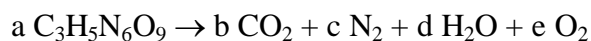


## EJERCICIOS RESUELTOS DE ESTEQUIOMETRIA

1. Iguale las siguientes ecuaciones por el método algebraico:



### Solución



Para el C:  $3a = b$

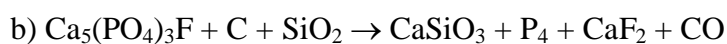
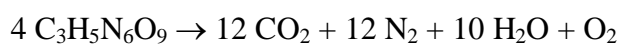
Para el H:  $5a = 2d$

Para el N:  $6a = 2c$

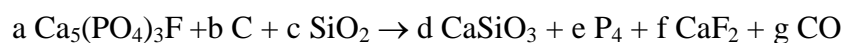
Para el O:  $9a = 2b + d + 2e$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$a = 4, \quad b = 12, \quad c = 12, \quad d = 10 \text{ y} \quad e = 1$$



### Solución



Para el Ca:  $5a = d + f$

Para el P:  $3a = 4e$

Para el O:  $12a + 2c = 3d + g$

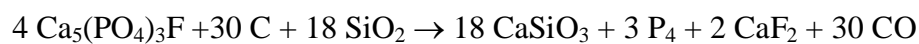
Para el F:  $a = 2f$

Para el C:  $b = g$

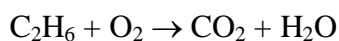
Para el Si:  $c = d$

Resolviendo el sistema de ecuaciones:

$$a = 4, \quad b = 30, \quad c = 18, \quad d = 18, \quad e = 3, \quad f = 2, \quad g = 30$$

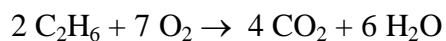


2. ¿Cuántas moléculas de oxígeno se necesitan para oxidar completamente 2 moléculas de etano ( $\text{C}_2\text{H}_6$ ) a  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$ ?



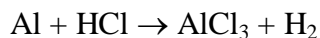
### Solución

Al igualar la ecuación:



Se necesitan 7 moléculas de oxígeno

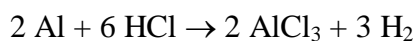
3. Dada la siguiente ecuación química, no igualada:



La cantidad de  $\text{H}_2$  obtenido al hacer reaccionar 3,0 mol de Al con 4,0 mol de HCl es:

### Solución

Al igualar la ecuación:



Se observa que los reactivos no están en la proporción estequiométrica, por lo tanto debe haber un reactivo limitante y uno en exceso:

$$\frac{2 \text{ mol de Al}}{6 \text{ mol de HCl}} = \frac{x \text{ mol de Al}}{4,0 \text{ mol de HCl}}$$

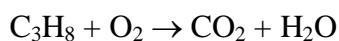
$$x = 1,33 \text{ mol de Al}$$

Por lo tanto, el HCl es el reactivo limitante (se gasta completamente) y el Al tiene un exceso de  $(3,0 - 1,33)$  mol. Los cálculos siguientes deben basarse en el reactivo limitante:

$$\frac{6 \text{ mol de HCl}}{3 \text{ mol de H}_2} = \frac{4,0 \text{ mol de HCl}}{x}$$

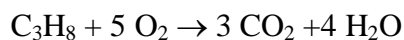
$$x = 2,0 \text{ mol de H}_2$$

4. Determine el número de moléculas de  $\text{CO}_2$  que se obtiene cuando 2 mol de propano se queman en presencia de oxígeno, de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada:



### Solución

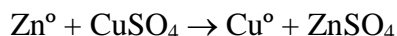
Al igualar la ecuación:



$$\frac{1 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{3 \text{ mol de CO}_2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{2 \text{ mol de C}_3\text{H}_8}{x \text{ moléculas de CO}_2}$$

$$x = 3,61 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de CO}_2$$

5. El zinc metálico reemplaza al cobre(II) en solución de acuerdo a la siguiente ecuación:



¿Qué cantidad de Zn se necesita para preparar 250 g de sulfato de zinc?

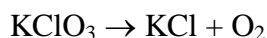
**Solución:**

La ecuación está igualada

$$\frac{1 \text{ mol de Zn}}{1 \text{ mol de ZnSO}_4 \cdot 161,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{x \text{ mol de Zn}}{250 \text{ g de ZnSO}_4}$$

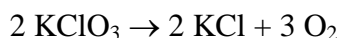
$$x = 1,55 \text{ mol de ZnSO}_4$$

6. ¿Cuántas moléculas de O<sub>2</sub> pueden obtenerse por la descomposición de 300 g de KClO<sub>3</sub> de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada?



**Solución**

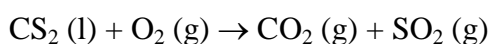
Al igualar la ecuación:



$$\frac{2 \text{ mol de KClO}_3 \cdot 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \text{ mol de O}_2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{300 \text{ g de KClO}_3}{x \text{ moléculas de O}_2}$$

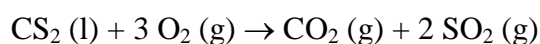
$$X = 2,21 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de O}_2$$

7. Calcule el número total de moléculas gaseosa producidas por la combustión de 2,5 mol de sulfuro de carbono, de acuerdo a la siguiente ecuación:



**Solución**

Al igualar la ecuación



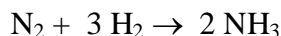
$$\frac{1 \text{ mol de CS}_2}{3 \text{ mol de gases} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{2,5 \text{ mol de CS}_2}{x \text{ moléculas de gases}}$$

$$x = 4,52 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de gases}$$

8. Si se hacen reaccionar 28,0 g de nitrógeno con 9,02 g de hidrógeno, la masa de amoníaco formada será:

**Solución**

De acuerdo a la ecuación:



$$\frac{1 \text{ mol de N}_2 \cdot 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{3 \text{ mol de H}_2 \cdot 2,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{28,0 \text{ g de N}_2}{x \text{ g de H}_2}$$

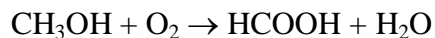
$$x = 6,06 \text{ g de H}_2$$

Por lo tanto el nitrógeno es el reactivo limitante y el cálculo debe basarse en él:

$$\frac{1 \text{ mol de N}_2 \cdot 28,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de NH}_3 \cdot 17,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{28,0 \text{ g de N}_2}{x \text{ g de NH}_3}$$

$$x = 34,2 \text{ g de NH}_3$$

9. El metanol ( $\text{CH}_3\text{OH}$ ) puede ser oxidado a ácido fórmico ( $\text{HCOOH}$ ) por oxígeno, de acuerdo a:



Si 2,5 mol de metanol se hacen reaccionar con  $1,2 \cdot 10^{24}$  moléculas de oxígeno, la masa de  $\text{HCOOH}$  formada será:

**Solución**

La ecuación está igualada.

$$\frac{1 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol de O}_2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}} = \frac{2,5 \text{ mol de CH}_3\text{OH}}{x \text{ moléculas de O}_2}$$

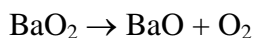
$$X = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de O}_2$$

El reactivo limitante es el  $\text{O}_2$ . Los cálculos deben basarse en el  $\text{O}_2$

$$\frac{1 \text{ mol de O}_2 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de HCOOH} \cdot 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de O}_2}{x \text{ g de HCOOH}}$$

$$X = 91,7 \text{ g de HCOOH}$$

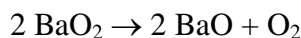
10. Una de las preparaciones comerciales del oxígeno es la descomposición térmica, a 700°C, del peróxido de bario de acuerdo a la siguiente ecuación química no igualada:



El volumen de oxígeno, en L, obtenido a 25°C y 1 atm a partir de la descomposición de 500 kg de peróxido de bario es:

### Solución

Al igualar la ecuación:



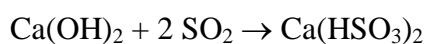
$$\frac{2 \text{ mol de BaO}_2 \cdot 169,3 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de O}_2} = \frac{5 \cdot 10^5 \text{ g de BaO}_2}{x \text{ mol de O}_2}$$

$$x = 1477 \text{ mol de O}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{1477 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 36092 \text{ L de O}_2$$

11. Dada la siguiente reacción química:



Determine la masa, en g, de sulfito ácido de calcio obtenida al hacer reaccionar 64,8 g de hidróxido de calcio con 52,4 g de dióxido de azufre.

### Solución

La ecuación está igualada.

$$\frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de SO}_2 \cdot 64,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{64,8 \text{ g Ca(OH)}_2}{x \text{ g SO}_2}$$

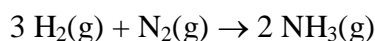
$$X = 112 \text{ g de SO}_2$$

El reactivo limitante es SO<sub>2</sub>

$$\frac{2 \text{ mol de SO}_2 \cdot 64,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de Ca(HSO}_3)_2 \cdot 202,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{52,4 \text{ g de SO}_2}{x \text{ g de Ca(HSO}_3)_2}$$

$$x = 82,7 \text{ g de Ca(HSO}_3)_2$$

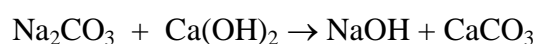
12. Considerando que todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura determine el volumen de amoníaco producido al hacer reaccionar 3 L de hidrógeno con 2 L de nitrógeno.



### Solución

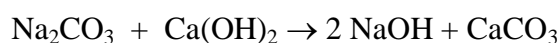
Según la ecuación, 3 mol de H<sub>2</sub> reaccionan con 1 mol de N<sub>2</sub> para producir 2 mol de NH<sub>3</sub>. De acuerdo a la Hipótesis de Avogadro esto implica que 3 volúmenes de H<sub>2</sub> reaccionan con 1 volumen de N<sub>2</sub> para producir 2 volúmenes de NH<sub>3</sub>, por lo tanto se puede decir que 3 L de H<sub>2</sub> reaccionan con 1 L de N<sub>2</sub> para producir 2 L de NH<sub>3</sub> y queda 1 L de N<sub>2</sub> sin reaccionar

13. La soda cáustica: NaOH, se prepara comercialmente mediante la reacción del carbonato de sodio con cal apagada, Ca(OH)<sub>2</sub>. Determine la masa de soda cáustica que se puede obtener al hacer reaccionar 50,0 kg de carbonato de sodio de 95,8 % de pureza con exceso de cal apagada.



### Solución

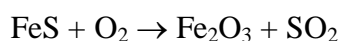
Al igualar la ecuación:



$$\frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3 \cdot 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de NaOH} \cdot 40,0 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{5 \cdot 10^4 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 \text{ impuro} \cdot \frac{95,8 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3 \text{ impuro}}}{x \text{ g de NaOH}}$$

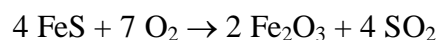
$$x = 36150 \text{ g de NaOH} = 36,2 \text{ kg de NaOH}$$

14. Al calentar sulfuro de hierro (II) en presencia de oxígeno gaseoso se produce óxido de hierro (III) y dióxido de azufre. Determine la masa de óxido de hierro (III) producido al hacer reaccionar 240 g de sulfuro de hierro (II) de 87,2 % de pureza en exceso de oxígeno.



**Solución**

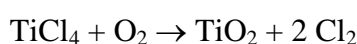
Al igualar la ecuación:



$$\frac{4 \text{ mol de FeS} \cdot 87,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de Fe}_2\text{O}_3 \cdot 159,8 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{240 \text{ g FeS impuro} \cdot \frac{87,2 \text{ g de FeS puro}}{100 \text{ g de FeS impuro}}}{x \text{ g de Fe}_2\text{O}_3}$$

$$x = 190 \text{ g de Fe}_2\text{O}_3$$

15. El tetracloruro de titanio se oxida en presencia de oxígeno dando como productos dióxido de titanio y cloro:



Determine la pureza del tetracloruro de titanio empleado si al hacer reaccionar 4,00 toneladas de  $\text{TiCl}_4$  en exceso de oxígeno se obtuvo 1,40 ton de dióxido de titanio. (Suponga 100 % de rendimiento).

**Solución**

La ecuación está igualada.

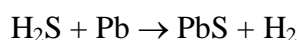
$$\frac{1 \text{ mol de TiCl}_4 \cdot 189,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de TiO}_2 \cdot 79,9 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{x \text{ ton de TiCl}_4 \cdot 10^6 \frac{\text{g}}{\text{ton}}}{1,40 \text{ ton de TiO}_2 \cdot 10^6 \frac{\text{g}}{\text{ton}}}$$

$$x = 3,33 \text{ ton TiCl}_4 \text{ puro}$$

$$\frac{3,33 \text{ ton TiCl}_4 \text{ puro}}{4,00 \text{ ton TiCl}_4 \text{ impuro}} = \frac{x \text{ ton TiCl}_4 \text{ puro}}{100 \text{ ton TiCl}_4 \text{ impuro}}$$

$$x = 83,3 \% \text{ de pureza}$$

16. Al hacer reaccionar sulfuro de hidrógeno gaseoso con 2,10 Kg de una muestra que contiene plomo se obtienen 20 L de hidrógeno a 25°C y 1 atm de presión, de acuerdo a la siguiente ecuación:



Considerando 100 % de rendimiento determine el porcentaje de plomo en la muestra.

**Solución**

La ecuación está igualada.

Primero determinamos la cantidad de hidrógeno que se obtiene:

$$n = \frac{P \cdot V}{R \cdot T}$$

$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 20,0 \text{ L}}{0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}} = 0,82 \text{ mol de H}_2$$

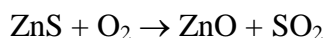
$$\frac{1 \text{ mol de Pb} \cdot 207 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de H}_2} = \frac{x \text{ g de Pb}}{0,82 \text{ mol de H}_2}$$

$$x = 170 \text{ g de Pb}$$

$$\frac{170 \text{ g de Pb puro}}{2100 \text{ g de Pb impuro}} = \frac{x \text{ g de Pb puro}}{100 \text{ g de Pb impuro}}$$

$$x = 8,10 \% \text{ de pureza}$$

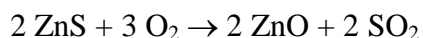
17. Al calentar sulfuro de cinc en presencia de oxígeno se obtiene óxido de cinc y dióxido de azufre de acuerdo a la siguiente ecuación:



Si al hacer reaccionar 400 g de ZnS en exceso de oxígeno se obtiene 200 g de ZnO, el rendimiento de la reacción es:

### Solución

Al igualar la ecuación:



$$\frac{2 \text{ mol de ZnS} \cdot 97,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de ZnO} \cdot 81,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{400 \text{ g de ZnS}}{x \text{ g de ZnO}}$$

$$x = 334 \text{ g de ZnO}$$

$$\frac{334 \text{ g de ZnO}}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{200 \text{ g de ZnO}}{x}$$

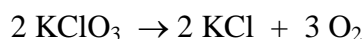
$$x = 59,9 \% \text{ rendimiento}$$



18. Al calentar el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno. Si al calentar 234 toneladas de clorato de potasio se obtuvo 120 toneladas de cloruro de potasio, determine el rendimiento de la reacción.

### Solución

Se plantea e iguala la ecuación:



$$\frac{2 \text{ mol de KClO}_3 \cdot 122,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de KCl} \cdot 74,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{234 \text{ ton KClO}_3}{x}$$

$$X = 142 \text{ ton de KCl}$$

$$\frac{142 \text{ ton KCl}}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{120 \text{ ton de KCl}}{x}$$

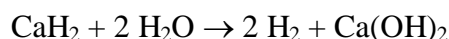
$$X = 84,5 \% \text{ de rendimiento}$$

19. El hidrógeno se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar el hidruro de calcio con agua. Se obtiene, además, hidróxido de calcio.

Determine el volumen de hidrógeno obtenido, a 1,20 atm y 25,0°C, al hacer reaccionar 250 g de hidruro de calcio con exceso de agua, si el rendimiento de la reacción es de 85,0 %.

### Solución

Se plantea e iguala la ecuación:



$$\frac{1 \text{ mol de CaH}_2 \cdot 42,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de H}_2} = \frac{250 \text{ g de CaH}_2}{x}$$

$$x = 11,9 \text{ mol de H}_2$$

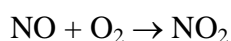
$$\frac{11,9 \text{ mol de H}_2}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{85,0 \% \text{ de rendimiento}}$$

$$x = 10,1 \text{ mol de H}_2$$

$$V = \frac{n \cdot R \cdot T}{P}$$

$$V = \frac{10,1 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1,20 \text{ atm}} = 206 \text{ L de H}_2$$

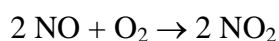
20. Al hacer reaccionar óxido nítrico con oxígeno se obtiene dióxido de nitrógeno, de acuerdo a la siguiente ecuación no igualada:



Determine el volumen de dióxido de nitrógeno obtenido al hacer reaccionar 20 L de NO con 15 L de O<sub>2</sub>, si el rendimiento de la reacción es de 75 %. Considere que todos los gases están medidos en CNPT.

### Solución

Al igualar la ecuación:



Si todos los gases están a las mismas condiciones de P y T, según Avogadro:

$$\frac{2 \text{ mol NO}}{1 \text{ mol O}_2} \Rightarrow \frac{2 \text{ L NO}}{1 \text{ L O}_2} = \frac{20 \text{ L NO}}{x}$$

$$x = 10 \text{ L de O}_2$$

Esto implica que NO es el reactivo limitante y los cálculos deben basarse en él.

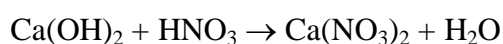
$$\frac{2 \text{ L NO}}{2 \text{ L NO}_2} = \frac{20 \text{ L NO}}{x}$$

$$x = 20 \text{ L de NO}_2$$

$$\frac{20 \text{ L de NO}_2}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{75\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 15 \text{ L de NO}_2$$

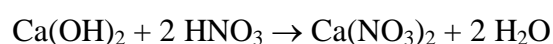
21. El hidróxido de calcio es neutralizado por ácido nítrico para formar nitrato de calcio y agua:



Si el rendimiento de la reacción es de 75 %. ¿Qué masa de hidróxido debe tratarse en exceso de ácido nítrico para obtener 1,5 ton de nitrato de calcio?

### Solución

Al igualar la ecuación:



$$\frac{1,5 \text{ ton Ca(NO}_3)_2}{75\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{100\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 2,0 \text{ ton de Ca(NO}_3)_2$$

$$\frac{1 \text{ mol de Ca(OH)}_2 \cdot 74,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol de Ca(NO}_3)_2 \cdot 164,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{x}{2,0 \text{ ton de Ca(NO}_3)_2}$$

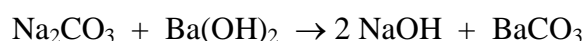
$$x = 0,90 \text{ ton de Ca(OH)}_2$$

22. El hidróxido de sodio se puede preparar mediante la reacción de carbonato de sodio con hidróxido de bario, obteniéndose, además, carbonato de bario.

Determine qué masa de carbonato de sodio debe tratar en exceso de hidróxido de bario para obtener 400 g de hidróxido de sodio, si el rendimiento de la reacción es de 92,3 %.

### Solución

Se plantea e iguala la ecuación:



$$\frac{400 \text{ g de NaOH}}{92,3 \% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{100\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 433 \text{ g de NaOH}$$

$$\frac{1 \text{ mol de Na}_2\text{CO}_3 \cdot 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de NaOH} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{x}{433 \text{ g de NaOH}}$$

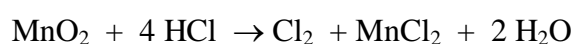
$$x = 574 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3$$

23. El cloro gaseoso se puede obtener mediante la acción del ácido clorhídrico sobre el dióxido de manganeso, obteniéndose, además, cloruro de manganeso (II) y agua.

Determine la cantidad mínima de  $\text{MnO}_2$  y de  $\text{HCl}$  que deberá hacer reaccionar para obtener 44,8 L de cloro medidos en CNPT si el rendimiento de la reacción es de 87,4 %.

### Solución

Se plantea e iguala la ecuación:



$$\frac{44,8 \text{ L de Cl}_2}{87,4 \% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{100\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 51,3 \text{ L de Cl}_2$$

$$\frac{1 \text{ mol MnO}_2}{1 \text{ mol Cl}_2 \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = \frac{x}{51,3 \text{ L de Cl}_2}$$

$$x = 2,29 \text{ mol de MnO}_2$$

$$\frac{4 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Cl}_2 \cdot 22,4 \frac{\text{L}}{\text{mol}}} = \frac{x}{51,3 \text{ L de Cl}_2}$$

$$X = 9,16 \text{ mol de HCl}$$

24. La obtención de níquel a partir de sulfuro de níquel se realiza en un proceso en dos etapas de acuerdo a las siguientes ecuaciones:



Si la primera reacción tiene un rendimiento de 65 %, la segunda tiene un rendimiento de 90 % y los reactivos son 100 % puros, determine la masa de níquel obtenida al hacer reaccionar 4,00 toneladas de sulfuro de níquel con exceso de oxígeno y de carbono.

### Solución

Las ecuaciones están igualadas:

$$\frac{2 \text{ mol de NiS} \cdot 90,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{2 \text{ mol de NiO} \cdot 74,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{4,00 \text{ ton NiS}}{x}$$

$$x = 3,29 \text{ ton NiO}$$

$$\frac{3,29 \text{ ton NiO}}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{65\% \text{ rendimiento}}$$

$$X = 2,14 \text{ ton NiO}$$

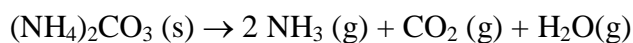
$$\frac{1 \text{ mol de NiO} \cdot 74,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1 \text{ mol Ni} \cdot 58,7 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{2,14 \text{ ton NiO}}{x}$$

$$x = 1,68 \text{ ton Ni}$$

$$\frac{1,68 \text{ ton Ni}}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{90\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 1,51 \text{ ton Ni}$$

25. Al calentar 5,00 g de carbonato de amonio a 120°C en un recipiente cerrado de 3,50 L se descompone completamente en amoníaco, dióxido de carbono y agua, de acuerdo a la siguiente ecuación:



Considerando que la pureza del reactivo empleado es de 75,0 % y que el rendimiento de la reacción es de 85,6 % determine la presión parcial de cada uno de los productos formados.

### Solución

La ecuación está igualada

$$\frac{1 \text{ mol de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot 96,1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{4 \text{ moles de gases}} = \frac{5,00 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \cdot \frac{75,0 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g de } (\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \text{ impuro}}}{x}$$

$$x = 0,156 \text{ moles de gases}$$

$$\frac{0,156 \text{ moles de gases}}{100\% \text{ rendimiento}} = \frac{x}{85,6\% \text{ rendimiento}}$$

$$x = 0,134 \text{ moles de gases}$$

$$P = \frac{n \cdot R \cdot T}{V}$$

$$P_{\text{total}} = \frac{0,134 \text{ mol} \cdot 0,082 \frac{\text{L} \cdot \text{atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 393 \text{ K}}{3,50 \text{ L}} = 1,23 \text{ atm}$$

$$P_{\text{gas}} = P_{\text{total}} \cdot X_{\text{gas}}$$

$$P_{\text{NH}_3} = 1,23 \text{ atm} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{4 \text{ mol gases}} = 0,62 \text{ atm}$$

$$P_{\text{CO}_2} = 1,23 \text{ atm} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{4 \text{ mol gases}} = 0,31 \text{ atm}$$

$$P_{\text{H}_2\text{O}} = 1,23 \text{ atm} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{4 \text{ mol gases}} = 0,31 \text{ atm}$$