^\circ C$  en un recipiente de 1,5 L

Masas atómicas: C=12; H=1; S=32,1. R=0,082 atm L mol<sup>-1</sup> K<sup>-1</sup>

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) Verdadero

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

$$10 g O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol } O_2} = 1,88 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2$$

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 ( $O_3$ ).

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.

$$a) 8,5 g \cdot \frac{1 \text{ mol}}{17 g} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \rightarrow \text{quedan: } 3 \cdot 10^{23} - 1,5 \cdot 10^{23} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

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

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

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

a) ¿Cuántas moléculas de cloruro de hierro (III) quedan?

b) ¿Cuántos gramos de cloruro de hierro (III) quedan?

c) ¿Cuántos moles de átomos de cloro quedan?

Masas atómicas: Cl = 35,5; Fe = 55,8

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:

a) El número de moles de carbono.

b) El número de moléculas de estricnina.

c) La masa, en kilogramos, de  $5,4 \cdot 10^{20}$  moléculas de estricnina.

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

$$a) M(C_{21}H_{22}N_2O_2) = 334$$

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

b)

$$10^{-3} \text{ g estricnina} \cdot \frac{1 \text{ mol estricnina}}{334 \text{ g}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol estricnina}} = 1,8 \cdot 10^{18} \text{ moléculas estricnina}$$

c)

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

8.- En 20 gramos de sulfato de hierro (III)  $Fe_2(SO_4)_3$  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

9.- La fórmula molecular del azúcar común o azúcar de mesa (sacarosa) es  $C_{12}H_{22}O_{11}$ . 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 mol de átomos de carbono que tienen una masa de  $12 \cdot 12 = 144$ g

b) Falso. Hay como hemos dicho anteriormente 12 mol de átomos de C.

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

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

a) 36 g de carbono.

b) 12 una de carbono.

c)  $12 \cdot 10^{20}$  átomos de carbono.

Masa atómica del C = 12

- a)  $36 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{12 \text{ g}} = 3 \text{ mol átomos de C}$   
 b)  $12 \text{ u C} \cdot \frac{1 \text{ átomos}}{12 \text{ u}} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ mol átomos de C}$   
 c)  $12 \cdot 10^{20} \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ mol átomos C}$

**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.

**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:

- a) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moles?  
 b) ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas?  
 c) ¿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 más masa de gas aquel que tenga encerrado el gas que tenga mayor masa molar, en este caso, el que contiene dióxido de carbono.

**13.-** Se tienen tres recipientes del mismo volumen y a la misma temperatura con 10 g de  $\text{H}_2$ , 10 g de  $\text{O}_2$  y 10 g de  $\text{NH}_3$ , respectivamente. Conteste razonadamente a las siguientes cuestiones:

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

Masas atómicas: H = 1; O = 16; N = 14

Los moles que tenemos de cada sustancia son:

$$\frac{10 \text{ g H}_2}{2 \text{ g/mol}} = 5 \text{ mol H}_2; \frac{10 \text{ g O}_2}{32 \text{ g/mol}} = 0,3125 \text{ mol O}_2; \frac{10 \text{ g NH}_3}{17 \text{ g/mol}} = 0,59 \text{ mol NH}_3$$

- a) Como 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  $\text{H}_2$ .

- b)  $PV = nRT = \frac{m}{M}RT \rightarrow PM = \frac{m}{V}RT = dRT \rightarrow d = \frac{PM}{RT}$ . Será mayor la densidad en el recipiente que contenga el gas con masa molar mayor. En este caso el  $\text{O}_2$ .

c)  $5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 6 \cdot 10^{24} \text{ átomos};$

$$0,3125 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3,76 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$0,59 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{4 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1,42 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Luego hay más átomos en el recipiente con  $\text{H}_2$ .

**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:

a) ¿Qué recipiente contiene mayor número de moléculas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

c) ¿Cuál tiene mayor densidad?

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

**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>, 21 g de CO y 1 mol de N<sub>2</sub>. Razonando la respuesta:

a) Ordénalas en orden creciente de su masa.

b) ¿Cuál de ellas ocupará mayor volumen en condiciones normales?

c) ¿Cuál de ellas tiene mayor número de átomos?

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

$$a) 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} \cdot \frac{58 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 29 \text{ g}; 21 \text{ g CO}; 1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 28 \text{ g} \rightarrow \text{CO} < \text{N}_2 < \text{C}_4\text{H}_{10}$$

$$b) 21 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{28 \text{ g}} = 0,75 \text{ mol de CO}; 0,5 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}; 1 \text{ mol de N}_2 \rightarrow \text{Un mol de N}_2 \text{ ocupará más volumen}$$

$$c) 3,01 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{14 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 4,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}; 0,75 \text{ mol CO} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 9 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$; 1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos. Tiene más átomos el C}_4\text{H}_{10}.$$

**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<sub>2</sub>(g), 7 moles de O<sub>2</sub>(g) y 10<sup>23</sup> moléculas de N<sub>2</sub>(g). Indique de forma razonada:

a) ¿En qué depósito hay mayor masa de gas?

b) ¿Cuál contiene mayor número de átomos?

c) ¿En qué depósito hay más presión?

Masas atómicas: O=16, N=14, H=1.

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

a) Cuantos moles de hidrogeno y de oxigeno contiene la mezcla.

b) Cuantas moléculas de agua se pueden formar al reaccionar ambos gases.

c) Cuantos átomos del reactivo en exceso quedan.

Masas atómicas: H = 1; O = 16.

$$a) 10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{2 \text{ g}} = 5 \text{ mol H}_2; 40 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32 \text{ g}} = 1,25 \text{ mol de O}_2$$

b) Como para formar agua 1 mol de O<sub>2</sub> reaccionan con 2 mol de H<sub>2</sub> para formar 2 mol de H<sub>2</sub>O, los 1,25 mol de O<sub>2</sub> reaccionarán con 2,5 mol de H<sub>2</sub> y formarán 2,5 mol de H<sub>2</sub>O, es decir: 2,5·6,022·10<sup>23</sup> = 1,5·10<sup>24</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O.

c) Si han reaccionado 2,5 mol de H<sub>2</sub>, quedan sin reaccionar: 5 – 2,5 = 2,5 mol de H<sub>2</sub> y, por tanto:

$$2,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

**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.

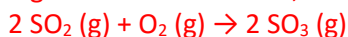
a) Calcule los moles de azufre que han reaccionado.

b) Calcule la masa de sulfuro de mercurio se ha formado

c) ¿Cuál es la composición centesimal de este compuesto?

Masas atómicas: S = 32; Hg = 200,5.

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



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

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  $\text{O}_2$  en volumen.
- c) 20 g de hidróxido de sodio.

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

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

$$\text{b) } 10 \text{ L aire} \cdot \frac{20 \text{ L O}_2}{100 \text{ L aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 1,07 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

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

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

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

23.- Se dispone de 2 litros de disolución acuosa 0'6 M de urea,  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ .

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?

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

$$\text{b) } 1,2 \text{ mol urea} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 7,23 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}$$

$$\text{c) } 7,23 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{2 \text{ átomos N}}{1 \text{ molécula}} = 1,46 \cdot 10^{24} \text{ átomos de N}$$

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

25.- El sulfato de amonio,  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ , 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 aportan a la tierra 10 kg de nitrógeno.

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

a)

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

b)

$$\frac{132 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{28 \text{ g N}} = \frac{x}{10 \text{ kg N}} \rightarrow x = 47,14 \text{ kg de } (NH_4)_2SO_4$$

**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.

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

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

Dividiendo entre el menor, calculamos la fórmula empírica:

$$\frac{2,02}{2,02} = 1; \frac{4,05}{2,02} = 2; \frac{2,02}{2,02} = 1 \rightarrow \text{Fórmula empírica: } (CH_2Cl)_n$$

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

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

Por tanto:  $n = \frac{98,9}{49,5} = 2$ . Luego la fórmula molecular será:  $(CH_2Cl)_2 = C_2H_4Cl_2$ . El compuesto puede ser: 1,1-dicloroetano o bien 1,2-dicloroetano.

**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  $CO_2$  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.

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

**a)** ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en la muestra?

**b)** ¿Qué volumen ocupará la muestra en C N?

**c)** ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en la muestra?

Masas atómicas O=16.

a)

$$PV = nRT \rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0,8 \cdot 0,825}{0,082 \cdot 300} = 0,027 \text{ mol de } O_2 \rightarrow n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 0,027 \cdot 32 = 0,86 \text{ g } O_2$$

b)

$$0,027 \text{ mol} \cdot \frac{22,4 \text{ L en CN}}{1 \text{ mol}} = 0,605 \text{ L en CN}$$

c)

$$0,027 \text{ mol de } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula}} = 3,25 \cdot 10^{22} \text{ átomos}$$

**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:

**a)** Cuántos gramos de dióxido de carbono contiene el frasco

**b)** Cuántas moléculas hay en el frasco

**c)** El número total de átomos

Datos:  $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masa atómica: C = 12; O = 16.

## Problemas del Tema 1: Aspectos cuantitativos en Química

1.- Se dispone de una botella de ácido sulfúrico cuya etiqueta aporta los siguientes datos: densidad 1'84 g/mL y riqueza en masa 96 %. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la fracción molar de los componentes.

b) El volumen necesario para preparar 100 mL de disolución 7 M a partir del citado ácido. Indique el material necesario y el procedimiento seguido para preparar esta disolución.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32.

a) Si la densidad de la disolución es 1,84 g/mL quiere decir que 1 L de disolución pesa 1840 g:

$$\begin{aligned} \frac{1840 \text{ g disolu}}{1 \text{ L disolu}} \cdot \frac{96 \text{ g soluto}}{100 \text{ g disolu}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{98 \text{ g}} &= 18 \text{ mol/L (18 M)}. \rightarrow 1840 \text{ g disolu} - 1766,4 \text{ g soluto} \\ &= 73,6 \text{ g disolvente} \rightarrow \frac{73,6 \text{ g H}_2\text{O}}{18 \text{ g/mol}} = 4,1 \text{ mol H}_2\text{O} \rightarrow \chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_{\text{disolv}}} = \frac{18}{18 + 4,1} = 0,81 \\ &\rightarrow \chi_{\text{disolv}} = 1 - 0,81 = 0,19 \end{aligned}$$

b) Para preparar 100 mL (0,1 L) de disolución 0,7 M necesitamos:  $0,1 \text{ L} \cdot \frac{7 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,7 \text{ mol de ácido}$  que tenemos que tomar de la disolución concentrada (es decir, 18 M) por lo que necesitaremos un volumen de la misma de:

$$0,7 \text{ mol} \cdot \frac{1 \text{ L}}{18 \text{ mol}} = 0,039 \text{ L (es decir, 39 mL)}$$

Para preparar esta disolución procederemos de la siguiente manera:

1. Tomamos con una pipeta 39 mL de la disolución 18 M.

2. Ayudándonos con un frasco lavador colocamos en un matraz aforado de 100 mL un cierto volumen de agua (unos 150 mL).

3. Con un embudo vertemos los 39 mL de la disolución 18 M en el matraz aforado y removemos para homogeneizar la disolución y por último, con una pipeta completamos con agua hasta llegar a la señal del aforo.

2.- Una disolución de ácido acético (CH<sub>3</sub>COOH) tiene un 10 % en peso de riqueza y una densidad de 1'05 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la fracción molar de soluto.

b) La molaridad de la disolución preparada llevando 25 mL de la disolución anterior a un volumen final de 250 mL mediante la adición de agua destilada.

Masas atómicas: H = 1; C = 12; O = 16.

3.- Se mezclan 200 g de hidróxido de sodio y 1000 g de agua resultando una disolución de densidad 1'2 g/mL. Calcule:

a) La molaridad de la disolución y la concentración de la misma en tanto por ciento en masa.

b) El volumen de disolución acuosa de ácido sulfúrico 2 M que se necesita para que reaccione con 20 mL de la disolución anterior de acuerdo con la ecuación sin ajustar:  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

Masas atómicas: Na = 23; O = 16; H = 1.

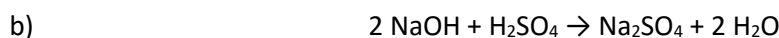
$$a) d_{\text{disoluc}} = \frac{m_{\text{disoluc}}}{V_{\text{disoluc}}} \rightarrow 1,2 = \frac{1200}{V} \rightarrow V = 1000 \text{ mL} = 1 \text{ L}$$

$$\text{Los moles de NaOH que tenemos son: } n = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}} = \frac{200}{40} = 5 \text{ mol NaOH}$$



Por tanto, la molaridad será:  $M = \frac{n}{V} = \frac{5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 5 \text{ M}$

Y el tanto por ciento en masa:  $\frac{200 \text{ g soluto}}{1200 \text{ g disolución}} = \frac{x}{100 \text{ g disolución}} \rightarrow x = 16,67\%$



En los 20 mL de la disolución anterior hay:  $0,02 \text{ L} \cdot \frac{5 \text{ mol}}{1 \text{ L}} = 0,1 \text{ mol de NaOH}$ , que de acuerdo con la estequiometría de la ecuación reaccionarán con:  $0,1 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 0,05 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$

Como  $M = \frac{n}{V} \rightarrow V = \frac{n}{M} = \frac{0,05}{2} = 0,025 \text{ L}$  (es decir, 25 mL)

**4.- Una disolución de ácido sulfúrico está formada por 14 g de ácido y 44,5 g de agua y ocupa un volumen de 50 mL. Determine:**

**a) La molaridad y la molalidad de la disolución.**

**b) El volumen de la disolución anterior que se necesita para que reaccione con 4 g de NaOH de acuerdo con la ecuación sin ajustar:  $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$**

**Masas atómicas: H = 1; S = 32; O = 16; Na = 40.**

**5.- Una disolución acuosa de ácido fosfórico tiene una concentración de 300 g /L y una densidad de 1,153 g/mL. Calcular:**

**a) Su concentración en % en masa**

**b) Su molaridad, molalidad y fracción molar de soluto.**

**Masas atómicas: H = 1; P = 31; O = 16.**

a) Si la densidad de la disolución es 1,153 g/mL quiere decir que 1 L de esa disolución tiene una masa de 1153 g. Por tanto su concentración en masa será:

$$\% \text{ masa} = \frac{300}{1153} \cdot 100 = 26\%$$

b) Los moles de ácido que hay contenidos en los 300 g/L son:  $M = \frac{300 \text{ g/L}}{98 \text{ g/mol}} = 3,06 \frac{\text{mol}}{\text{L}} = 3,06 \text{ M}$

Como en los 1153 g de disolución hay 300 g de soluto, los gramos de disolvente que tenemos serán:  $1153 - 300 = 853 \text{ g}$  de agua. Por tanto la molalidad será:

$$m = \frac{3,06 \text{ mol}}{0,853 \text{ kg}} = 3,6 \text{ m}$$

Los moles de disolvente que tenemos son:  $853/18 = 47,4 \text{ mol H}_2\text{O}$ . Por tanto la fracción molar de soluto será:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} = \frac{3,06}{3,06 + 47,4} = 0,06$$

**6.- Se dispone de ácido nítrico concentrado de densidad 1,505 g/cm<sup>3</sup> y 98% en masa.**

**a) ¿Cuál será el volumen necesario de este ácido para preparar 250 mL de una disolución 1 M?**

**b) Se toman 50 mL de la disolución anterior, se trasvasan a un matraz aforado de 1 L y se enrasa posteriormente con agua destilada. Calcular los gramos de hidróxido de potasio necesarios para reaccionar completamente con la disolución preparada de acuerdo con el proceso:  $\text{HNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$**

**Masas atómicas: H = 1; N = 14; O = 16; K = 39**

a) Para preparar los 250 mL (0,25 L) de ácido 1 M necesitamos:  $0,25 \text{ L} \cdot 1 \text{ mol/L} = 0,25 \text{ mol de HNO}_3$  que tomamos de la disolución concentrada, por lo que necesitamos un volumen de ésta de:

$$0,25 \text{ mol HNO}_3 \cdot \frac{63 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{100 \text{ g disolu}}{98 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{1,505 \text{ g disolu}} = 10,7 \text{ mL}$$

b) En los 50 mL de HNO<sub>3</sub> 1 M hay 0,050 L · 1 mol/l = 0,05 mol que reaccionarán, de acuerdo con la estequiometría de la reacción con 0,05 mol de KOH es decir: 0,05 mol KOH · 56 g/mol = 2,8 g de KOH.

**7.-** Una disolución acuosa de CH<sub>3</sub>COOH, del 10 % en peso, tiene 1'055 g/mL de densidad. Calcule:

a) La molaridad.

b) Si se añade un litro de agua a 500 mL de la disolución anterior, ¿cuál es el porcentaje en peso de CH<sub>3</sub>COOH de la disolución resultante? Suponga que, en las condiciones de trabajo, la densidad del agua es 1 g/mL.

Masas atómicas: C = 12; H = 1; O = 16.

**8.-** La etiqueta de un determinado frasco de ácido clorhídrico indica que tiene una concentración del 20% en peso y que su densidad es 1,1 g/cm<sup>3</sup>.

a) ¿Qué volumen de este ácido hay que tomar para preparar 500 mL de ácido clorhídrico 0,1 M?

b) Se toman 10 mL del ácido más diluido y se añaden 20 mL del más concentrado, ¿cuál es la molaridad del HCl resultante?

Datos: Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5. Suponer los volúmenes aditivos.

a) Para preparar los 500 mL (0,5 L) de ácido 0,1 M necesitamos: 0,5 mL · 0,1 mol/L = 0,05 mol de HCl que tomamos de la disolución concentrada, por lo que necesitamos un volumen de ésta de:

$$0,05 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{100 \text{ g disolu}}{20 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ ml}}{1,1 \text{ g disolu}} = 8,3 \text{ mL}$$

b) En 10 mL del ácido más diluido hay: 0,010 L · 0,1 mol/L = 0,001 mol HCl

En 20 mL del ácido más concentrado hay:  $20 \text{ mL} \cdot \frac{1,1 \text{ g disolu}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{20 \text{ g HCl}}{100 \text{ g disolu}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 0,121 \text{ mol HCl}$

En total tenemos 0,001 + 0,121 = 0,122 mol de HCl que estarán contenidos (suponiendo los volúmenes aditivos) en 30 mL (0,030 L) de disolución. Por tanto, la molaridad de la disolución resultante será:

$$\frac{0,122 \text{ mol}}{0,03 \text{ L}} = 4,1 \text{ M}$$

**9.-** Se prepara 1L de disolución acuosa de ácido clorhídrico 0'5 M a partir de uno comercial de riqueza 35 % en peso y 1,15 g/mL de densidad. Calcule:

a) El volumen de ácido concentrado necesario para preparar dicha disolución.

b) El volumen de agua que hay que añadir a 20 mL de HCl 0'5 M, para que la disolución pase a ser 0'01 M. Suponga que los volúmenes son aditivos.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5.

**10.-** a) ¿Qué cantidad de Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> del 85 % se necesita para preparar 500 mL de disolución 1,25 M?

b) Calcula el volumen de disolución 1,25 M en Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> que debemos coger para tener 0,15 g de ión sodio.

Masas atómicas: S = 32; Na= 23; O = 16.

a) Para preparar 500 mL de disolución 1,25 M necesitamos:

$$0,5 \text{ L} \cdot \frac{1,25 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L}} \cdot \frac{142 \text{ g Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{100 \text{ g impuro}}{85 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} = 104,4 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \text{ del } 85\%$$

b)

$$0,15 \text{ g Na}^+ \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{46 \text{ g Na}^+} \cdot \frac{1 \text{ L}}{1,25 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 0,0026 \text{ L}$$

**11.-** Para determinar la riqueza de una partida de cinc se tomaron 50 g de muestra y se trataron con ácido clorhídrico del 37 % en peso y 1'18 g/mL de densidad, consumiéndose 126 mL de ácido. La reacción de cinc con ácido produce hidrógeno molecular y cloruro de cinc. Calcule:

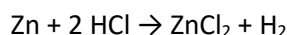
a) La molaridad de la disolución de ácido clorhídrico.

b) El porcentaje de cinc en la muestra.

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35'5; Zn = 65'4.

$$a) \frac{1180 \text{ g disolu}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{37 \text{ g solu}}{100 \text{ g disolu}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 12 \text{ M}$$

b)

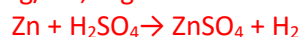


$$\text{En los 126 mL de ácido hay: } 126 \text{ mL} \cdot \frac{1,18 \text{ g disolu}}{1 \text{ mL}} \cdot \frac{37 \text{ g solu}}{100 \text{ g disolu}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{36,5 \text{ g}} = 1,51 \text{ mol HCl}$$

$$1,51 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{2 \text{ mol HCl}} = 0,752 \text{ mol Zn} \cdot \frac{65,4 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 49,3 \text{ g de Zn puros} \rightarrow$$

$$\% \text{ Zn} = \frac{49,3 \text{ g Zn}}{50 \text{ g muestra}} \cdot 100 \text{ g muestra} = 98,6\%$$

**12.-** Si 12 g de un mineral que contiene un 60 % de cinc se hacen reaccionar con una disolución de ácido sulfúrico del 96 % en masa y densidad 1'82 g/mL, según:



Calcule:

a) Los gramos de sulfato de cinc que se obtienen.

b) El volumen de ácido sulfúrico que se ha necesitado.

Masas atómicas: O = 16; H = 1; S = 32; Zn = 65.

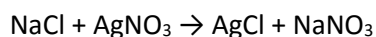
**13.-** El cloruro de sodio reacciona con nitrato de plata precipitando totalmente cloruro de plata y obteniéndose además nitrato de sodio. Calcule:

a) La masa de cloruro de plata que se obtiene a partir de 100 mL de disolución de nitrato de plata 0'5 M y de 100 mL de disolución de cloruro de sodio 0'4 M.

b) Los gramos del reactivo en exceso.

Masas atómicas: O = 16; Na = 23; N = 14; Cl = 35'5; Ag = 108.

a)



$$\text{En los 100 mL de NaCl 0,4 M hay: } 0,1 \text{ L} \cdot 0,4 \text{ mol/L} = 0,04 \text{ mol NaCl}$$

$$\text{En los 100 mL de AgNO}_3 \text{ 0,5 M hay: } 0,1 \text{ L} \cdot 0,5 \text{ mol/L} = 0,05 \text{ mol AgNO}_3$$

Como en la reacción, por cada mol de NaCl reacciona 1 mol de AgNO<sub>3</sub>, los 0,04 mol de NaCl reaccionarán con 0,04 mol de AgNO<sub>3</sub> (que estará en exceso) y formarán:  $0,04 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 5,74 \text{ g AgCl}$

b) Como de los 0,05 mol de AgNO<sub>3</sub> solo reaccionan 0,04, quedan sin reaccionar 0,01 mol · 170 g/mol = 1,7 g

**14.-** En disolución acuosa el ácido sulfúrico reacciona con cloruro de bario precipitando totalmente sulfato de bario y obteniéndose además ácido clorhídrico. Calcule:

a) El volumen de una disolución de ácido sulfúrico de 1'84 g/mL de densidad y 96 % de riqueza en masa, necesario para que reaccionen totalmente 21'6 g de cloruro de bario.

b) La masa de sulfato de bario que se obtendrá.

Masas atómicas: H = 1; O = 16; S = 32; Ba = 137'4; Cl = 35'5.

15.- El carbonato de magnesio reacciona con ácido clorhídrico para dar cloruro de magnesio, dióxido de carbono y agua. Calcule:

a) El volumen de ácido clorhídrico del 32 % en peso y 1'16 g/mL de densidad que se necesitará para que reaccione con 30'4 g de carbonato de magnesio.

b) El rendimiento de la reacción si se obtienen 7'6 L de dióxido de carbono, medidos a 27 °C y 1 atm.

Datos:  $R = 0'082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$ . Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Cl = 35'5; Mg = 24.

a)

$$\text{MgCO}_3 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$30,4 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{84 \text{ g}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol MgCO}_3} \cdot \frac{36,5 \text{ g}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{100 \text{ g disolu}}{32 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL}}{1,16 \text{ g disolu}} = 71,2 \text{ mL HCl}$$

b)

$$30,4 \text{ g MgCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol}}{84 \text{ g}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol MgCO}_3} = 0,36 \text{ mol CO}_2 \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,36 \cdot 0,082 \cdot 300}{1} = 8,9 \text{ L CO}_2$$

$$\rightarrow \text{Rendimiento} = \frac{7,6}{8,9} \cdot 100 = 85,3\%$$

16.- Sabiendo que el rendimiento de la reacción:  $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$  es del 75 % a partir de 360 g de disulfuro de hierro del 60% de riqueza, calcule:

a) La cantidad de óxido de hierro (III) producido.

b) El volumen de  $\text{SO}_2$ , medido en condiciones normales, que se obtendrá.

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

17.- Se desea determinar el contenido en PbS de una muestra de mineral conocido como galena. Para ello, se tratan 25 g de galena con ácido sulfúrico, obteniéndose 2100 mL de  $\text{H}_2\text{S}$ , medidos en condiciones normales, según la ecuación:  $\text{PbS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{PbSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$ .

Calcule:

a) La riqueza de la galena en PbS.

b) El volumen de ácido sulfúrico 0,5 M gastado en esta reacción.

Masas atómicas: Pb = 207; S = 32

a)

$$2,1 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L en c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{239 \text{ g}}{1 \text{ mol}} = 22,4 \text{ g PbS} \rightarrow \frac{22,4 \text{ g PbS}}{25 \text{ g galena}} \cdot 100 \text{ g galena} = 89,6 \%$$

$$\text{b) } 2,1 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L en c.n.}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{0,5 \text{ mol}} = 0,1875 \text{ L de H}_2\text{SO}_4$$

18.- Se desea determinar la pureza de un hidróxido de sodio comercial impurificado con sustancias inertes químicamente. Para ello, se toma una muestra de 4,0 g y se la hace reaccionar con HCl al 30% en peso y 1,148 g/mL de densidad. Sabiendo que han sido necesarios 8,2 mL de la disolución ácida para neutralizar la muestra, según la ecuación:  $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

Calcular:

a) Cuál será la pureza de la sosa analizada.

b) Cuál es la molaridad del ácido

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Na = 23; O = 16.

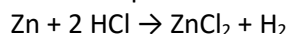
19.- Se adicionan 200 mL de una disolución de ácido clorhídrico 6 M a 54 g de un mineral con una riqueza en cinc del 65%, produciéndose la reacción:  $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

a) ¿Qué quedará en exceso, cinc o ácido? Razone la respuesta.

b) ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 27 °C y a la presión de 760 mm Hg se habrá desprendido?

Masas atómicas: H = 1; Cl = 35,5; Zn = 65,4. R = 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.

a) Ajustamos la ecuación química correspondiente al proceso:



En 200 mL (0,2 L) de HCl 6 M hay: 0,2 L · 6 mol/L = 1,2 mol de HCl

En 54 g de mineral de cinc hay:  $54 \text{ g mineral} \cdot \frac{65 \text{ g Zn}}{100 \text{ g mineral}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{65,4 \text{ g}} = 0,54 \text{ mol Zn}$

Como 1 mol de Zn reacciona con 2 mol de HCl, los 0,54 mol de Zn reaccionarán con 1,08 mol de HCl, por lo que quedarán 1,2 – 1,08 = 0,12 mol de HCl que están en exceso.

b)  $0,54 \text{ mol Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,54 \text{ mol H}_2 \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,54 \cdot 0,082 \cdot 300}{1} = 13,3 \text{ L de H}_2$

**20.-** Se hacen reaccionar 5 gramos de dióxido de manganeso con 50 mL de una disolución comercial de ácido clorhídrico (35% de riqueza y densidad 1,2 g/mL) para producir cloruro de manganeso (II), agua y cloro en estado gaseoso. Calcular:

a) El reactivo que está en exceso

b) Los gramos de cloruro de manganeso (II) que se forman

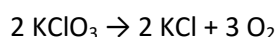
Masas atómicas: Cl = 35,5; H = 1; Mn = 55; = = 16

**21.-** La descomposición térmica de 5 g de clorato de potasio, KClO<sub>3</sub>, del 95% de pureza da lugar a la formación de cloruro de potasio, KCl, y oxígeno gaseoso. Sabiendo que el rendimiento de la reacción es del 83%, calcule:

a) El número de moléculas de KCl que se generarán.

b) El volumen de oxígeno, medido a la presión de 720 mm Hg y temperatura de 20 °C, que se desprenderá durante la reacción.

Masas atómicas: K = 39; Cl = 35,5; O = 16; R = 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.



a)  $5 \text{ g impuros} \cdot \frac{95 \text{ g KClO}_3}{100 \text{ g impuros}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{122,5 \text{ g}} = 0,04 \text{ mol KClO}_3 \rightarrow 0,04 \text{ mol KClO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol KCl}}{2 \text{ mol KClO}_3} =$

$0,04 \text{ mol KCl} \rightarrow 0,04 \text{ mol KCl} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 2,4 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de KCl}$

Como el rendimiento es de 83% se generarán:  $2,4 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de KCl} \cdot \frac{83}{100} = 2 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$

b)  $0,04 \text{ mol KCl} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KCl}} = 0,06 \text{ mol O}_2 \rightarrow V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{0,06 \cdot 0,082 \cdot 293}{720/760} = 1,52 \text{ L de O}_2$

Como el rendimiento es del 83%:  $1,52 \text{ L} \cdot \frac{83}{100} = 1,26 \text{ L de O}_2$

**22.-** El sulfato de sodio y el cloruro de bario reaccionan en disolución acuosa para dar un precipitado blanco de sulfato de bario. Calcular:

a) Los gramos de sulfato de bario que se formarán si reaccionan 8,5 mL de disolución de sulfato de sodio 0,75M con exceso de cloruro de bario.

b) Los mL de cloruro de bario 0,15M que serán necesarios para obtener 0,6g de sulfato de bario.

Masas atómicas: Ba = 137; S = 32; O = 16.