

## TRABAJO PRACTICO Nº 3

### 1. MASA, MOLES Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

1.1 Para una masa de 600g de CO<sub>2</sub> (g) calcular:

a) moles de CO<sub>2</sub>; moles de O<sub>2</sub>; moles de C

b) cantidad de moléculas de CO<sub>2</sub>; cantidad de moléculas de O<sub>2</sub>

c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de O, cantidad de átomos totales.

$$\begin{aligned} \text{a) } 600\text{g CO}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})}{44\text{g CO}_2(\text{g})} &= 13,64 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \\ &\searrow \begin{aligned} \frac{1 \text{ mol O}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})} &= 13,64 \text{ mol O}_2(\text{g}) \\ \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})} &= 13,64 \text{ mol C} \end{aligned} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 600\text{g CO}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g})}{44\text{g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g})} &= 8,21 \times 10^{24} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \\ &\searrow \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g})}{44\text{g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g})} = 8,21 \times 10^{24} \text{ moléculas O}_2(\text{g}) \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{c) } 600\text{g CO}_2(\text{g}) \times \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ átomo C}}{44\text{g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g})} &= 8,21 \times 10^{24} \text{ átomos C} \\ &\searrow \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g}) \times 2 \text{ átomos de O}}{44\text{g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g})} = 1,64 \times 10^{25} \text{ átomos O} \\ &\searrow \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g}) \times 3 \text{ átomos totales}}{44\text{g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g})} = 2,46 \times 10^{25} \text{ átomos totales} \end{aligned}$$

1.2 Para 80 moles de metano CH<sub>4</sub> (g) calcular:

a) g de CH<sub>4</sub>; g de H<sub>2</sub>; g de C

b) cantidad de moléculas de CH<sub>4</sub>; cantidad de moléculas de H<sub>2</sub>

c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de H; cantidad de átomos totales.

$$\begin{aligned} \text{a) } 80\text{mol CH}_4(\text{g}) \times \frac{16\text{g CH}_4(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g})} &= 1280\text{g CH}_4(\text{g}) \\ &\searrow \frac{2 \text{ mol H}_2(\text{g}) \times 2\text{g H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ mol H}_2(\text{g})} = 320\text{g H}_2(\text{g}) \\ &\searrow \frac{1 \text{ mol C} \times 12\text{g C}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ mol C}} = 960\text{g C} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} \text{b) } 80\text{mol CH}_4(\text{g}) \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g})} &= 4,82 \times 10^{25} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \\ &\searrow \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 2 \text{ moléculas H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 9,63 \times 10^{25} \text{ moléculas H}_2(\text{g}) \end{aligned}$$

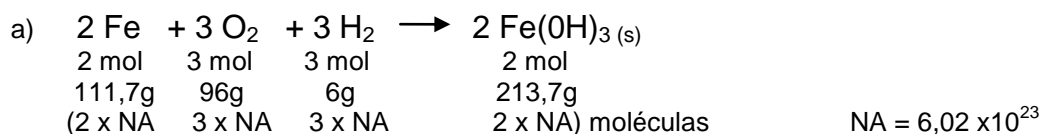
$$\begin{aligned}
 \text{c) } 80 \text{ mol CH}_4 &\times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ átomo C}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 4,82 \times 10^{25} \text{ átomos C} \\
 &\searrow \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 4 \text{ átomo H}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 1,93 \times 10^{26} \text{ átomos H} \\
 &\downarrow \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 5 \text{ átomo totales}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 2,41 \times 10^{26} \text{ átomos totales}
 \end{aligned}$$

**1.3 Para una masa de 800g de hidróxido férrico Fe(OH)<sub>3</sub> (s) calcular:**

**a) moles de Fe(OH)<sub>3</sub>; moles de H<sub>2</sub>; moles de O<sub>2</sub>**

**b) cantidad de moléculas de Fe(OH)<sub>3</sub>; cantidad de moléculas de H<sub>2</sub> y de O<sub>2</sub>**

**c) cantidad de átomos de Fe, H y O; cantidad total de átomos**



$$\begin{aligned}
 800\text{g Fe(OH)}_3 &\times \frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s})}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s})} = 7,49 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s}) \\
 &\searrow \frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 3 \text{ mol H}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 2 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s})} = 11,23 \text{ mol H}_2 \\
 &\downarrow \frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 3 \text{ mol O}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 2 \text{ mol Fe(OH)}_3(\text{s})} = 11,23 \text{ mol O}_2
 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned}
 \text{b) } 800 \text{ g Fe(OH)}_3 &\times \frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(\text{s})}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s})} = 4,51 \times 10^{24} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(\text{s}) \\
 &\searrow \frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s})} = 6,76 \times 10^{24} \text{ moléculas H}_2 \\
 &\downarrow \frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s})} = 6,76 \times 10^{24} \text{ moléculas O}_2
 \end{aligned}$$

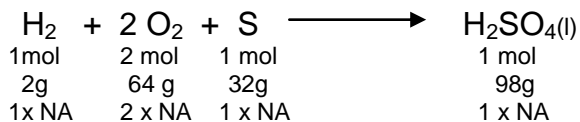
$$\begin{aligned}
 \text{c) } 800 \text{ g Fe(OH)}_3 &\times \frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1 \text{ átomo Fe}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 1 \text{ moléculas Fe(OH)}_3(\text{s})} = 4,51 \times 10^{24} \text{ átomos Fe} \\
 &\searrow \frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2 \times 2 \text{ átomos H}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 1 \text{ molécula H}_2} = 1,35 \times 10^{25} \text{ átomos H} \\
 &\downarrow \frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \times 2 \text{ átomos O}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 1 \text{ molécula O}_2} = 1,35 \times 10^{25} \text{ átomos O} \\
 &\downarrow \frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 7 \text{ átomos totales}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(\text{s}) \times 1 \text{ moléculas Fe(OH)}_3(\text{s})} = 3,15 \times 10^{25} \text{ átomos totales}
 \end{aligned}$$

**1.4 Dado 40 moles de ácido sulfúrico  $\text{H}_2\text{SO}_4(l)$  calcular:**

**a) g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ; g de  $\text{H}_2$ ; g de  $\text{O}_2$**

**b) cantidad de moléculas de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ; cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$  y de  $\text{O}_2$**

**c) cantidad de átomos de S, H y O; cantidad total de átomos**



a)  $40 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4(l) \times \frac{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 3920 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$

$\searrow$

$\frac{2 \text{ g } \text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 80 \text{ g } \text{H}_2$

$\searrow$

$\frac{64 \text{ g } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2560 \text{ g } \text{O}_2$

b)  $40 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4(l) \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2,4 \times 10^{25} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4(l)$

$\searrow$

$\frac{1 \text{ mol } \text{H}_2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ mol } \text{H}_2} = 2,4 \times 10^{25} \text{ moléculas } \text{H}_2$

$\searrow$

$\frac{2 \text{ mol } \text{O}_2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{O}_2}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ mol } \text{O}_2} = 4,82 \times 10^{25} \text{ moléculas } \text{O}_2$

c)  $40 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4(l) \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ átomo S}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ molécula } \text{H}_2\text{SO}_4} = 2,4 \times 10^{25} \text{ átomos S}$

$\searrow$

$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 2 \text{ átomos H}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ molécula } \text{H}_2\text{SO}_4} = 4,82 \times 10^{25} \text{ átomos H}$

$\searrow$

$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 4 \text{ átomos O}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ molécula } \text{H}_2\text{SO}_4} = 9,63 \times 10^{25} \text{ átomos O}$

$\searrow$

$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 7 \text{ átomos totales}}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 \times 1 \text{ molécula } \text{H}_2\text{SO}_4} = 1,68 \times 10^{26} \text{ átomos totales}$

## 2. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

**2.1 Calcular la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que componen el ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )**

Masa molar de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : 98g/mol

$$\% \text{H} = \frac{2 \text{ g H}}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \times 100 = 2,04\%$$

$$\% \text{O} = \frac{64 \text{ g O}}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \times 100 = 65,3\%$$

$$\% \text{S} = \frac{32 \text{ g S}}{98 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \times 100 = 32,6\%$$

Composición porcentual del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ : 65,3% de O, 32,6% de S, 2,04% de H

## 2.2 Calcular la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que componen el fosfato de litio ( $\text{Li}_3\text{PO}_4$ )

Masa molar de  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ : 116g/mol

$$\% \text{Li} = \frac{21g \text{ Li}}{116g \text{ Li}_3\text{PO}_4} \times 100 = 18,1\% \quad \% \text{P} = \frac{31g \text{ P}}{116g \text{ Li}_3\text{PO}_4} \times 100 = 26,72\%$$

$$\% \text{O} = \frac{64g \text{ O}}{116g \text{ Li}_3\text{PO}_4} \times 100 = 55,17\%$$

Composición porcentual del  $\text{Li}_3\text{PO}_4$ : 55,17% de O, 26,72% de P, 18,1% de Li.

## 3. FÓRMULA EMPÍRICA

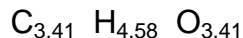
**3.1 La vitamina C está compuesta por 40,92 % de C, 4,58 % de H y 54,50 % de O en masa. Determine su fórmula empírica.**

En 100g de muestra cuento con: 40,92g de C, 4,58g de H y 54,5g de O

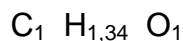
$$\text{Mol C} = \frac{40,92g \text{ C} \times 1 \text{ mol C}}{12g \text{ C}} = 3,41 \text{ mol C}$$

$$\text{Mol H} = \frac{4,58g \text{ H} \times 1 \text{ mol H}}{1g \text{ H}} = 4,58 \text{ mol H}$$

$$\text{Mol O} = \frac{54,5g \text{ O} \times 1 \text{ mol O}}{16g \text{ O}} = 3,41 \text{ mol O}$$



divido por el menor subíndice para convertirlos en números enteros



busco el primer múltiplo de la fórmula que exprese a todos los subíndices como números enteros

Fórmula empírica de la vitamina C:  $\text{C}_3 \text{ H}_4 \text{ O}_3$

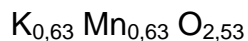
**3.2 Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa, K: 24,75%; Mn: 34,77% y O: 40,51%. Determine su fórmula empírica.**

En 100 g de muestra cuento con: 24,75g K, 34,77g Mn y 40,51g O.

$$\text{Mol K} = \frac{24,75g \text{ K} \times 1 \text{ mol K}}{39g \text{ K}} = 0,63 \text{ mol K}$$

$$\text{Mol Mn} = \frac{34,77g \text{ Mn} \times 1 \text{ mol Mn}}{55g \text{ Mn}} = 0,63 \text{ mol Mn}$$

$$\text{Mol O} = \frac{40,51 \text{ g O} \times 1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} = 2,53 \text{ mol O}$$

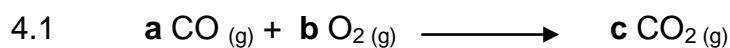


divido por el menor subíndice para convertirlos en números enteros



Fórmula empírica del compuesto:  $\text{KMnO}_4$

#### 4. BALANCEO DE ECUACIONES QUÍMICAS, MÉTODO ALGEBRAICO



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{C: } a = c$$

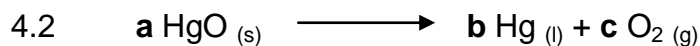
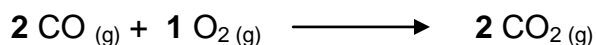
$$\text{O: } a + 2b = 2c$$

$$\text{Si } a = 1 \quad c = 1 \quad 1 + 2b = 2 \quad 2b = 1 \quad b = 1/2$$

Multiplico a todos los coeficientes por el mayor denominador para convertirlos en números enteros:

$$a = 2 \quad b = 1 \quad c = 2$$

Reemplazo en la reacción y verifico que esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{Hg: } a = b$$

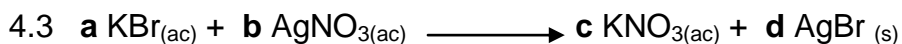
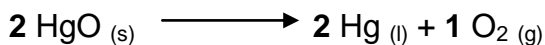
$$\text{O: } a = 2c$$

$$\text{Si } a = 1 \quad b = 1 \quad c = 1/2$$

Multiplico a todos los coeficientes por el mayor denominador para convertirlos en números enteros:

$$a = 2 \quad b = 2 \quad c = 1$$

Reemplazo en la reacción y verifico que esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{K: } a = c$$

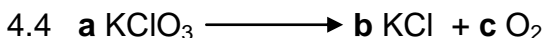
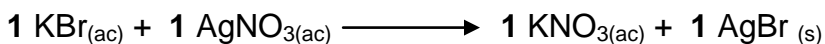
$$\text{Br: } a = d$$

$$\text{Ag: } b = d$$

$$\text{N: } b = c$$

$$\text{O: } 3b = 3c$$

Si  $a = 1$ ;  $c = 1$ ;  $d = 1$ ;  $b = 1$  por lo tanto la reacción está correctamente balanceada siendo todos los coeficientes estequiométricos: 1



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{K: } a = b$$

$$\text{Cl: } a = b$$

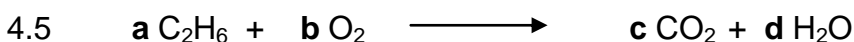
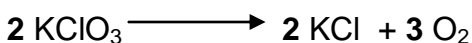
$$\text{O: } 3a = 2c$$

$$\text{Si } a = 1; b = 1; c = 3/2$$

Multiplico a todos los coeficientes por el mayor denominador para convertirlos en números enteros:

$$a = 2 \quad b = 2 \quad c = 3$$

Reemplazo en la reacción y verifico que esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

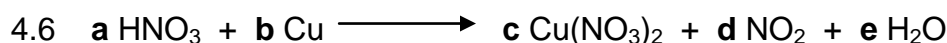
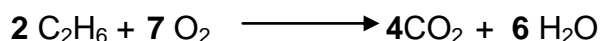
$$\begin{aligned}\text{C: } 2a &= c \\ \text{H: } 6a &= 2d \\ \text{O: } 2b &= 2c + d\end{aligned}$$

$$\text{Si } a = 1; c = 2; d = 3; b = 7/2$$

Multiplico a todos los coeficientes por el mayor denominador para convertirlos en números enteros:

$$a = 2 \quad b = 7 \quad c = 4 \quad d = 6$$

Reemplazo en la reacción y verifico que esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\begin{aligned}\text{H: } a &= 2e \\ \text{N: } a &= 2c + d \\ \text{O: } 3a &= 6c + 2d + e \\ \text{Cu: } b &= c\end{aligned}$$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

$$a = 1 \quad e = \frac{1}{2}$$

$$\text{Del balance del nitrógeno obtengo: } 1 = 2c + d \quad 2c = 1 - d \quad 3 = 3(1 - d) + 2d + \frac{1}{2}$$

$$3d = 2d + \frac{1}{2} \quad 3d - 2d = \frac{1}{2} \quad \mathbf{d = \frac{1}{2}}$$

Con el valor de d despejo c:

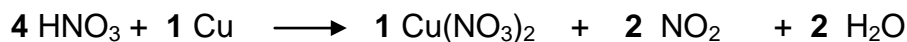
$$2c = 1 - \frac{1}{2} \quad \mathbf{c = \frac{1}{4}}$$

Una vez que obtengo todos los valores, multiplico a todos por el mayor denominador para transformarlos en números enteros:

$$a = 1 \times 4 \quad b = (1/4) \times 4 \quad c = (1/4) \times 4 \quad d = (1/2) \times 4 \quad e = (1/2) \times 4$$

$$\mathbf{a = 4 \quad b = 1 \quad c = 1 \quad d = 2 \quad e = 2}$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



## 5. CANTIDAD DE REACTIVOS Y PRODUCTOS

Antes de resolver el problema:

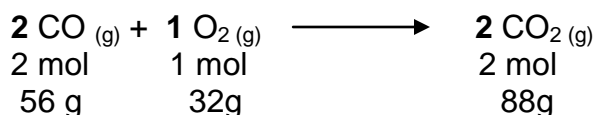
Escribir la Ecuación Química balanceada.

Expresar cada reactivo y cada producto en moles.

Expresar cada reactivo y cada producto en gramos.

### 5.1 Utilizar la ecuación 4.1

¿Cuántos moles de cada reactivo necesito para obtener 20,6 moles de producto? ¿Cuántos gramos de cada reactivo necesito para obtener 370,8g de producto?



$$20,6 \text{ mol CO}_2 \times \frac{2 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol CO}_2} = 20,6 \text{ mol CO}$$

$$20,6 \text{ mol CO}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol CO}_2} = 10,3 \text{ mol O}_2$$

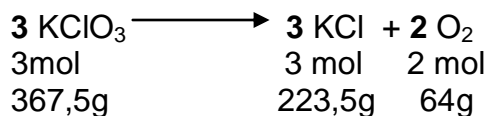
$$370,8 \text{ g CO}_2 \times \frac{56 \text{ g CO}}{88 \text{ g CO}_2} = 235,96 \text{ g CO}$$

$$370,8 \text{ g CO}_2 \times \frac{32 \text{ g O}_2}{88 \text{ g CO}_2} = 134,84 \text{ g O}_2$$

### 5.2 Utilizar la ecuación 4.4

¿Cuántos moles de cada producto obtendré con 35,5 moles de reactivo?

¿Cuántos gramos de cada producto obtendré con 620g de reactivo?



$$35,5 \text{ mol KClO}_3 \times \frac{3 \text{ mol KCl}}{3 \text{ mol KClO}_3} = 35,5 \text{ mol KCl}$$

$$35,5 \text{ mol KClO}_3 \times \frac{2 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol KClO}_3} = 23,67 \text{ mol O}_2$$

$$620 \text{ g KClO}_3 \times \frac{223,5 \text{ g KCl}}{367,5 \text{ g KClO}_3} = 377,06 \text{ g KCl}$$

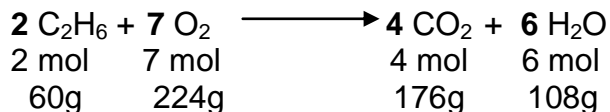
$$620 \text{ g KClO}_3 \times \frac{64 \text{ g O}_2}{367,5 \text{ g KClO}_3} = 107,97 \text{ g O}_2$$



### 5.3 Utilizar la ecuación 4.5

¿Cuántos moles de cada producto obtendré si consumo 40,4 moles de O<sub>2</sub> en la reacción?

¿Para obtener 430,7g de agua, cuántos gramos de cada reactivo necesito hacer reaccionar?



$$40,4 \text{ mol O}_2 \times \frac{4 \text{ mol CO}_2}{7 \text{ mol O}_2} = 23,08 \text{ mol CO}_2$$

$$40,4 \text{ mol O}_2 \times \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{7 \text{ mol O}_2} = 34,63 \text{ mol H}_2\text{O}$$

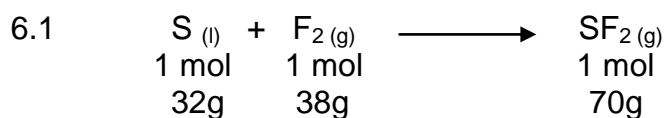
$$430,7 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{60 \text{ g C}_2\text{H}_6}{108 \text{ g H}_2\text{O}} = 239,28 \text{ g C}_2\text{H}_6$$

$$430,7 \text{ g H}_2\text{O} \times \frac{224 \text{ g O}_2}{108 \text{ g H}_2\text{O}} = 893,3 \text{ g O}_2$$

### 6. REACTIVO LIMITANTE

Antes de resolver el problema: Balancear la ecuación química.

Calcular la masa y los moles de cada reactivo y de cada producto.



a) Se hacen reaccionar 4,3 moles de S con 13,2 moles de F<sub>2</sub>.

¿Quién es el reactivo limitante? ¿Cuántos moles del otro reactivo sobran?

Primero averiguaremos cuál de los reactivos es el limitante. Para eso calcularemos si contamos con suficiente F<sub>2</sub> como para que reaccione completamente el S:

$$4,3 \text{ mol S} \times \frac{1 \text{ mol F}_2}{1 \text{ mol S}} = 4,3 \text{ mol F}_2$$

Necesito 4,3 mol de F<sub>2</sub> para que reaccione completamente el S por lo tanto S es el reactivo limitante.

Quedan sin reaccionar:

$$13,2 \text{ mol de F}_2 - 4,3 \text{ mol de F}_2 = 8,9 \text{ mol de F}_2$$

b) Se hacen reaccionar 200g de cada reactivo

¿Quién es el reactivo limitante? ¿Cuántos g del otro reactivo sobran?

$$200\text{g S} \times \frac{38\text{g F}_2}{32\text{g S}} = 237,5\text{g F}_2$$

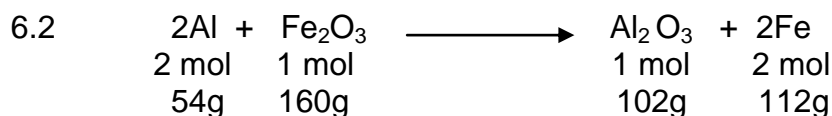
Necesito 237,5g de F<sub>2</sub> para que reaccione todo el S; como sólo tengo 200 g de F<sub>2</sub> no podrá reaccionar completamente el S. **El F<sub>2</sub> es el reactivo limitante.**

$$200\text{g F}_2 \times \frac{32\text{g S}}{38\text{g F}_2} = 168,42\text{g S}$$

Quedan sin reaccionar:

$$200\text{g de S} - 168,42\text{g de S} = 31,58\text{g de S}$$

$$31,58\text{g S} \times \frac{1\text{mol}}{32\text{g S}} = 0,99\text{ mol de S}$$



a) Se hicieron reaccionar 124g de Al con 601g de Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> .

Calcular la masa en gramos del Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> que se formará.

Calcular cuántos moles de Al<sub>2</sub>O<sub>3</sub> se formarán.

Primero debemos identificar al reactivo limitante:

$$124\text{g Al} \times \frac{160\text{g Fe}_2\text{O}_3}{54\text{g Al}} = 367,41\text{g Fe}_2\text{O}_3$$

Tengo suficiente Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub> como para que reaccione completamente el aluminio. Por lo tanto el **aluminio es el reactivo limitante.**

$$124\text{g Al} \times \frac{102\text{g Al}_2\text{O}_3}{54\text{g Al}} = 234,22\text{g Al}_2\text{O}_3$$

$$234,22\text{g Al}_2\text{O}_3 \times \frac{1\text{mol Al}_2\text{O}_3}{102\text{g Al}_2\text{O}_3} = 2,3\text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

b) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedaron sin reaccionar?

¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedaron sin reaccionar?

Quedan sin reaccionar:

$$601\text{g Fe}_2\text{O}_3 - 367,4\text{g Fe}_2\text{O}_3 = 233,6\text{g Fe}_2\text{O}_3$$

$$233,6\text{g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{160\text{g Fe}_2\text{O}_3} = 1,46 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

c) ¿quién es el reactivo limitante?

**El Al es el reactivo limitante.**

## 7. RENDIMIENTO DE REACCION

Balancear la ecuación.

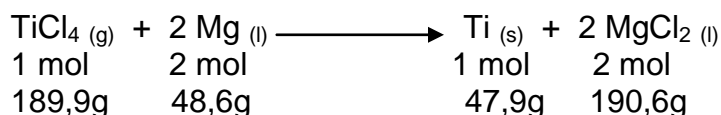
Calcular la masa y los moles de las especies químicas involucradas.

Ubicar al reactivo limitante para obtener la masa teórica del producto obtenido.

$$\% \text{ de rendimiento} = 100 (\text{rendimiento real/rendimiento teórico})$$

**7.1 En cierta operación industrial  $3,54 \times 10^7\text{g}$  de  $\text{TiCl}_4$  reaccionan con  $1,13 \times 10^7\text{g}$  Mg.**

**a) Calcular el rendimiento teórico de Ti en gramos.**



Para poder calcular el rendimiento teórico de reacción debemos identificar primero al reactivo limitante:

$$3,54 \times 10^7\text{g TiCl}_4 \times \frac{48,6\text{g Mg}}{189,9\text{g TiCl}_4} = 9,06 \times 10^6\text{g Mg}$$

Tengo suficiente magnesio como para que reaccione todo el  $\text{TiCl}_4$  por lo tanto el  **$\text{TiCl}_4$  es el reactivo limitante.**

Con el reactivo limitante calculamos el rendimiento teórico:

$$3,54 \times 10^7\text{g TiCl}_4 \times \frac{47,9\text{g Ti}}{189,9\text{g TiCl}_4} = 8,93 \times 10^6\text{g Ti}$$

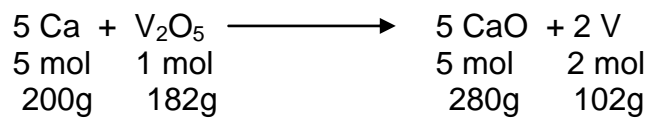
**b) Calcular el porcentaje del rendimiento si realmente se obtienen  $7,91 \times 10^6\text{g}$  de Ti**

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{7,91 \times 10^6\text{g Ti}}{8,93 \times 10^6\text{g Ti}} \times 100 = 88,58 \%$$

$$\% \text{ rendimiento} = 88,58 \%$$

**7.2 Durante un proceso industrial  $1,5 \times 10^3\text{g}$  de  $\text{V}_2\text{O}_5$  reaccionan con  $2 \times 10^3\text{g}$  de Ca.**

**a) Calcular el rendimiento teórico del V en gramos.**



$$2 \times 10^3 \text{ g Ca} \times \frac{182 \text{ g V}_2\text{O}_5}{200 \text{ g Ca}} = 1,82 \times 10^3 \text{ g V}_2\text{O}_5$$

No tengo suficiente  $\text{V}_2\text{O}_5$  como para hacer reaccionar a todo el Ca por lo tanto el  **$\text{V}_2\text{O}_5$  es el reactivo limitante.**

$$1,5 \times 10^3 \text{ g V}_2\text{O}_5 \times \frac{200 \text{ g Ca}}{182 \text{ g V}_2\text{O}_5} = 1,65 \times 10^3 \text{ g Ca}$$

$$1,5 \times 10^3 \text{ g V}_2\text{O}_5 \times \frac{102 \text{ g V}}{182 \text{ g V}_2\text{O}_5} = 840,66 \text{ g V}$$

**b) Calcular el porcentaje del rendimiento si se obtienen 800g de V.**

$$\% \text{ rendimiento} = \frac{800 \text{ g V}}{840,66 \text{ g V}} \times 100 = 95,16 \%$$

$$\% \text{ rendimiento} = 95,16\%$$

## Trabajo Práctico n° 3

### Ejercicios complementarios:

1. Para una masa de 350g de  $\text{NH}_3(\text{g})$  calcular:

a) moles de  $\text{NH}_3$ , moles de  $\text{N}_2$ , moles de  $\text{H}_2$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} = 20,59 \text{ mol NH}_3$$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 10,29 \text{ mol N}_2$$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} = 30,88 \text{ mol H}_2$$

b) Cantidad de moléculas de  $\text{NH}_3$ , cantidad de moléculas de  $\text{H}_2$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 1,24 \times 10^{25} \text{ moléculas NH}_3$$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,86 \times 10^{25} \text{ moléculas H}_2$$

c) Cantidad de átomos de N, cantidad de átomos de H, cantidad total de átomos

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{1 \text{ átomo N}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 1,24 \times 10^{25} \text{ átomos N}$$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{3 \text{ átomo H}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 3,72 \times 10^{25} \text{ átomos H}$$

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} \times \frac{4 \text{ átomos totales}}{1 \text{ molécula NH}_3} = 4,96 \times 10^{25} \text{ átomos totales}$$

d) Volumen ocupado por  $\text{NH}_3(\text{g})$  en TPE.

$$350\text{g NH}_3 \times \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17\text{g NH}_3} \times \frac{22,4 \text{ L NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 461 \text{ L NH}_3$$

2. Calcule la composición porcentual de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

Masa molar de  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ : 310 g/mol

$$\% \text{ Ca} = \frac{120\text{g Ca}}{310\text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 100 = 38,71\% \quad \% \text{ P} = \frac{62\text{g P}}{310\text{g Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 100 = 20\%$$

$$\% \text{ O} = \frac{128g \text{ O}}{310g \text{ Ca}_3(\text{PO}_4)_2} \times 100 = 41,29\%$$

Composición porcentual del  $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ : 41,29% de O, 20% de P, 38,71% de Ca.

### 3. Calcule la fórmula empírica del óxido de antimonio que contiene 24,73% de oxígeno.

Si se trata de un óxido de antimonio está compuesto por antimonio y oxígeno. Por lo tanto si el porcentaje de antimonio es 24,73% el porcentaje de antimonio será igual a  $(100 - 24,73) \%$ , es decir 75,27%.

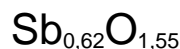
Si suponemos que contamos con 100g de muestra, tenemos: 24,73g de O y 75,27g de Sb.

Expresando estas cantidades en mol:

$$75,27g \text{ Sb} \times \frac{1 \text{ mol Sb}}{121,76 \text{ g Sb}} = 0,62 \text{ mol Sb}$$

$$24,73g \text{ O} \times \frac{1 \text{ mol O}}{15,99 \text{ g O}} = 1,55 \text{ mol O}$$

Ubico estas cantidades como subíndices de la fórmula:



Divido ambos subíndices por el menor:  $\text{Sb}_1\text{O}_{2,5}$

Multiplico toda la fórmula por 2 para convertir ambos subíndices en números enteros:  $\text{Sb}_2\text{O}_5$

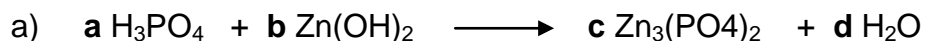
Fórmula empírica:  $\text{Sb}_2\text{O}_5$

#### a) Si su masa molar es 323,4g ¿Cuál es su fórmula molecular?

masa molar de la fórmula empírica: 323,4g

Como la masa molar de la fórmula empírica coincide con la masa molar de la fórmula molecular, la fórmula molecular es:  $\text{Sb}_2\text{O}_5$

### 4. Balancee las siguientes ecuaciones químicas utilizando el método algebraico:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{H: } 3a + 2b = 2d$$

$$\text{P: } a = 2c$$

$$\text{O: } 4a + 2b = 8c + d$$

$$\text{Zn: } b = 3c$$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles).

$$a = 1 \quad c = \frac{1}{2} \quad b = \frac{3}{2}$$

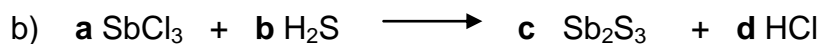
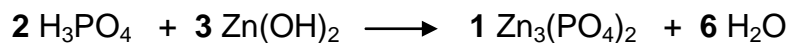
$$\text{Del balance del hidrógeno obtengo: } 3 + 3 = 2d \quad d = 3$$

Una vez que obtengo todos los valores, multiplico a todos por el mayor denominador para transformarlos en números enteros:

$$a = 1 \times 2 \quad b = (\frac{3}{2}) \times 2 \quad c = (\frac{1}{2}) \times 2 \quad d = (3) \times 2$$

$$a = 2 \quad b = 3 \quad c = 1 \quad d = 6$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{Sb: } a = 2c$$

$$\text{Cl: } 3a = d$$

$$\text{H: } 2b = d$$

$$\text{S: } b = 3c$$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

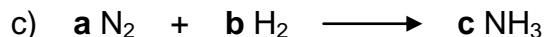
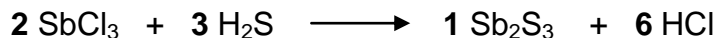
$$a = 1 \quad c = \frac{1}{2} \quad b = \frac{3}{2} \quad d = 3$$

Una vez que obtengo todos los valores, multiplico a todos por el mayor denominador para transformarlos en números enteros:

$$a = 1 \times 2 \quad b = (3/2) \times 2 \quad c = (1/2) \times 2 \quad d = (3) \times 2$$

$$a = 2 \quad b = 3 \quad c = 1 \quad d = 6$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

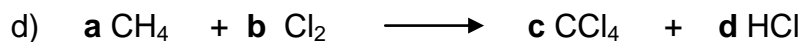
$$\text{N: } 2a = c$$

$$\text{H: } 2b = 3c$$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

$$a = 1 \quad c = 2 \quad b = 3$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{C: } a = c$$

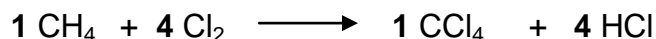
$$\text{H: } 4a = d$$

$$\text{Cl: } 2b = 4c + d$$

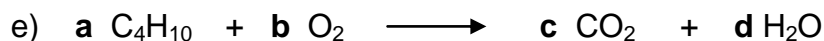
Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

$$a = 1 \quad c = 1 \quad d = 4 \quad b = 4$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:







Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

C:  $4a = c$

H:  $10a = 2d$

O:  $2b = 2c + d$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

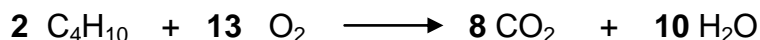
$a = 1 \quad c = 4 \quad d = 5 \quad b = 13/2$

Una vez que obtengo todos los valores, multiplico a todos por el mayor denominador para transformarlos en números enteros:

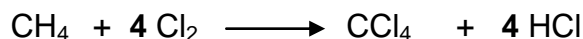
$a = 1 \times 2 \quad b = (13/2) \times 2 \quad c = 4 \times 2 \quad d = 5 \times 2$

$a = 2 \quad b = 13 \quad c = 8 \quad d = 10$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



5. De acuerdo con la reacción d): ¿Cuántos moles de cloro se necesitan para hacer reaccionar a 6 moles de metano?



$6 \text{ mol CH}_4 \times \frac{4 \text{ mol Cl}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 24 \text{ mol Cl}_2$

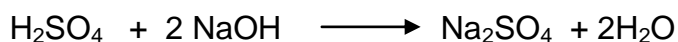
Se necesitarán 24 mol de  $\text{Cl}_2$  para hacer reaccionar completamente a 6 mol de  $\text{CH}_4$

**6. Reaccionan 50g de ácido sulfúrico puro con 50g de hidróxido de sodio puro.**

**a) Calcule la masa de sulfato de sodio formada.**



Determino las relaciones en masa y en mol de reactivos y productos:



Identifico al reactivo limitante:

$$50\text{g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{80\text{g NaOH}}{98\text{g H}_2\text{SO}_4} = 40,82\text{g NaOH} \quad \text{el H}_2\text{SO}_4 \text{ es el reactivo limitante}$$

$$50\text{g H}_2\text{SO}_4 \times \frac{142\text{g Na}_2\text{SO}_4}{98\text{g H}_2\text{SO}_4} = 72,45\text{g Na}_2\text{SO}_4$$

Se van a formar 72,45g de sulfato de sodio

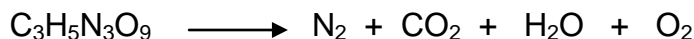
**b) ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?**

Quedan sin reaccionar: 50g - 40,82g = 9,18g de Hidróxido de sodio

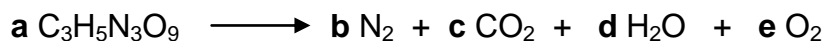
$$9,18\text{g de NaOH} \times \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40\text{g NaOH}} = 0,23 \text{ mol de NaOH}$$

Quedan sin reaccionar 0,23 mol de reactivo en exceso.

## 7. De acuerdo con la reacción:



**a) Balancear la reacción química utilizando el método algebraico.**



Realizo el balance de materia para cada elemento que interviene en la reacción reemplazando la flecha de reacción por el signo =

$$\text{C: } 3a = c$$

$$\text{H: } 5a = 2d$$

$$\text{N: } 3a = 2b$$

$$\text{O: } 9a = 2c + d + 2e$$

Arbitrariamente asigno un valor a una de las letras (voy a elegir la letra que me permita despejar la mayor cantidad de ecuaciones posibles)

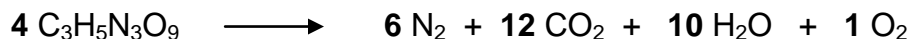
$$a = 1 \quad c = 3 \quad b = 3/2 \quad d = 5/2 \quad e = 1/4$$

Una vez que obtengo todos los valores, multiplico a todos por el mayor denominador para transformarlos en números enteros:

$$a = 1 \times 4 \quad b = (3/2) \times 4 \quad c = 3 \times 4 \quad d = (5/2) \times 4 \quad e = (1/4) \times 4$$

$$a = 4 \quad b = 6 \quad c = 12 \quad d = 10 \quad e = 1$$

Reemplazo en la reacción los valores de los coeficientes estequiométricos y verifico que la reacción esté correctamente balanceada:



**b) ¿Cuál es la máxima cantidad de O<sub>2</sub> en gramos que se obtendrá a partir de 200g de C<sub>3</sub>H<sub>5</sub>N<sub>3</sub>O<sub>9</sub>?**

$$200\text{g C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9 \times \frac{32\text{g O}_2}{908\text{g C}_3\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_9} = 7,05\text{g O}_2$$

**c) Calcule el rendimiento porcentual de esta reacción si la cantidad de O<sub>2</sub> producida fue de 6,55g**

$$\text{Rendimiento porcentual: } \frac{6,55\text{g}}{7,05\text{g}} \times 100 = 92,91\%$$

## Trabajo Práctico n° 3

### Ejercicios propuestos:

- 1.a) ¿Cuántos átomos de cloro se encuentran presentes en 200g de  $\text{Sn}(\text{ClO}_2)_2$ ?  
b) ¿Cuántas moléculas de  $\text{O}_2$  se encuentran presentes en 200g de  $\text{Sn}(\text{ClO}_2)_2$ ?
2. Identifique el símbolo químico del elemento sabiendo que  $1,673 \times 10^{24}$  átomos tienen una masa de 300g.
3. ¿Cuál de las siguientes cantidades representa mayor cantidad de masa: 2 átomos de Fe ó  $6 \times 10^{-23}$  mol de helio?
4. Calcular la composición porcentual de:  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
5. Un compuesto contiene: 26,58% de K, 35,4% de Cr y 38,02% de O ¿Cuál es su fórmula empírica? Si la masa molar del compuesto es de: 294,09 g/mol ¿Cuál es su fórmula molecular?
6. Considere la siguiente reacción:  
$$\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{K}_2\text{CO}_3$$
  - a) Balancee la ecuación química utilizando el método algebraico.
  - b) ¿Cuántos moles de  $\text{K}_2\text{O}$  se necesitan para obtener 2 moles de  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ?
  - c) ¿Cuántos gramos de  $\text{CO}_2$  son necesarios para que reaccionen completamente 188g de  $\text{K}_2\text{O}$ ?
7. Considere la siguiente reacción:  
$$\text{Fe} + \text{CO}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO}$$
  - a) Balancee la ecuación química utilizando el método algebraico.
  - b) Si se hacen reaccionar 120 gramos de hierro con 120g de dióxido de carbono ¿Cuál es el reactivo limitante?
  - c) ¿Cuántos moles de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?
  - d) ¿Cuántas moléculas de CO se obtienen si reacciona completamente el reactivo limitante?
  - e) ¿Cuántos moles de trióxido de dihierro se obtienen si el reactivo limitante reacciona completamente?
8. Considere la siguiente reacción:  
$$\text{Ag} + \text{PtCl}_2 \longrightarrow \text{AgCl} + \text{Pt}$$
  - a) Balancee la ecuación química utilizando el método algebraico.
  - b) Si se hacen reaccionar 40 moles de plata con 40 moles de dicloruro de platino ¿Cuál es el reactivo limitante?
  - c) ¿Cuántos gramos de reactivo en exceso quedan sin reaccionar?
  - d) ¿Cuántos átomos de platino se obtienen si reacciona completamente el reactivo limitante?
  - e) ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción si realmente se obtienen 3315g de platino?