

TRABAJO PRACTICO Nº 3

1. MASA, MOLES Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

1.1 Para una masa de 600g de CO₂ (g) calcular:

- a) moles de CO₂; moles de O₂; moles de C
- b) cantidad de moléculas de CO₂; cantidad de moléculas de O₂
- c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de O; cantidad de átomos totales.

a) 600g CO₂(g) $\times \frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})}{44 \text{ g CO}_2(\text{g})} = 13,64 \text{ mol CO}_2(\text{g})$

$$\frac{1 \text{ mol O}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})} = 13,64 \text{ mol O}_2(\text{g})$$

$$\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2(\text{g})} = 13,64 \text{ mol C}$$

b) 600g CO₂(g) $\xrightarrow{\frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g})}{44 \text{ g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g})}} = 8,21 \times 10^{24} \text{ moléculas CO}_2(\text{g})$

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

c) 600g CO₂(g) $\xrightarrow{\frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ átomo C}}{44 \text{ g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g})}} = 8,21 \times 10^{24} \text{ átomos C}$

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g}) \times 2 \text{ átomos de O}}{44 \text{ g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g})} = 1,64 \times 10^{25} \text{ átomos O}$$

$$\frac{1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula O}_2(\text{g}) \times 3 \text{ átomos totales}}{44 \text{ g CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ mol CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CO}_2(\text{g})} = 2,46 \times 10^{25} \text{ átomos totales}$$

1.2 Para 80 moles de metano CH₄ (g) calcular:

- a) g de CH₄; g de H₂; g de C
- b) cantidad de moléculas de CH₄; cantidad de moléculas de H₂
- c) cantidad de átomos de C; cantidad de átomos de H; cantidad de átomos totales.

a) 80mol CH₄ (g) $\xrightarrow{\frac{16 \text{ g CH}_4(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g})}} = 1280 \text{ g CH}_4(\text{g})$

$$\frac{2 \text{ mol H}_2(\text{g}) \times 2 \text{ g H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ mol H}_2(\text{g})} = 320 \text{ g H}_2(\text{g})$$

$$\frac{1 \text{ mol C} \times 12 \text{ g C}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ mol C}} = 960 \text{ g C}$$

b) 80mol CH₄ (g) $\xrightarrow{\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g})}} = 4,82 \times 10^{25} \text{ moléculas CH}_4(\text{g})$

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 2 \text{ moléculas H}_2(\text{g})}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 9,63 \times 10^{25} \text{ moléculas H}_2(\text{g})$$

c) $80\text{ mol CH}_4 \times$

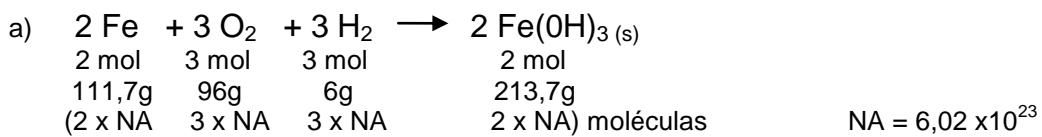
$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ átomo C}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 4,82 \times 10^{25} \text{ átomos C}$$

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 4 \text{ átomos H}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 1,93 \times 10^{26} \text{ átomos H}$$

$$\frac{6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas CH}_4(\text{g}) \times 5 \text{ átomos totales}}{1 \text{ mol CH}_4(\text{g}) \times 1 \text{ molécula CH}_4(\text{g})} = 2,41 \times 10^{26} \text{ átomos totales}$$

1.3 Para una masa de 800g de hidróxido férrico $\text{Fe(OH)}_3(s)$ calcular:

- a) moles de Fe(OH)_3 ; moles de H_2 ; moles de O_2
- b) cantidad de moléculas de Fe(OH)_3 ; cantidad de moléculas de H_2 y de O_2
- c) cantidad de átomos de Fe, H y O; cantidad total de átomos



$800\text{ g Fe(OH)}_3 \times$

$$\frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(s)}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s)} = 7,49 \text{ mol Fe(OH)}_3(s)$$

$$\frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(s) \times 3 \text{ mol H}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 2 \text{ mol Fe(OH)}_3(s)} = 11,23 \text{ mol H}_2$$

$$\frac{2 \text{ mol Fe(OH)}_3(s) \times 3 \text{ mol O}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 2 \text{ mol Fe(OH)}_3(s)} = 11,23 \text{ mol O}_2$$

b) $800 \text{ g Fe(OH)}_3 \times$

$$\frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(s)}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s)} = 4,51 \times 10^{24} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(s)$$

$$\frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s)} = 6,76 \times 10^{24} \text{ moléculas H}_2$$

$$\frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s)} = 6,76 \times 10^{24} \text{ moléculas O}_2$$

c) $800 \text{ g Fe(OH)}_3 \times$

$$\frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \times 1 \text{ átomo Fe}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 1 \text{ molécula Fe(OH)}_3(s)} = 4,51 \times 10^{24} \text{ átomos Fe}$$

$$\frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas H}_2 \times 2 \text{ átomos H}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 1 \text{ molécula H}_2} = 1,35 \times 10^{25} \text{ átomos H}$$

$$\frac{3 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \times 2 \text{ átomos O}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 1 \text{ molécula O}_2} = 1,35 \times 10^{25} \text{ átomos O}$$

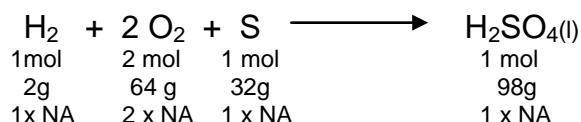
$$\frac{2 \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas Fe(OH)}_3(s) \times 7 \text{ átomos totales}}{213,7 \text{ g Fe(OH)}_3(s) \times 1 \text{ molécula Fe(OH)}_3(s)} = 3,15 \times 10^{25} \text{ átomos totales}$$

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

a) g de H_2SO_4 ; g de H_2 ; g de O_2

b) cantidad de moléculas de H_2SO_4 ; cantidad de moléculas de H_2 y de O_2

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



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

\downarrow

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

\downarrow

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

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

\downarrow

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

\downarrow

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

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

\downarrow

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

\downarrow

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

\downarrow

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

2. COMPOSICIÓN PORCENTUAL

2.1 Calcular la composición porcentual en masa de cada uno de los elementos que componen el ácido sulfúrico (H_2SO_4)

Masa molar de H_2SO_4 : 98g/mol

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

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

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

Composición porcentual del H_2SO_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 (Li_3PO_4)

Masa molar de Li_3PO_4 : 116g/mol

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

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

Composición porcentual del Li_3PO_4 : 55,17% de O, 26,72% de P, 18,1% de Li.

3. FÓRMULA EMPÍRICA

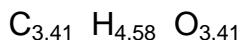
3.1 La vitamina C está compuesta por 40,92 % de C, 4,58 % de H y 54,50 % de O en masa. Determine su fórmula empírica.

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

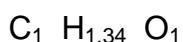
$$\text{Mol C} = \frac{40,92 \text{ g C} \times 1 \text{ mol C}}{12 \text{ g C}} = 3,41 \text{ mol C}$$

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

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



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: $\text{C}_3 \text{ H}_4 \text{ O}_3$

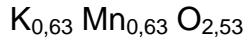
3.2 Un compuesto tiene la siguiente composición porcentual en masa, K: 24,75%; Mn: 34,77% y O: 40,51%. Determine su fórmula empírica.

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

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

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

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

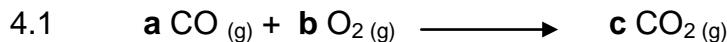


divido por el menor subíndice para convertirlos en números enteros



Fórmula empírica del compuesto: 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 =

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

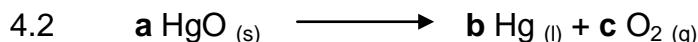
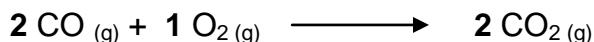
$$\text{O: } a + 2b = 2c$$

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

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 =

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

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

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

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

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

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 =

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

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

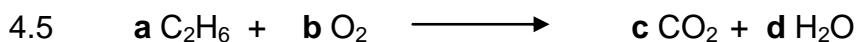
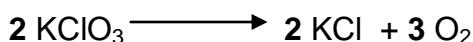
$$\text{O: } 3\text{a} = 2\text{c}$$

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

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

$$\text{a = 2} \quad \text{b = 2} \quad \text{c = 3}$$

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 =

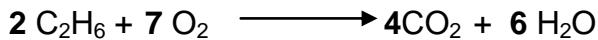
$$\begin{aligned}C: 2a &= c \\H: 6a &= 2d \\O: 2b &= 2c + d\end{aligned}$$

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 =

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

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

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

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

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

Con el valor de d despejo c:

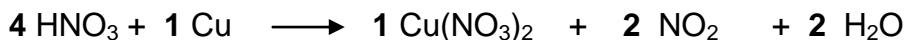
$$2c = 1 - \frac{1}{2} \quad c = \frac{1}{4}$$

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

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

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

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:

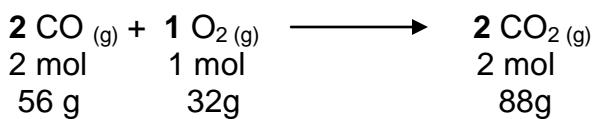
Escribir la Ecuación Química balanceada.

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?



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

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

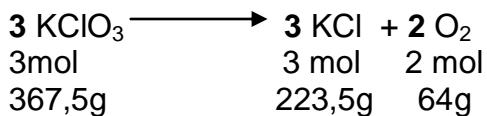
$$370,8 \text{ g CO}_2 \times \frac{56 \text{ g CO}}{88 \text{ g CO}_2} = 235,96 \text{ g CO}$$

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

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?



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

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

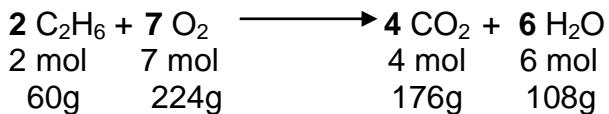
$$620 \text{ g KClO}_3 \times \frac{223,5 \text{ g KCl}}{367,5 \text{ g KClO}_3} = 377,06 \text{ g KCl}$$

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

5.3 Utilizar la ecuación 4.5

¿Cuántos moles de cada producto obtendré si consumo 40,4 moles de O₂ en la reacción?

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



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

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

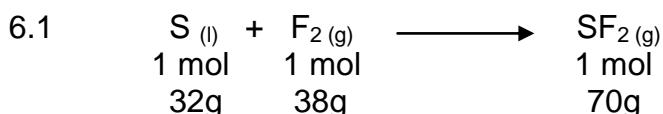
$$430,7\text{g H}_2\text{O} \times \frac{60\text{g C}_2\text{H}_6}{108\text{g H}_2\text{O}} = 239,28\text{g C}_2\text{H}_6$$

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

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 F₂.

¿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 F₂ 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 F₂ 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?

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

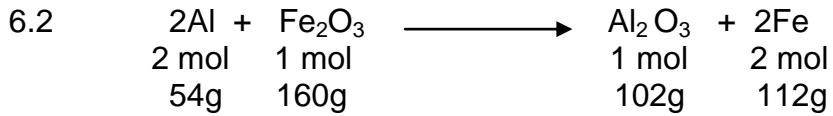
Necesito 237,5g de F₂ para que reaccione todo el S; como sólo tengo 200 g de F₂ no podrá reaccionar completamente el S. **El F₂ es el reactivo limitante.**

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

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 Fe₂O₃.

Calcular la masa en gramos del Al₂O₃ que se formará.

Calcular cuántos moles de Al₂O₃ 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 Fe₂O₃ 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:

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

$$233,6\text{g Fe}_2\text{O}_3 \times \frac{1 \text{ mol Fe2O3}}{160 \text{g Fe2O3}} = 1,46 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

c) ¿quién es el reactivo limitante?

El Al es el reactivo limitante.

7. RENDIMIENTO DE REACCION

Balancear la ecuación.

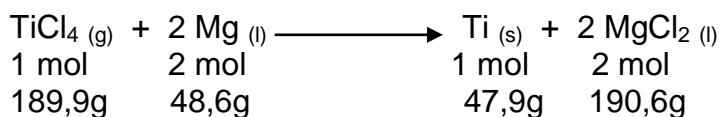
Calcular la masa y los moles de las especies químicas involucradas.

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

% de rendimiento = 100 (rendimiento real/rendimiento teórico)

7.1 En cierta operación industrial $3,54 \times 10^7\text{g}$ de 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:

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

Tengo suficiente magnesio como para que reaccione todo el TiCl_4 por lo tanto el **TiCl_4 es el reactivo limitante.**

Con el reactivo limitante calculamos el rendimiento teórico:

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

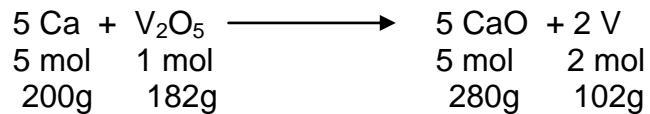
b) Calcular el porcentaje del rendimiento si realmente se obtienen $7,91 \times 10^6\text{g}$ de Ti

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

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

7.2 Durante un proceso industrial $1,5 \times 10^3\text{g}$ de V_2O_5 reaccionan con $2 \times 10^3\text{g}$ de Ca.

a) Calcular el rendimiento teórico del V en gramos.



$$2 \times 10^3 \text{g Ca} \times \frac{182 \text{ g } V_2O_5}{200 \text{ g Ca}} = 1,82 \times 10^3 \text{g } V_2O_5$$

No tengo suficiente V_2O_5 como para hacer reaccionar a todo el Ca por lo tanto el **V_2O_5 es el reactivo limitante.**

$$1,5 \times 10^3 \text{g } V_2O_5 \times \frac{200 \text{ g Ca}}{182 \text{ g } V_2O_5} = 1,65 \times 10^3 \text{g Ca}$$

$$1,5 \times 10^3 \text{g } V_2O_5 \times \frac{102 \text{ g V}}{182 \text{ g } V_2O_5} = 840,66 \text{g V}$$

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 NH_{3(g)} calcular:

a) moles de NH₃, moles de N₂, moles de H₂

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

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

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

b) Cantidad de moléculas de NH₃, cantidad de moléculas de H₂

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

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

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

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

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

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

d) Volumen ocupado por NH_{3(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 Ca₃(PO₄)₂

Masa molar de Ca₃(PO₄)₂: 310 g/mol

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

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

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:

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

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

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: Sb_2O_5

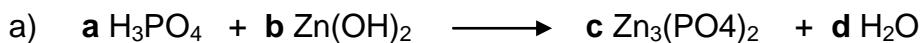
Fórmula empírica: Sb_2O_5

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: Sb_2O_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).

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

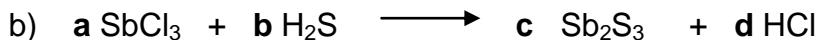
$$\text{Del balance del hidrógeno obtengo: } 3 + 3 = 2d \quad d = 3$$

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

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

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

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 =

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

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

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

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

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

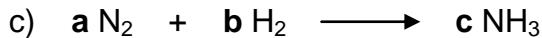
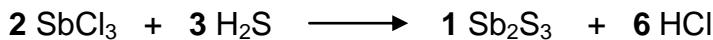
$$a = 1 \quad c = \frac{1}{2} \quad b = \frac{3}{2} \quad d = 3$$

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 =

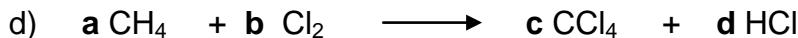
$$\text{N: } 2a = c$$

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

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 =

$$\text{C: } 4a = c$$

$$\text{H: } 10a = 2d$$

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

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

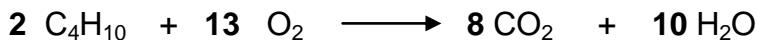
$$a = 1 \quad c = 4 \quad d = 5 \quad b = 13/2$$

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

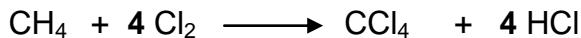
$$a = 1 \times 2 \quad b = (13/2) \times 2 \quad c = 4 \times 2 \quad d = 5 \times 2$$

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

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?



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

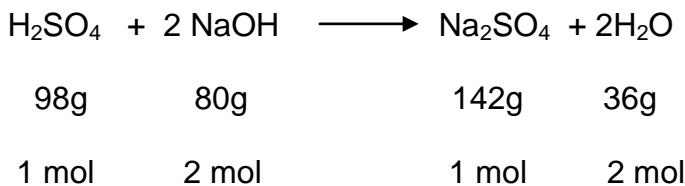
Se necesitarán 24 mol de Cl_2 para hacer reaccionar completamente a 6 mol de CH_4

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

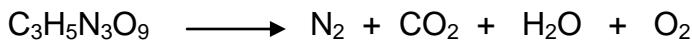
b) ¿Cuántos moles del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Quedan sin reaccionar: $50\text{g} - 40,82\text{g} = 9,18\text{g}$ 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 =

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

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

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

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

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

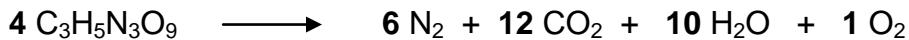
$$\text{a} = 1 \quad \text{c} = 3 \quad \text{b} = 3/2 \quad \text{d} = 5/2 \quad \text{e} = 1/4$$

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 O₂ en gramos que se obtendrá a partir de 200g de C₃H₅N₃O₉?

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

c) Calcule el rendimiento porcentual de esta reacción si la cantidad de O₂ 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 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 6×10^{-23} mol de helio?
4. Calcular la composición porcentual de: Na_2CO_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 K_2O se necesitan para obtener 2 moles de K_2CO_3 ?
c) ¿Cuántos gramos de CO_2 son necesarios para que reaccionen completamente 188g de K_2O ?
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?