

## FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACH.

## ALGUNOS EJERCICIOS RESUELTOS. TEMA 1:

### 2. Leyes ponderales

#### 2.1. Cuando un alambre de cobre se calienta en contacto con el aire se forma un óxido de cobre negro. La masa del alambre aumenta. ¿Se cumple la ley de Lavoisier? Razonar.

La ley de conservación de la masa SIEMPRE se cumple en toda reacción química. Pero para comprobarlo debemos medir las masas de TODAS las sustancias que intervienen en la reacción. En este caso, debemos tener en cuenta la masa de oxígeno que ha reaccionado.

#### 2.2. El carbonato de calcio es un sólido de color blanco insoluble en agua y que no reacciona con ella. Al calentar 100 g de carbonato de calcio, observamos que pasado un tiempo, sin volverse líquido, se forman burbujas, quedando en el recipiente 56 g de un sólido blanco que reacciona violentamente con el agua. ¿Se ha producido un cambio físico o químico? ¿Se cumple la ley de Lavoisier?

Como en la actividad anterior, en toda reacción química la masa total de los reactivos es igual a la masa total de los productos. Se ha producido un cambio químico, no un cambio de estado, ya que el compuesto que queda en el recipiente tiene propiedades diferentes de las del carbonato de calcio.

La ley de conservación de la masa se cumple en todas las reacciones químicas. Pero para comprobarlo debemos medir las masas de TODAS las sustancias que intervienen en la reacción. En este caso, al reaccionar el carbonato de calcio, se ha producido una nueva sustancia gaseosa (44 g concretamente) que pasa a la atmósfera y no queda en el recipiente.

#### 2.3. Al hacer reaccionar completamente en distintos recipientes 4 g y 6 g de azufre con oxígeno, se obtuvieron respectivamente 10 g y 15 g de óxidos de azufre. ¿Se cumple la ley de Proust? ¿Se trata del mismo compuesto en ambos casos? ¿Qué cantidad de oxígeno es necesaria para su combinación completa con 20 g de azufre?

La ley de las proporciones definidas, o ley de Proust, nos dice que siempre que dos o más elementos químicos se combinen para dar un compuesto determinado, lo hacen en una proporción de masas fija.

Comprobaremos si en ambos casos la proporción en la que se combinan el azufre y el oxígeno es la misma.

Primer compuesto: 4 g azufre + oxígeno producen 10 g de óxido de azufre

Segundo compuesto: 6 g azufre + oxígeno producen 15 g de óxido de azufre

Aplicando la ley de conservación de la masa, vemos que en el primer caso reaccionan  $10\text{ g} - 4\text{ g} = 6\text{ g}$  oxígeno, y que en el segundo son  $15\text{ g} - 6\text{ g} = 9\text{ g}$  oxígeno los que reaccionan.

En el primer compuesto la proporción es: 4 g de azufre por cada 6 g de oxígeno.

En el segundo compuesto, es de 6 g de azufre por cada 9 g de oxígeno.

Para comprobar si la proporción es la misma, basta con dividir una cantidad por la otra

Primer compuesto:  $\frac{4\text{ g S}}{6\text{ g O}} = 0,667$       Segundo compuesto:  $\frac{6\text{ g S}}{9\text{ g O}} = 0,667$

Por lo tanto, vemos que se trata del mismo compuesto, ya que la proporción de masas es la misma. La ley de Proust se cumple.

Para calcular la cantidad de oxígeno que se combina con 20 g de azufre, usamos la misma proporción (4 g S por cada 6 g O)

$$20\text{ g S} \cdot \frac{6\text{ g O}}{4\text{ g S}} = 30\text{ g O reaccionan}$$

#### 2.4. 10 g de una sustancia A reaccionan completamente con 3,2 g de una sustancia B, para dar un compuesto C. Se hacen reaccionar 18,3 g de A con 9,5 g de B. ¿cuántos gramos de C se obtienen, y qué cantidad de A ó B quedan sin reaccionar?

La ley de las proporciones definidas, o ley de Proust, nos dice que siempre que dos o más elementos químicos se combinen para dar un compuesto determinado, lo hacen en una proporción de masas fija. Nos dicen que la proporción es 10g A por cada 3,2 g B.

Por lo tanto, no podemos combinar cantidades cualesquiera de dos elementos. Se agotará uno de los dos elementos, quedando parte del otro sin reaccionar.

En este caso, suponemos que se agotan completamente los 18,3 g de la sustancia A (es la que reacciona en mayor cantidad), y que sobra de la sustancia B. Calculamos qué cantidad de B reacciona con los 18,3 g de A

$$18,3 \text{ g A} \cdot \frac{3,2 \text{ g B}}{10 \text{ g A}} = 5,86 \text{ g B reaccionan. Por lo tanto, quedan sin reaccionar } 9,5 \text{ g} - 5,86 \text{ g} = 3,64 \text{ g B}$$

Aplicando la ley de conservación de la masa, vemos que se forman  $18,3 \text{ g} + 5,86 \text{ g} = 24,16 \text{ g C}$

(si la cantidad que hubiéramos obtenido de B fuera mayor que la que nos dice el problema, significaría que hemos elegido mal, y que es el elemento B el que se agota. entonces, repetiríamos los cálculos, pero con el compuesto B)

**2.5. El azufre y el hierro se combinan para dar sulfuro de hierro en la relación 4g de azufre con 7 g de hierro. ¿Cuánto sulfuro de hierro se obtendrá, a partir de 10 g de hierro y 10 g de azufre?**

*(Este problema se resuelve del mismo modo que el anterior, Solución: Se forman 15,71 g FeS.)*

**2.6. Al combinarse cloro con sodio se ha obtenido cloruro de sodio (Na Cl). Realizando el análisis cuantitativo se obtiene que en el Na Cl tenemos un 39,32 % de Na y un 60,68 % de Cl. ¿Cuántos gramos de cloruro de sodio se obtienen con 0,46 g de sodio?**

La composición centesimal nos indica en qué proporción se combinan los elementos, expresada en tanto por ciento. Es decir, que nos dice que 39,32 g Na se combinan con 60,68 g Cl para producir 100 g NaCl.

Teniendo en cuenta estas proporciones (de 100 g NaCl, 39,32 g son de Na), podemos calcular la cantidad de cloruro de sodio.

Dato: reaccionan 0,46 g Na  $0,46 \text{ g Na} \cdot \frac{100 \text{ g NaCl}}{39,32 \text{ g Na}} = 1,16 \text{ g NaCl}$

**2.7. Sabiendo que la relación entre cloro y calcio en el cloruro de calcio es de 7,1 g de cloro por cada 4,0 g de calcio, calcula las masas de cloro y calcio que existen en 10 g de cloruro de calcio.**

*(Este problema se resuelve de forma parecida que el nº 6, Solución: 6,396 g cloro y 3,604 g de calcio.)*

**2.8. Compruebe que se cumple la ley de las proporciones múltiples para los compuestos óxido de hierro(II) y óxido de hierro(III)**

La ley de las proporciones múltiples, de Dalton, nos dice que *“Dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción para dar compuestos distintos. En ese caso, determinada cantidad fija de uno de ellos se combina con cantidades distintas del otro elemento, de modo que las cantidades del segundo elemento guardan entre sí una relación de números enteros sencillos.”*

Debemos estudiar en qué proporción se combina el oxígeno con una misma cantidad de hierro en los dos compuestos.

FeO: A partir de la masa molecular  $M(\text{FeO}) = 56 + 16 = 72$

Proporción: 56 g Fe por cada 16 g O

Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>:  $M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2 \cdot 56 + 3 \cdot 16 = 112 + 48 = 160$

Proporción: 112 g Fe por cada 48 g O

Para poder comprobar la ley de Dalton debemos fijar una cantidad de hierro (56 g, por ejemplo) y calcular qué cantidad de oxígeno se combina en cada caso.

FeO: 56 g de Fe se combinan con 16 g O

$$\text{Fe}_2\text{O}_3: 56 \text{ g Fe} \cdot \frac{48 \text{ g O}}{112 \text{ g Fe}} = 24 \text{ g O}$$

Vemos que las dos cantidades de oxígeno (16 g y 24 g) guardan una relación de números sencillos  $24/16 = 1,5$ , o sea,  $3/2$ , con lo que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

## 4. Composición centesimal. Cálculos con moles

### 4.1. Calcula la composición centesimal del butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) y del ácido sulfúrico.

Butano: (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>) Mat(C)=12 u, Mat(H)= 1 u, M(C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)= 4·12+10 = 48 + 10 = 58 u

$$\% (C) = \frac{48 \text{ u}}{58 \text{ u}} \cdot 100 = 82,76 \% C$$

$$\% (H) = \frac{10 \text{ u}}{58 \text{ u}} \cdot 100 = 17,24 \% H$$

Ácido sulfúrico: H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

Mat(S)=32 u, Mat(H)= 1 u, Mat(O)= 16 u

M(H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>)= 2·1+32+16·4 = 2+32+64 = 98 u

$$\% (S) = \frac{32 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 = 32,65 \% S$$

$$\% (H) = \frac{2 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 = 2,04 \% H$$

$$\% (O) = \frac{64 \text{ u}}{98 \text{ u}} \cdot 100 = 65,31 \% O$$

### 4.6. Calcular el número de moles que contienen:

#### a) 20 g de cal (Ca O)

M(CaO)= 40+16 = 56

1 mol CaO = 56 g CaO

$$20 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56 \text{ g CaO}} = 0,36 \text{ mol CaO}$$

#### b) 1 g de Hidrógeno (H<sub>2</sub>)

M(H<sub>2</sub>)= 2 · 1 = 2

1 mol H<sub>2</sub> = 2 g H<sub>2</sub>

$$1 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ g H}_2} = 0,5 \text{ mol H}_2$$

#### c) 10<sup>24</sup> moléculas de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 6,022 · 10<sup>23</sup> moléculas H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

$$10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4} = 0,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

#### d) 44,8 l. de oxígeno, medidos en condiciones normales

1 mol O<sub>2</sub> ocupa un volumen de 22,4 L O<sub>2</sub> c.n.

$$44,8 \text{ L O}_2 \text{ c.n.} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2 \text{ c.n.}} = 2 \text{ mol O}_2$$

#### e) 6 · 10<sup>20</sup> átomos de Fe

1 mol Fe = 6,022 · 10<sup>23</sup> átomos Fe

$$6 \cdot 10^{20} \text{ átomos Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}} = 9,96 \cdot 10^{-4} \text{ mol Fe}$$

### 4.7. a) ¿Cuántos átomos de plata habrá en 5 g de dicho metal? (Mat: 108)

M(Ag) = 108

1 mol Ag = 108 g Ag

1 mol Fe = 6,022 · 10<sup>23</sup> átomos Fe

$$5 \text{ g Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{108 \text{ g Ag}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 2,79 \cdot 10^{22} \text{ átomos Ag}$$

### b) ¿Cuál será la masa expresada en gramos de un átomo de plomo? (Mat: 207)

1 mol Pb = 6,022 · 10<sup>23</sup> átomos Pb

M(Pb) = 207

1 mol Pb = 207 g Pb

$$1 \text{ átomo Pb} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Pb}} \cdot \frac{207 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 3,44 \cdot 10^{-22} \text{ g Pb}$$

### c) ¿Qué masa tendrán 6,022 · 10<sup>22</sup> moléculas de agua (H<sub>2</sub>O)?

1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 6,022 · 10<sup>23</sup> moléculas H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

M(H<sub>2</sub>O)= 2 · 1 + 16 = 18

1 mol H<sub>2</sub>O = 18 g H<sub>2</sub>O

$$6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}} \cdot \frac{18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,8 \text{ g H}_2\text{O}$$

**d) ¿Cuántos átomos de oxígeno, azufre e hidrógeno hay en 2 mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?**

1 mol H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> = 6,022 · 10<sup>23</sup> moléculas H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>

1 molécula de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> contiene 2 átomos H, 1 átomo S, 4 átomos O.

$$\text{N}^\circ \text{ átomos H} \quad 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} = 2,41 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

$$\text{N}^\circ \text{ átomos S} \quad 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ átomo S}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos S}$$

$$\text{N}^\circ \text{ átomos O} \quad 2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} = 4,82 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

**4.8 De una sustancia sabemos que la masa de 2 · 10<sup>19</sup> moléculas es de 1,06 mg, ¿cuál será la masa de un mol de esa sustancia? ¿Y su masa molecular?**

Sabemos que 1 mol sustancia = 6,022 · 10<sup>23</sup> moléculas sustancia

Y el problema nos dice la relación entre moléculas y g de esa sustancia.

2 · 10<sup>19</sup> moléculas de la sustancia tienen una masa de 1,06 mg = 0,00106 g sustancia

$$1 \text{ mol sust.} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas sust.}}{1 \text{ mol sust.}} \cdot \frac{0,00106 \text{ g}}{2 \cdot 10^{19} \text{ moléculas sust.}} = 31,92 \text{ g}$$

Como la masa de 1 mol de la sustancia es de 31,92 g, ese número es su masa molecular: M = 31,92

## 5. Fórmula empírica y molecular.

**5.1. Un compuesto contiene 25,4 % de azufre, 38,1 % de oxígeno y 36,5 % de sodio. ¿Cuál es su fórmula empírica?**

La composición centesimal nos da la proporción de masas en la que se combinan los elementos para dar un compuesto determinado. 25,4 g S por cada 38,1 g O y 36,5 g Na

Calculamos la proporción entre los átomos, dividiendo entre la masa atómica de cada elemento:

$$S : \frac{25,4 \text{ g}}{32 \text{ g}} = 0,794 \quad O : \frac{38,1 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 2,381 \quad Na : \frac{36,5 \text{ g}}{23 \text{ g}} = 1,587$$

Transformamos la proporción entre átomos en una proporción de números enteros, dividiendo por el menor de ellos.

$$S : \frac{0,794}{0,794} = 1 \quad O : \frac{2,381}{0,794} = 2,999 \approx 3 \quad Na : \frac{1,587}{0,794} = 1,999 \approx 2$$

La fórmula empírica, por lo tanto, es Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> sulfito de sodio

**5.2. La masa molecular de una sustancia es 180 y su composición centesimal: C =26,68%, H =2,24% , O = 71,08%. Hallar sus fórmulas empírica y molecular.**

La fórmula empírica se calcula del mismo modo que en los ejercicios anteriores. Es CH<sub>2</sub>O<sub>2</sub>

Para obtener la fórmula molecular (la fórmula real, ya que la fórmula empírica sólo nos indica la proporción en la que se combinan los átomos, no el número de átomos que realmente posee la molécula), calculamos primero la masa molecular que correspondería a la fórmula empírica, para compararla con la masa molecular real.

$$M(\text{CHO}_2) = 12 + 1 + 32 = 45$$

La masa molecular real es 180, es decir, cuatro veces más. La fórmula real contiene cuatro veces el n° de átomos de cada elemento. Es, por tanto C<sub>4</sub>H<sub>4</sub>O<sub>8</sub>

**5.7. 0,4356 g de un compuesto orgánico (constituido por C, H, O), de masa molecular 60, originan por combustión 0,958 g de dióxido de carbono y 0,5218 g de agua. Hallar la fórmula molecular del compuesto.**

Para obtener la fórmula molecular del compuesto, primero calcularemos la fórmula empírica a partir de la proporción de masas entre los distintos elementos que lo componen.

Al quemarse el compuesto, reacciona con oxígeno, produciendo  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ . Todo el carbono que contenía el compuesto está ahora en el  $\text{CO}_2$ , así como todo el H está ahora en el agua. Calculamos estas cantidades de C e H.

Carbono:  $M(\text{CO}_2) = 12 + 32 = 44$  Proporción: En 44 g de  $\text{CO}_2$ , 12 g son de C.

$$\text{Como tenemos } 0,958 \text{ g } \text{CO}_2 \cdot \frac{12 \text{ g C}}{44 \text{ g } \text{CO}_2} = 0,261 \text{ g C en el compuesto}$$

Hidrógeno:  $M(\text{H}_2\text{O}) = 2 + 16 = 18$  Proporción: En 18 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , 2 g son de H.

$$\text{Como tenemos } 0,5218 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ g H}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 0,058 \text{ g H en el compuesto}$$

El resto de masa hasta 0,4356 g, será oxígeno:  $0,4356 \text{ g} - 0,261 \text{ g} - 0,058 \text{ g} = 0,117 \text{ g O}$  en el compuesto.

Sabiendo la proporción entre los elementos, calculamos la fórmula empírica:

Calculamos la proporción entre los átomos, dividiendo entre la masa atómica de cada elemento:

$$\text{C: } \frac{0,261 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 0,02175 \quad \text{H: } \frac{0,058 \text{ g}}{1 \text{ g}} = 0,058 \quad \text{O: } \frac{0,117 \text{ g}}{16 \text{ g}} = 0,00731$$

Transformamos la proporción entre átomos en una proporción de números enteros, dividiendo por el menor de ellos.

$$\text{C: } \frac{0,02175}{0,00731} = 2,97 \sim 3 \quad \text{H: } \frac{0,058}{0,00731} = 7,93 \sim 8 \quad \text{O: } \frac{0,00731}{0,00731} = 1$$

La fórmula empírica del compuesto es  $\text{C}_3 \text{H}_8 \text{O}$

Fórmula molecular: Dato: Masa molecular del compuesto: 60

La masa molecular según la fórmula empírica es  $3 \cdot 12 + 8 + 16 = 60$  coinciden.

La fórmula molecular coincide con la fórmula empírica.  $\text{C}_3 \text{H}_8 \text{O}$

## 6. Leyes de los gases

**6.1. A 20 °C, la presión de un gas encerrado en un volumen V constante es de 850 mmHg ¿cuál será el valor de la presión si bajamos la temperatura a 0 °C?**

El gas contenido en el recipiente sufre una transformación a volumen constante, por lo que aplicaremos la ley de Gay Lussac: "En una transformación de un gas a volumen constante, presión y temperatura son directamente proporcionales"

$$\frac{P}{T} = cte \Rightarrow \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Expresamos las presiones en atmósferas y las temperaturas en Kelvin.

$$T_1 = 20^\circ\text{C} = 293 \text{ K} \quad P_1 = 850 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,12 \text{ atm}$$

$$T_2 = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K} \quad P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{1,12 \text{ atm}}{293 \text{ K}} = \frac{P_2}{273 \text{ K}} \Rightarrow P_2 = \frac{1,12 \text{ atm} \cdot 273 \text{ K}}{293 \text{ K}} = 1,04 \text{ atm}$$

**6.2. a) Calcular el número de moles y la masa de gas nitrógeno que tenemos en un recipiente de 25 L, a una presión de 1,5 atm. y una temperatura de 77 °C.**

**b) ¿Qué volumen ocuparía esa misma cantidad de gas en condiciones normales?**

Aplicamos la ecuación de los gases ideales para calcular el número de moles de nitrógeno.

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$\text{Datos: } P = 1,5 \text{ atm, } V = 25 \text{ L, } T = 77 \text{ °C} = 350 \text{ K} \quad R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{1,5 \text{ atm} \cdot 25 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 350 \text{ K}} = 1,31 \text{ moles } N_2$$

En condiciones normales ( $P = 1 \text{ atm}$ ,  $T = 0 \text{ °C} = 273 \text{ K}$ ), el volumen de los 1,31 moles sería

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P} = \frac{1,31 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 29,33 \text{ L}$$

**6.3. Tenemos en un matraz 2 L. de oxígeno a 47 °C y 0,8 atm. Calcular:**

**a) Número de moles, de moléculas, y masa de oxígeno.**

El número de moles lo calculamos aplicando la ecuación de los gases ideales.  $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$

$$\text{Datos: } P = 0,8 \text{ atm, } V = 2 \text{ L, } T = 47 \text{ °C} = 320 \text{ K} \quad R = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}}$$

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T} = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{K} \cdot \text{mol}} \cdot 320 \text{ K}} = 0,061 \text{ moles } O_2$$

$$\text{Nº de moléculas: } 0,061 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 3,67 \cdot 10^{22} \text{ moléculas } O_2$$

$$\text{Masa: } M(O_2) = 32 \quad 1 \text{ mol } O_2 = 32 \text{ g } O_2 \quad 0,061 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 1,95 \text{ g } O_2$$

**b) Densidad**

$$d = \frac{\text{masa } O_2}{\text{Volumen } O_2} = \frac{1,95 \text{ g}}{2 \text{ L}} = 0,98 \text{ g/L} = 0,00098 \text{ g/cm}^3$$

**c) La presión al bajar la temperatura a 300 K, si no varía el volumen.**

El gas contenido en el recipiente sufre una transformación a volumen constante, por lo que aplicaremos la ley de Gay Lussac: "En una transformación de un gas a volumen constante, presión y temperatura son directamente proporcionales"

Expresamos las presiones en atmósferas y las temperaturas en Kelvin.

$$T_1 = 47 \text{ °C} = 320 \text{ K} \quad P_1 = 0,8 \text{ atm}$$

$$T_2 = 300 \text{ K} \quad P_2 = ?$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{0,8 \text{ atm}}{320 \text{ K}} = \frac{P_2}{300 \text{ K}} \Rightarrow P_2 = \frac{0,8 \text{ atm} \cdot 300 \text{ K}}{320 \text{ K}} = 0,75 \text{ atm}$$

**d) El volumen que ocupará el gas si reducimos la temperatura a la mitad, sin variar la presión.**

Ahora, el gas sufre una transformación a presión constante, por lo que aplicaremos la ley de Charles: "En una transformación de un gas a presión constante, volumen y temperatura son directamente proporcionales"

Expresamos las presiones en atmósferas y las temperaturas en Kelvin.

$$T_1 = 47 \text{ °C} = 320 \text{ K} \quad V_1 = 2 \text{ L}$$

$$T_2 = 160 \text{ K} \quad V_2 = ?$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{2 \text{ L}}{320 \text{ K}} = \frac{V_2}{160 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = \frac{2 \text{ L} \cdot 160 \text{ K}}{320 \text{ K}} = 1 \text{ L}$$

Si la temperatura se hace la mitad, también el volumen se reducirá a la mitad.

**7.1. La densidad del aire en condiciones normales es de 1,293 g/L. Determina si los siguientes compuestos son más o menos densos que el aire, en condiciones normales: H<sub>2</sub> , He , CO , CO<sub>2</sub> , C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> .**

Para calcular la densidad de cada gas en c.n, tendremos en cuenta que 1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 L en c.n.

Calculamos la masa de un mol de cada gas y dividimos luego por el volumen (22,4 L)

Para el hidrógeno:  $M(H_2) = 2$                       1 mol H<sub>2</sub> = 2 g H<sub>2</sub>.

$$d = \frac{\text{masa } H_2}{\text{volumen } H_2} = \frac{2 \text{ g}}{22,4 \text{ L}} = 0,089 \text{ g/L} \quad \text{El hidrógeno es menos denso que el aire.}$$

Se calcularía así para cada gas

He: 0,179 g/L                      CO: 1,25 g/L                      CO<sub>2</sub>: 1,96 g/L                      C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> = 2,59 g/L

Son más densos que el aire el CO<sub>2</sub> y el butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>)