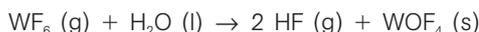


15 Cálculos estequiométricos

EJERCICIOS PROPUESTOS

- 15.1 El hexafluoruro de wolframio, WF_6 , es uno de los gases más densos conocidos (12 veces más denso que el aire). Reacciona con el agua formando HF, un gas muy corrosivo, y WOF_4 , un sólido amarillo. Escribe la ecuación de dicha reacción.



- 15.2 En la estratosfera se forma ozono, O_3 , según la reacción:



¿Cuántas moléculas de O_2 deben romperse para que se formen 10^{24} moléculas de O_3 ? ¿Cuántos moles de O_3 se forman a partir de 1 mol de O_2 ?

Los coeficientes de una ecuación química ajustada indican el número relativo de moléculas (y de moles) de reactivos y productos que participan en la reacción química correspondiente. Por tanto:

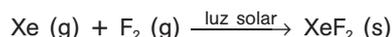
$$10^{24} (\text{moléculas } \text{O}_3) \cdot \frac{3 (\text{moléculas } \text{O}_2)}{2 (\text{moléculas } \text{O}_3)} = 1,5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } \text{O}_2$$

$$1 (\text{mol } \text{O}_2) \cdot \frac{2 (\text{mol } \text{O}_3)}{3 (\text{mol } \text{O}_2)} = 0,67 \text{ mol } \text{O}_3$$

- 15.3 Dada la reacción $2 \text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3 (\text{g})$, indica cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas y por qué.
- 2 L de N_2 reaccionan con 3 L de H_2 para dar 2 L de NH_3 .
 - 2 g de N_2 reaccionan con 3 g de H_2 para dar 2 g de NH_3 .
 - 2 mol de N_2 reaccionan con 3 mol de H_2 para dar 2 mol de NH_3 .

La relación en volumen entre sustancias gaseosas es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada. Por otra parte, con independencia del estado de agregación, la relación en moles (pero no en gramos) es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada. Por tanto, las afirmaciones a) y c) son correctas; mientras que la afirmación b) es incorrecta.

- 15.4 Algunos gases nobles, especialmente el xenón, son capaces de formar compuestos con los elementos más reactivos. Por ejemplo, se puede obtener XeF_2 mezclando Xe y F_2 expuestos a la luz solar.



Calcula qué volúmenes de Xe y de F_2 , medidos a 1 atm y 25°C , deben reaccionar para formar 35,6 g de XeF_2 .

Se trata de calcular el volumen de un reactivo (B) que proporciona una masa dada de un producto dado (A) siguiendo la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 (\text{mol}) \cdot 0,082 (\text{atm L K}^{-1} \text{mol}^{-1}) \cdot 298 (\text{K})}{1 (\text{atm})} = 24,4 \text{ L}$$

$$35,6 (\text{g } \text{XeF}_2) \cdot \frac{1 (\text{mol } \text{XeF}_2)}{169,28 (\text{g } \text{XeF}_2)} \cdot \frac{1 (\text{mol } \text{Xe})}{1 (\text{mol } \text{XeF}_2)} \cdot \frac{24,4 (\text{L } \text{Xe})}{1 \text{ mol } \text{Xe}} = 5,13 \text{ L } \text{Xe}$$

Dado que la relación en volumen entre sustancias gaseosas es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada, tenemos:

$$5,1 (\text{L de } \text{Xe}) \cdot \frac{1 (\text{L de } \text{F}_2)}{1 (\text{L de } \text{XeF}_2)} = 5,13 \text{ L } \text{F}_2$$

15.5 Cuando se mezclan amoníaco y cloruro de hidrógeno, dos gases incoloros, se forma un sólido blanco (NH₄Cl).



Si mezclamos 20,0 g de amoníaco con otros 20,0 g de cloruro de hidrógeno, determina qué sustancias quedarán cuando se haya completado la reacción y calcula cuáles serán sus masas.

Puesto que se nos da información sobre la masa de dos reactivos, se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Suponiendo que el NH₃ es el reactivo limitante y dado que hay una relación 1:1 entre los moles de NH₄Cl formados y los moles de NH₃ consumidos, resulta:

$$0,20 \text{ (g NH}_3) \cdot \frac{1 \text{ (mol NH}_3)}{17,034 \text{ (g NH}_3)} \cdot \frac{1 \text{ (mol NH}_4\text{Cl)}}{1 \text{ (mol NH}_3)} \cdot \frac{53,492 \text{ (g NH}_4\text{Cl)}}{1 \text{ (mol NH}_4\text{Cl)}} = 62,8 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

Si el reactivo limitante fuera el HCl, tendríamos:

$$0,20 \text{ (g HCl)} \cdot \frac{1 \text{ (mol HCl)}}{36,458 \text{ (g HCl)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol NH}_4\text{Cl)}}{1 \text{ (mol HCl)}} \cdot \frac{53,492 \text{ (g NH}_4\text{Cl)}}{1 \text{ (mol NH}_4\text{Cl)}} = 29,3 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

El valor más pequeño es 29,3 g de NH₄Cl. Cuando se ha formado esta masa de NH₄Cl, el HCl se ha consumido por completo y la reacción se detiene. La cantidad de NH₃ que queda puede calcularse a partir de la ley de conservación de la masa:

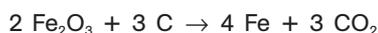
$$\sum m_{\text{inicial total}} = \sum m_{\text{final total}}$$

$$20 \text{ (g NH}_3) + 20 \text{ (g HCl)} + 0 \text{ (g NH}_4\text{Cl)} = x \text{ (g NH}_3) + 0 \text{ (g HCl)} + 29,3 \text{ (g NH}_4\text{Cl)};$$

$$x = 40 - 29,3 = 10,7 \text{ g}$$

Por tanto, cuando se haya completado la reacción, quedan 10,7 g NH₃ (que no han reaccionado) y 29,3 g NH₄Cl (formados en el transcurso de la reacción).

15.6 En los altos hornos se produce una reacción para obtener hierro metálico a partir de óxidos de hierro con el carbono:



Si disponemos de 30 kg de óxido y 5 kg de carbono que reaccionan en el alto horno, indica qué reactivo es el limitante y cuál está en exceso. Determina también la cantidad de hierro que se obtiene.

Puesto que se nos da información sobre la masa de dos reactivos, se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Suponiendo que el Fe₂O₃ es el reactivo limitante y dado que hay una relación 4:2 entre los moles de Fe formados y los moles de Fe₂O₃ consumidos, resulta:

$$3 \cdot 10^4 \text{ (g Fe}_2\text{O}_3) \cdot \frac{1 \text{ (mol Fe}_2\text{O}_3)}{159,70 \text{ (g Fe}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{4 \text{ (mol Fe)}}{2 \text{ (mol Fe}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{55,85 \text{ (g Fe)}}{1 \text{ (mol Fe)}} = 2,098 \cdot 10^4 \text{ g Fe} = 20,98 \text{ kg Fe}$$

Si el reactivo limitante fuera el carbono, tendríamos:

$$5 \cdot 10^3 \text{ (g C)} \cdot \frac{1 \text{ (mol C)}}{12,01 \text{ (g C)}} \cdot \frac{4 \text{ (mol Fe)}}{3 \text{ (mol C)}} \cdot \frac{55,85 \text{ (g Fe)}}{1 \text{ (mol Fe)}} = 3,100 \cdot 10^4 \text{ g Fe} = 31,00 \text{ kg Fe}$$

El valor más pequeño es 20,98 kg de Fe. Cuando se ha formado esta masa de Fe, el Fe₂O₃ se ha consumido por completo y la reacción se detiene. Por tanto, el reactivo limitante es el Fe₂O₃ y el C está en exceso.

- 15.7 Una forma fácil de obtener hidrógeno en el laboratorio es mezclar un ácido (como H_2SO_4 o HCl) con un metal activo, por ejemplo, Zn o Mg . En la reacción se forma la sal del metal correspondiente y se desprende H_2 gaseoso.

Calcula el volumen de hidrógeno, medido a 1 atm y 0°C , que se produce cuando 8 g de cinc reaccionan con un exceso de ácido sulfúrico.

La ecuación ajustada de la reacción es: $\text{Zn (s)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (aq)} \rightarrow \text{ZnSO}_4 \text{ (aq)} + \text{H}_2 \text{ (g)}$

Se trata de calcular el volumen de un producto (B) que se forma a partir de una masa dada de un reactivo (A) siguiendo la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{1 \text{ (atm)}} = 22,4 \text{ L}$$

$$8,0 \text{ (g Zn)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Zn)}}{65,38 \text{ (g Zn)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol H}_2\text{)}}{1 \text{ (mol Zn)}} \cdot \frac{22,4 \text{ (L H}_2\text{)}}{1 \text{ (mol H}_2\text{)}} = 2,7 \text{ L H}_2$$

- 15.8 La hidracina se utiliza como combustible de cohetes. Se obtiene, industrialmente, por un proceso representado por la ecuación química siguiente:



Si a partir de 620,8 g de NaOCl y amoníaco en exceso se obtienen 216,2 g de N_2H_4 , ¿cuál ha sido el rendimiento porcentual del proceso?

Primero calculamos el rendimiento teórico, esto es, la masa de N_2H_4 (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de NaOCl (reactivo A):

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

$$620,8 \text{ (g NaOCl)} \cdot \frac{1 \text{ (mol NaOCl)}}{74,44 \text{ (g NaOCl)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol N}_2\text{H}_4\text{)}}{1 \text{ (mol NaOCl)}} \cdot \frac{32,052 \text{ (g N}_2\text{H}_4\text{)}}{1 \text{ (mol N}_2\text{H}_4\text{)}} = 267,3 \text{ g N}_2\text{H}_4$$

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100 = \frac{216,2 \text{ (g)}}{267,3 \text{ (g)}} \cdot 100 = 80,88 \%$$

- 15.9 El flúor de muchos dentífricos es, en realidad, difluoruro de estaño, SnF_2 . Determina la composición centesimal en masa de este compuesto.

La composición centesimal de un compuesto indica los porcentajes en masa de los elementos presentes:

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa elemento}}{\text{masa total compuesto}} \cdot 100$$

Teniendo en cuenta las masas atómicas, la masa molar del SnF_2 resulta:

$M = 118,69 + 4 \cdot 18,99 = 194,65 \text{ g mol}^{-1}$. Sustituyendo en la expresión anterior, obtenemos:

$$\% \text{ Sn} = \frac{118,69}{194,65} \cdot 100 = 60,98 \% \text{ Sn} \qquad \% \text{ F} = \frac{4 \cdot 18,99}{194,65} \cdot 100 = 39,02 \% \text{ F}$$

- 15.10 La fórmula molecular del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada) es H_2O_2 . ¿Cuál es la fórmula empírica?

La fórmula empírica representa la relación, atómica o molar, mínima, en que se combinan los diferentes elementos que forman el compuesto. Por tanto, la fórmula empírica del peróxido de hidrógeno es HO.

- 15.11 El freón es una sustancia que se utilizaba como propelente en los espráis, antes de que se prohibiera debido a que destruye la capa de ozono.

Una muestra de dicha sustancia contiene 0,992 g de carbono; 5,88 g de cloro y 3,14 g de flúor. Determina su fórmula empírica.

La relación de elementos, expresada en moles es:

$$C \frac{0,992 \text{ (g)}}{12,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : Cl \frac{5,88 \text{ (g)}}{35,45 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : F \frac{3,14 \text{ (g)}}{18,99 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = C_{0,0826 \text{ (mol)}} : Cl_{0,1659 \text{ (mol)}} : F_{0,1654 \text{ (mol)}}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles. Para ello, dividimos los números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

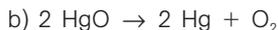
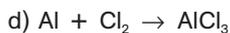
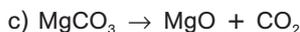
$$\frac{C_{0,0826}}{0,0826} : \frac{Cl_{0,1659}}{0,0826} : \frac{F_{0,1654}}{0,0826} = C_1 : Cl_2 : F_2$$

La fórmula empírica del freón es, pues, CCl_2F_2 .

EJERCICIOS Y PROBLEMAS

REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

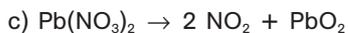
- 15.12 Señala cuáles de las siguientes reacciones están ajustadas y ajusta las que no lo estén:



c) Está ajustada.



- 15.13 En un examen, los alumnos tenían que escribir una ecuación ajustada para la descomposición del nitrato de plomo (II) en dióxido de nitrógeno, óxido de plomo (II) y oxígeno molecular. Entre las respuestas incorrectas estaban las que se dan a continuación. Indica qué es incorrecto en cada caso.

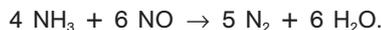


a) Esta ecuación está ajustada pero no corresponde al proceso químico descrito en el enunciado, ya que en ella aparece oxígeno atómico y no oxígeno molecular.

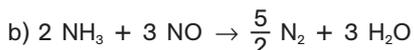
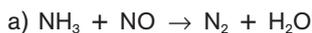
b) Esta ecuación no está ajustada, ya que no tiene el mismo número de átomos de oxígeno en ambos lados.

c) Esta ecuación está ajustada pero no corresponde al proceso químico descrito en el enunciado, ya que no aparece el oxígeno molecular.

- 15.14 El monóxido de nitrógeno, NO, es un contaminante atmosférico. Un modo de eliminarlo de los gases que emiten las chimeneas es hacerlo reaccionar con amoníaco:

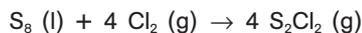


Señala cuál de las ecuaciones siguientes es igualmente válida para representar la reacción anterior:



Dada una ecuación ajustada, se obtiene otra igualmente válida si se multiplican todos sus coeficientes estequiométricos por un mismo número, de modo que la nueva ecuación también está ajustada. Por tanto, solo la ecuación b) es válida.

- 15.15 El dicloruro de diazufre, S_2Cl_2 , es un compuesto de gran importancia industrial ya que se utiliza en la vulcanización del caucho, un proceso que aumenta su dureza y elasticidad. Puede obtenerse tratando azufre fundido con cloro:



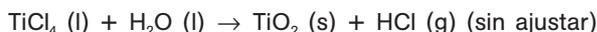
A partir de la información que suministra esta ecuación, es correcto afirmar que:

- Un mol de Cl_2 produce un mol de S_2Cl_2 .
- Un gramo de Cl_2 produce un gramo de S_2Cl_2 .
- Un litro de Cl_2 produce un litro de S_2Cl_2 .

Los coeficientes de una ecuación química ajustada indican el número relativo de moles de reactivos y productos en la reacción química correspondiente. Por tanto, 4 moles de Cl_2 producen 4 moles de S_2Cl_2 y, en consecuencia, 1 mol de Cl_2 produce 1 mol de S_2Cl_2 . La afirmación a) es, pues, cierta; mientras que la afirmación b) es falsa.

Entre sustancias gaseosas, la relación en volumen es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada. Por tanto, la afirmación c) es verdadera.

- 15.16 Un tipo de granadas lacrimógenas utilizan tetracloruro de titanio, $TiCl_4$, un líquido que reacciona con el agua del aire húmedo produciendo HCl, un gas irritante, y TiO_2 , un sólido responsable del humo blanco:



Para que se forme 1 mol de HCl:

- ¿Cuántos moles de agua deben reaccionar?
- ¿Cuántas moléculas de $TiCl_4$ han de consumirse?

La ecuación ajustada de la reacción es: $TiCl_4 (l) + 2 H_2O (l) \rightarrow TiO_2 (s) + 4 HCl (g)$

- De acuerdo con los coeficientes de la ecuación ajustada de la reacción, 2 moles de H_2O producen 4 moles de HCl. Por tanto, para que se forme 1 mol de HCl, tienen que reaccionar:

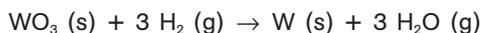
$$1 \text{ (mol HCl)} \cdot \frac{2 \text{ (mol } H_2O)}{4 \text{ (mol HCl)}} = 0,5 \text{ mol } H_2O$$

- En un mol de cualquier sustancia hay un número de moléculas igual a $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$; resulta:

$$1 \text{ (mol HCl)} \cdot \frac{1 \text{ (mol } TiCl_4)}{1 \text{ (mol HCl)}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ (moléculas } TiCl_4)}{1 \text{ (mol } TiCl_4)}} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } TiCl_4$$

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS Y REACTIVO LIMITANTE

- 15.17 El tungsteno, W, es un elemento descubierto en 1783 por dos hermanos españoles, Fausto y Juan José Elhuyar. Dado que es el metal que posee el punto de fusión más alto, se emplea para fabricar los filamentos de las bombillas incandescentes. El W se obtiene por reacción del trióxido de tungsteno con hidrógeno:



Calcula cuántos moles de WO_3 se requieren para obtener 2,600 kg de tungsteno metálico.

Aquí nos dan información sobre la masa de un producto (A) y nos piden información sobre la masa de un reactivo (B). La cantidad de reactivo solicitada se calcula siguiendo el esquema:

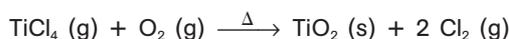
$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada y las masas molares correspondientes, se obtiene:

$$2,600 \cdot 10^3 \text{ (g W)} = \frac{1 \text{ (mol W)}}{183,85 \text{ (g W)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol } WO_3)}{1 \text{ (mol W)}} \cdot \frac{231,854 \text{ (g } WO_3)}{1 \text{ (mol } WO_3)}} = 3279 \text{ g } WO_3$$

El resultado debe expresarse con 4 cifras significativas, ya que el dato sobre la masa de WO_3 se da con 4 c. s.

- 15.18 El carbonato básico de plomo, llamado albayalde, es el pigmento de la tradicional pintura blanca. Dada su toxicidad, en la actualidad se ha sustituido por TiO_2 , un sólido blanco brillante, no tóxico, que se obtiene mezclando TiCl_4 y O_2 a 700°C :



Si se quieren obtener 260,0 g de TiO_2 ,

- a) ¿Cuántos litros de TiCl_4 gaseoso, medidos a 700°C y 1,00 atm, deben consumirse?
 b) ¿Cuántos litros de Cl_2 , medidos en las mismas condiciones, se forman?

- a) Se trata de calcular el volumen de un reactivo (B) que proporciona una masa dada de un producto (A) siguiendo la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 (\text{mol}) \cdot 0,082 (\text{atm L K}^{-1} \text{mol}^{-1}) \cdot 973 (\text{K})}{1 (\text{atm})} = 79,8 \text{ L}$$

$$260,0 (\text{g TiO}_2) \cdot \frac{1 (\text{mol TiO}_2)}{79,90 (\text{g TiO}_2)} \cdot \frac{1 (\text{mol TiCl}_4)}{1 (\text{mol TiO}_2)} \cdot \frac{79,8 (\text{L de TiCl}_4)}{1 (\text{mol TiCl}_4)} = 260 \text{ L de TiCl}_4$$

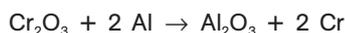
El resultado se debe redondear a 3 cifras significativas (c. s.), ya que la temperatura y la presión se dan con solo 3 c. s.

- b) Entre sustancias gaseosas, la relación en volumen es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada. Por tanto, seguimos la ruta:

$$\text{Volumen reactivo gaseoso A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{volumen producto gaseoso B}$$

$$260,0 (\text{L de TiCl}_4) \cdot \frac{2 (\text{L de Cl}_2)}{1 (\text{L de TiCl}_4)} = 520 \text{ L de Cl}_2$$

- 15.19 La aparente estabilidad del aluminio es engañosa. En realidad, el Al es muy reactivo y se usa para obtener muchos otros metales. El método consiste en la reacción del aluminio pulverizado con el óxido del metal que se quiere obtener. El cromo, por ejemplo, se obtiene así:



Si se mezclan 16,4 g de Al con 33,0 g de Cr_2O_3 , halla:

- a) Los gramos de cromo que se pueden obtener.
 b) El número de moles del reactivo en exceso que queda al término de la reacción.
- a) Puesto que se nos da información sobre la masa de dos reactivos, se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Si el Al es el reactivo limitante:

$$16,4 (\text{g Al}) \cdot \frac{1 (\text{mol Al})}{26,98 (\text{g Al})} \cdot \frac{2 (\text{mol Cr})}{2 (\text{mol Al})} \cdot \frac{52,00 (\text{g Cr})}{1 (\text{mol Cr})} = 31,6 \text{ g Cr}$$

Si el limitante es el Cr_2O_3 :

$$33,0 (\text{g Cr}_2\text{O}_3) \cdot \frac{1 (\text{mol Cr}_2\text{O}_3)}{152,00 (\text{g Cr}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{2 (\text{mol Cr})}{1 (\text{mol Cr}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{52,00 (\text{g Cr})}{1 (\text{mol Al})} = 22,6 \text{ g Cr}$$

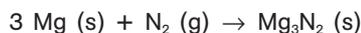
- b) El valor más pequeño es 22,6 g de Cr. Cuando se ha formado esta masa de Cr, el Cr_2O_3 se ha consumido por completo y la reacción se detiene. La cantidad de Al que puede reaccionar es:

$$33,0 (\text{g Cr}_2\text{O}_3) \cdot \frac{1 (\text{mol Cr}_2\text{O}_3)}{152,00 (\text{g Cr}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{2 (\text{mol Al})}{1 (\text{mol Cr}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{26,98 (\text{g Al})}{1 (\text{mol Al})} = 11,7 \text{ g Al}$$

Quedan sin reaccionar $16,4 - 11,7 = 4,7 \text{ g Al}$, que en moles son:

$$4,7 (\text{g Al}) \cdot \frac{1 (\text{mol Al})}{26,98 (\text{g Al})} = 0,17 \text{ mol Al}$$

- 15.20 El magnesio sólido es lo suficientemente estable como para utilizarse en la construcción de aviones. Sin embargo, es aún más reactivo que el aluminio. Una vez que empieza a arder, sigue haciéndolo incluso debajo del agua, o en ausencia de oxígeno, combinándose con el nitrógeno del aire para formar nitruro de magnesio:



Halla el volumen de nitrógeno, medido a 0°C y 1 atm, que reacciona con 12,0 g de magnesio.

Se trata de calcular el volumen de un producto (B) que se forma a partir de una masa dada de un reactivo (A) siguiendo la ruta:

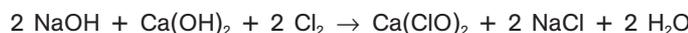
$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm LK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{1 \text{ (atm)}} = 22,4 \text{ L}$$

$$12,0 \text{ (g Mg)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Mg)}}{24,31 \text{ (g Mg)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol N}_2\text{)}}{3 \text{ (mol Mg)}} \cdot \frac{22,4 \text{ (L de N}_2\text{)}}{1 \text{ (mol N}_2\text{)}} = 23,69 \text{ L de N}_2$$

- 15.21 El hipoclorito de calcio, $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, se utiliza para desinfectar el agua de las piscinas y, también, como agente decolorante. Se obtiene a partir de hidróxido de sodio, hidróxido de calcio y cloro según la ecuación:



Calcula cuántos gramos de cloro y de hidróxido de sodio reaccionan con 534 g de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ y cuántos gramos de hipoclorito de calcio se producen.

Aquí nos dan información sobre la masa de un reactivo (A) y nos piden información sobre la masa de otros reactivos con los que reacciona, así como la masa de un producto que se forma. En todos los casos, la cantidad solicitada se calcula siguiendo el esquema:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

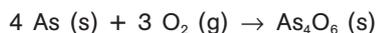
Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada y las masas molares correspondientes, se obtiene:

$$534 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}}{74,1 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol Cl}_2\text{)}}{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{70,9 \text{ (g Cl}_2\text{)}}{1 \text{ (mol Cl}_2\text{)}} = 1022 \text{ g Cl}_2$$

$$534 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}}{74,1 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol NaOH)}}{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{40,0 \text{ (g NaOH)}}{1 \text{ (mol NaOH)}} = 576,5 \text{ g NaOH}$$

$$534 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}}{74,1 \text{ (g Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol Ca}(\text{ClO})_2\text{)}}{1 \text{ (mol Ca}(\text{OH})_2\text{)}} \cdot \frac{143,0 \text{ (g Ca}(\text{ClO})_2\text{)}}{1 \text{ (mol Ca}(\text{ClO})_2\text{)}} = 1031 \text{ g Ca}(\text{ClO})_2$$

- 15.22 El descubrimiento del arsénico, en la Edad Media, se atribuye a san Alberto Magno (1193-1280), patrón de los químicos. El elemento arde en el aire formando el venenoso óxido As_4O_6 , llamado "arsénico blanco":



¿Cuántos litros de oxígeno, medidos a 25°C y 1,0 atm, se consumen en la formación de 6,2 g de As_4O_6 ?

Calculamos el volumen de un reactivo (B) a partir de la masa dada de un producto (A) según la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

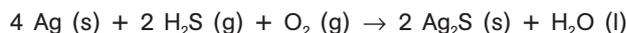
De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm LK}^{-1}\text{mol}^{-1}) \cdot 298 \text{ (K)}}{1,0 \text{ (atm)}} = 24,4 \text{ L}$$

$$6,2 \text{ (g As}_4\text{O}_6\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol As}_4\text{O}_6\text{)}}{395,68 \text{ (g As}_4\text{O}_6\text{)}} \cdot \frac{3 \text{ (mol O}_2\text{)}}{1 \text{ (mol As}_4\text{O}_6\text{)}} \cdot \frac{24,4 \text{ (L de O}_2\text{)}}{1 \text{ (mol O}_2\text{)}} = 1,1 \text{ L de O}_2$$

(El resultado debe expresarse con 2 cifras significativas, como la masa de As_4O_6 dada.)

- 15.23 Los objetos de plata se ennegrecen en presencia de H_2S , un gas que se forma en la descomposición de la comida, debido a la formación de Ag_2S , que es negro:



Si en la mezcla de reacción hay 30,0 g de Ag, 0,52 g de H_2S y 5,8 moles de O_2 , ¿qué masa de Ag_2S se forma?

Puesto que se nos da información sobre la masa de tres reactivos, se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Si el limitante es Ag:

$$30,0 \text{ (g Ag)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Ag)}}{107,87 \text{ (g Ag)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}}{4 \text{ (mol Ag)}} \cdot \frac{247,81 \text{ (g Ag}_2\text{S)}}{1 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}} = 34,5 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

Si el limitante es H_2S :

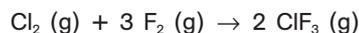
$$0,52 \text{ (g H}_2\text{S)} \cdot \frac{1 \text{ (mol H}_2\text{S)}}{34,086 \text{ (g H}_2\text{S)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}}{2 \text{ (mol H}_2\text{S)}} \cdot \frac{247,81 \text{ (g Ag}_2\text{S)}}{1 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}} = 3,8 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

Si el limitante es O_2 :

$$5,8 \text{ (g O}_2\text{)} \cdot \frac{2 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}}{1 \text{ (mol O}_2\text{)}} \cdot \frac{247,81 \text{ (g Ag}_2\text{S)}}{1 \text{ (mol Ag}_2\text{S)}} = 2,87 \cdot 10^3 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

El valor más pequeño de Ag_2S es 3,8 g. Cuando se ha formado esta masa, el H_2S , que es el reactivo limitante, se ha consumido por completo y la reacción se detiene.

- 15.24 El trifluoruro de cloro, uno de los compuestos químicos más reactivos conocidos, se utilizó en bombas incendiarias durante la Segunda Guerra Mundial. Se obtiene haciendo reaccionar cloro y flúor:



Supón que mezclamos 1,42 g de Cl_2 con 2,00 g de F_2 en un matraz de 250 mL.

- a) ¿Cuántos litros de ClF_3 , medidos a 0°C y 1 atm, se formarán?
b) ¿Cuántos litros de F_2 , medidos en las mismas condiciones, han reaccionado?

a) Se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular el volumen de un producto (B) que se forma a partir de una masa dada de un reactivo (A), seguimos la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{1 \text{ (mol)} \cdot 0,082 \text{ (atm L K}^{-1}\text{ mol}^{-1}) \cdot 273 \text{ (K)}}{1 \text{ (atm)}} = 22,4 \text{ L}$$

Si el limitante es el Cl_2 :

$$1,42 \text{ (g Cl}_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol Cl}_2\text{)}}{70,90 \text{ (g Cl}_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol ClF}_3\text{)}}{1 \text{ (mol Cl}_2\text{)}} \cdot \frac{22,4 \text{ (L de ClF}_3\text{)}}{1 \text{ (mol ClF}_3\text{)}} = 0,897 \text{ L de ClF}_3$$

Si el reactivo limitante es el F_2 :

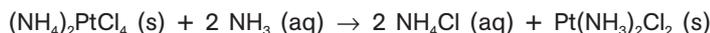
$$2,00 \text{ (g F}_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol F}_2\text{)}}{37,98 \text{ (g F}_2\text{)}} \cdot \frac{2 \text{ (mol ClF}_3\text{)}}{3 \text{ (mol F}_2\text{)}} \cdot \frac{22,4 \text{ (L de ClF}_3\text{)}}{1 \text{ (mol ClF}_3\text{)}} = 0,786 \text{ L de ClF}_3$$

El valor más pequeño de ClF_3 es 0,786 L. Cuando se ha formado este volumen, el F_2 , que es el reactivo limitante, se ha consumido por completo y la reacción se detiene.

- b) Dado que la relación en volumen entre sustancias gaseosas es la misma que la relación de los coeficientes en la ecuación ajustada, tenemos:

$$0,786 \text{ (L de ClF}_3\text{)} \cdot \frac{3 \text{ (L de ClF}_3\text{)}}{2 \text{ (L de ClF}_3\text{)}} = 1,18 \text{ L de ClF}_3$$

- 15.25 El $\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2$, conocido como "cisplatino" en medicina, donde se utiliza para el tratamiento del cáncer, se prepara según la ecuación:



Si queremos preparar 12,0 g de cisplatino, y teniendo en cuenta que el compuesto $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$ es muchísimo más caro que el amoníaco,

- a) ¿Qué reactivo interesa que esté en exceso?
b) ¿Que cantidad de $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$ se requiere?

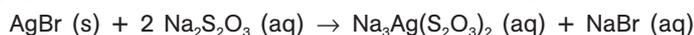
- a) Dado que el $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$ es mucho más caro que el amoníaco, conviene que este último esté en exceso, de modo que no quede sin reaccionar nada del producto más valioso.
b) Para calcular los gramos de reactivo (B) que se requieren para obtener una masa dada de un producto (A), seguimos el esquema:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

$$12,0 (\text{g Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2) \cdot \frac{1 (\text{mol Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2)}{300,06 (\text{g Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2)} \cdot \frac{1 (\text{mol Pt}(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4)}{1 (\text{mol Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2)} \cdot \frac{372,97 (\text{g Pt}(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4)}{1 (\text{mol Pt}(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4)} = 14,9 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_4$$

REACCIONES EN DISOLUCIÓN

- 15.26 En la fotografía en blanco y negro, el bromuro de plata que queda en la película se disuelve añadiendo tiosulfato de sodio, $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, conocido como fijador o "hipo" por los fotógrafos. La ecuación de la reacción es:



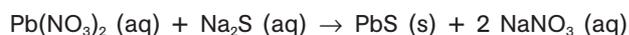
Calcula cuántos mililitros de una disolución $0,05 \text{ mol L}^{-1}$ de $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ se necesitan para disolver 0,25 g de AgBr.

Se trata de calcular el volumen de la disolución de un reactivo (B) que reacciona con una masa dada de otro reactivo (A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{concentración molar de disolución B}} \text{volumen disolución B}$$

$$0,25 (\text{g AgBr}) \cdot \frac{1 (\text{mol AgBr})}{187,77 (\text{g AgBr})} \cdot \frac{2 (\text{mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{1 (\text{mol AgBr})} \cdot \frac{1 (\text{L disol. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{0,05 (\text{mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} \cdot \frac{10^3 (\text{mL})}{1 (\text{L})} = 53 \text{ mL disol. Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

- 15.27 Una tinta secreta, utilizada por los alemanes durante la guerra, se basa en la reacción:



Un espía escribe el mensaje con una disolución incolora de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y su receptor lo rocía con otra disolución de Na_2S , formándose un precipitado negro de PbS, que hace visible el mensaje. Si tenemos 75 mL de una disolución acuosa $0,10 \text{ mol L}^{-1}$ de Na_2S y añadimos nitrato de plomo (II) en exceso, calcula:

- a) Los gramos de PbS que pueden formarse.
b) Los gramos de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ que reaccionan.

- a) Se trata de calcular la masa de un producto (B) que se forma a partir de un volumen dado de la disolución de un reactivo (A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

$$\text{Volumen disolución A} \xrightarrow{\text{concentración molar de disolución A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

Los cálculos se realizan a partir del reactivo limitante:

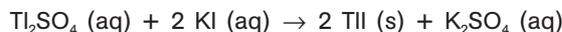
$$0,075 (\text{L de disoluc.}) \cdot \frac{0,10 (\text{mol Na}_2\text{S})}{1 (\text{L de disoluc.})} \cdot \frac{1 (\text{mol PbS})}{1 (\text{mol Na}_2\text{S})} \cdot \frac{239,26 (\text{g PbS})}{1 (\text{mol PbS})} = 1,8 \text{ g PbS}$$

- b) Ahora se trata de calcular la masa de un reactivo que reacciona con un volumen dado de la disolución de otro reactivo:

$$0,075 (\text{L de disolución}) \cdot \frac{0,10 (\text{mol Na}_2\text{S})}{1 (\text{L de disolución})} \cdot \frac{1 (\text{mol Pb}(\text{NO}_3)_2)}{1 (\text{mol Na}_2\text{S})} \cdot \frac{331,21 (\text{g Pb}(\text{NO}_3)_2)}{1 (\text{mol Pb}(\text{NO}_3)_2)} = 2,5 \text{ g Pb}(\text{NO}_3)_2$$

(El dato de 75 mL limita los resultados a 2 cifras significativas.)

- 15.28 El sulfato de talio (I), Tl_2SO_4 , es un veneno que popularizó Agatha Christie en su novela El caballo pálido. Puedes detectar las sales de talio (I) añadiendo yoduro de potasio y ver si se forma un precipitado amarillo de yoduro de talio (I):



Calcula la concentración molar de Tl_2SO_4 en un vaso de agua de 210 mL, sabiendo que al añadir un exceso de KI se han formado 4,6 g de yoduro de talio (I).

Para calcular los gramos de un reactivo B (Tl_2SO_4) que deben reaccionar para que se forme un número de moles dado de un producto A (TlI), seguimos el esquema:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

$$46,2 \text{ (g TlI)} \cdot \frac{1 \text{ (mol TlI)}}{331,27 \text{ (g TlI)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol } Tl_2SO_4\text{)}}{2 \text{ (mol TlI)}} = 0,0697 \text{ mol } Tl_2SO_4$$

Como el KI está en exceso, el Tl_2SO_4 es el reactivo limitante, que reacciona hasta agotarse. Por tanto, la cantidad total de Tl_2SO_4 que había en los 210 mL de agua son los 0,0697 moles que han reaccionado. La concentración molar resulta:

$$M = \frac{0,0697 \text{ (mol)}}{0,210 \text{ (L)}} = 0,33 \text{ mol L}^{-1}$$

(El dato 4,6 g limita los resultados a 2 cifras significativas.)

- 15.29 El mayor uso comercial del ácido clorhídrico es la eliminación de la herrumbre del acero (el hierro también reacciona con el HCl, pero mucho más lentamente, de modo que se puede eliminar la herrumbre sin pérdida significativa de hierro). La ecuación del proceso es:



¿Qué volumen de disolución 0,20 mol L⁻¹ de HCl se requiere para disolver 2,6 g de Fe_2O_3 ?

La ecuación ajustada de la reacción es:



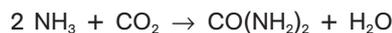
Se trata de calcular el volumen de la disolución de un reactivo (B) que reacciona con una masa dada de otro reactivo (A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{concentración molar de disolución B}} \text{volumen disolución B}$$

$$2,6 \text{ (g } Fe_2O_3\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol } Fe_2O_3\text{)}}{159,70 \text{ (g } Fe_2O_3\text{)}} \cdot \frac{6 \text{ (mol HCl)}}{1 \text{ (mol } Fe_2O_3\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ (L de disolución HCl)}}{0,20 \text{ (mol HCl)}} = 0,49 \text{ L de disolución HCl}$$

RENDIMIENTO

15.30 La urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, es una sustancia emblemática para los químicos, ya que fue el primer compuesto orgánico sintetizado a partir de sustancias inorgánicas, cuando se creía que tal cosa era imposible. La industria química produce grandes cantidades de urea, que se utiliza como fertilizante en agricultura. La ecuación de la reacción empleada es:



Si, en una mezcla con exceso de amoníaco, se forman 108,4 g de urea por cada 100 g de CO_2 , determina:

- El rendimiento teórico.
- El rendimiento real.
- El rendimiento porcentual.

a) El rendimiento teórico es la masa de producto (B) que se espera obtener a partir de una masa dada del reactivo limitante (A):

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

$$100,0 \text{ (g CO}_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol CO}_2\text{)}}{44,01 \text{ (g CO}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol CO}(\text{NH}_2)_2\text{)}}{1 \text{ (mol CO}_2\text{)}} \cdot \frac{60,06 \text{ (g CO}(\text{NH}_2)_2\text{)}}{1 \text{ (mol CO}(\text{NH}_2)_2\text{)}} = 136,5 \text{ g CO}(\text{NH}_2)_2$$

El rendimiento teórico es, pues, 136,5 g de urea. Hemos supuesto que se trata de 100 g exactos de CO_2 , por lo que esta cantidad no limita el número de cifras significativas.

b) El rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene durante una reacción química real. Su valor aquí es, pues, 108,4 g de urea.

c) Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100 = \frac{108,4 \text{ (g)}}{136,5 \text{ (g)}} \cdot 100 = 79,41 \%$$

15.31 El estaño se obtiene mediante la reducción de su óxido SnO_2 , principal constituyente del mineral casiterita, según el proceso representado por la siguiente ecuación química:



Calcula el rendimiento porcentual de una reacción en la que se parte de 102 g de óxido de estaño (IV) y se producen 62 g de estaño.

Primero calculamos el rendimiento teórico, esto es, la masa de estaño (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de SnO_2 (reactivo A):

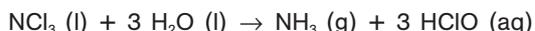
$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B}$$

$$102 \text{ (g SnO}_2\text{)} \cdot \frac{1 \text{ (mol SnO}_2\text{)}}{150,69 \text{ (g SnO}_2\text{)}} \cdot \frac{1 \text{ (mol Sn)}}{1 \text{ (mol SnO}_2\text{)}} \cdot \frac{118,69 \text{ (g Sn)}}{1 \text{ (mol Sn)}} = 80,3 \text{ g Sn}$$

El rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene durante una reacción química real. Su valor aquí es, pues, 62 g de Sn. Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100 = \frac{62 \text{ (g)}}{80,3 \text{ (g)}} \cdot 100 = 77 \%$$

- 15.32 El tricloruro de nitrógeno o tricloraamina, NCl_3 , es un líquido que se descompone explosivamente en sus elementos. Fue preparado por vez primera en 1811 por P. L. Dulong, quien perdió tres dedos y un ojo en el intento. Se hidroliza rápidamente para formar amoníaco y ácido hipocloroso:



¿Cuántos gramos de ácido hipocloroso pueden formarse a partir de 36,0 g de NCl_3 si el rendimiento de la operación es solo del 92%? ¿Qué volumen de amoníaco, medido a 1,00 atm y 20°C, se produce?

Primero calculamos el rendimiento teórico, esto es, la masa de HClO (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de NCl_3 (reactivo A):

$$\begin{aligned} \text{gramos A} &\xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{gramos B} \\ 36,0 (\text{g NCl}_3) &\cdot \frac{1 (\text{mol NCl}_3)}{120,36 (\text{g NCl}_3)} \cdot \frac{3 (\text{mol HClO})}{1 (\text{mol NCl}_3)} \cdot \frac{52,46 (\text{g HClO})}{1 (\text{mol HClO})} = 47,1 \text{ g HClO} \end{aligned}$$

Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\begin{aligned} \text{rendimiento porcentual} &= \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100 \Rightarrow 92 = \frac{\text{rendimiento real}}{47,1 (\text{g})} \cdot 100 \Rightarrow \\ \Rightarrow \text{rendimiento real} &= \frac{47,1}{100} \cdot 92 = 43,3 \text{ g HClO} \end{aligned}$$

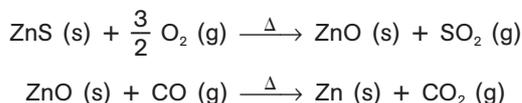
Para calcular el volumen de NH_3 (producto B) que se forma junto con una masa dada de HClO (producto A) seguimos la ruta:

$$\text{gramos A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{volumen molar}} \text{volumen B}$$

De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$\begin{aligned} V &= \frac{nRT}{p} = \frac{1 (\text{mol}) \cdot 0,082 (\text{atm L K}^{-1} \text{mol}^{-1}) \cdot 293 (\text{K})}{1,0 (\text{atm})} = 24,0 \text{ L} \\ 43,3 (\text{g HClO}) &\cdot \frac{1 (\text{mol HClO})}{52,46 (\text{g HClO})} \cdot \frac{1 (\text{mol NH}_3)}{3 (\text{mol HClO})} \cdot \frac{24,0 (\text{L de NH}_3)}{1 (\text{mol NH}_3)} = 6,60 \text{ L de NH}_3 \end{aligned}$$

- 15.33 Una mena para la obtención de cinc metálico es su sulfuro. Primero, se tuesta el ZnS (es decir, se calienta en presencia de aire), formándose ZnO . Luego, el óxido así formado se calienta con monóxido de carbono, y se obtiene cinc elemental. Las ecuaciones correspondientes son:



Supón que se tratan de este modo 2,66 kg de ZnS y se obtienen 1,65 kg de cinc puro. Calcula el rendimiento teórico y el rendimiento porcentual del proceso global.

Primero calculamos el rendimiento teórico, esto es, la masa de cinc (producto C) que se espera obtener, en la reacción 2, a partir de una masa ZnO (B), producida a su vez, en la reacción 1, a partir de una masa dada de ZnS (reactivo A):

$$\begin{aligned} \text{gramos A} &\xrightarrow{\text{masa molar A}} \text{moles A} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación (1)}} \text{moles B} \xrightarrow{\text{coeficientes ecuación (2)}} \text{moles C} \xrightarrow{\text{masa molar C}} \text{gramos C} \\ 2,66 \cdot 10^3 (\text{g ZnS}) &\cdot \frac{1 (\text{mol ZnS})}{97,45 (\text{g ZnS})} \cdot \frac{1 (\text{mol ZnO})}{1 (\text{mol ZnS})} \cdot \frac{1 (\text{mol Zn})}{1 (\text{mol ZnO})} \cdot \frac{65,38 (\text{g Zn})}{1 (\text{mol Zn})} = 1,78 \cdot 10^3 \text{ g Zn} \end{aligned}$$

El rendimiento real es 1,65 kg de Zn. Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \cdot 100 = \frac{1,65 \cdot 10^3 (\text{g})}{1,78 \cdot 10^3 (\text{g})} \cdot 100 = 92,7 \%$$

DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS

- 15.34 El cobre se corroe en el aire húmedo formando carbonato básico de cobre, $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$, que es el responsable del color verde que adquieren con el tiempo los objetos de cobre (como la estatua de la Libertad). Calcula la composición centesimal en masa del $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$.

La composición centesimal de un compuesto indica los porcentajes en masa de los elementos presentes:

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa elemento}}{\text{masa total compuesto}} \cdot 100$$

Teniendo en cuenta las masas atómicas, la masa molar del $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ resulta:

$$M = 2 \cdot 63,55 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} + 12,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} + 5 \cdot 16,00 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} + 2 \cdot 1,008 \text{ (g mol}^{-1}\text{)} = 221,126 \text{ g mol}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión anterior, obtenemos:

$$\% \text{ Cu} = \frac{2 \cdot 63,55}{221,126} \cdot 100 = 57,48 \% \text{ Cu} \qquad \% \text{ C} = \frac{12,01}{221,126} = 5,43 \% \text{ C}$$

$$\% \text{ O} = \frac{5 \cdot 16,00}{221,126} \cdot 100 = 36,18 \% \text{ O} \qquad \% \text{ H} = \frac{2 \cdot 1,008}{221,126} \cdot 100 = 0,91 \% \text{ H}$$

- 15.35 El estudio del compuesto responsable del color rojo de los tomates maduros, ha revelado que su fórmula empírica es C_5H_7 y su masa molecular, 537 g mol^{-1} . ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto?

La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula empírica: $(\text{C}_5\text{H}_7)_n$. El valor de "n", que tiene que ser un número natural, puede determinarse a partir de la masa molar:

Masa molar compuesto = n (masa molar fórmula empírica):

$$537 = n(5 \cdot 12,01 + 7 \cdot 1,008) \Rightarrow n = \frac{537}{67,106} \approx 8$$

Fórmula molecular: $(\text{C}_5\text{H}_7)_8 = \text{C}_{40}\text{H}_{56}$

- 15.36 El nitrógeno es único combinándose con el oxígeno. Se conocen siete óxidos de nitrógeno diferentes, cuyas fórmulas moleculares son: N_2O , NO , NO_2 , N_2O_4 , N_2O_3 , N_2O_5 y NO_3 (este último es extremadamente inestable). Determina a cuál de ellas corresponde una muestra de un determinado óxido de nitrógeno, cuya masa es 3,42 g, y que contiene 2,16 g de oxígeno.

El óxido sólo contiene oxígeno y nitrógeno. La cantidad de este último en la muestra de 3,42 g es:

$$3,42 \text{ (g muestra)} \rightarrow 2,16 \text{ (g oxígeno)} = 1,26 \text{ (g nitrógeno)}.$$

La relación de nitrógeno a oxígeno, expresada en moles es:

$$\text{N} \frac{1,26 \text{ (g)}}{14,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : \text{O} \frac{2,16 \text{ (g)}}{16,00 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = \text{N}_{0,0899} \text{ (mol)} : \text{O}_{0,135} \text{ (mol)}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles. Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$$\text{N} \frac{0,0899}{0,0899} : \text{O} \frac{0,135}{0,0899} = \text{N}_1 : \text{O}_{1,5} = \text{N}_2 : \text{O}_3$$

Se trata, pues, del trióxido de dinitrógeno, N_2O_3 .

- 15.37 El compuesto binario de fórmula molecular XCl_4 contiene el 54,43% de cloro. Calcula la masa atómica del elemento designado por la letra X en la fórmula del compuesto.

Siendo M la masa atómica del elemento X:

$$\% \text{ Cl} = \frac{\text{masa Cl} \cdot 100}{\text{masa compuesto}} = \frac{4 \cdot 35,45 \cdot 100}{4 \cdot 35,45 + M} = 54,43 \Rightarrow M = \frac{141,8 \cdot 100}{54,43} - 141,8 = 118,7$$

La masa atómica de X es, pues, 118,7 u (es decir, X corresponde al elemento estaño).

- 15.38 La composición centesimal del oropimente (la sustancia que los alquimistas pretendían transformar en oro) es 60,90 % As y 39,10 % S. Determina su fórmula empírica.

La relación de arsénico a azufre, expresada en moles es: $\text{As} \frac{60,90 \text{ (g)}}{74,92 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : \text{S} \frac{39,10 \text{ (g)}}{32,07 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = \text{As}_{0,8129 \text{ (mol)}} : \text{S}_{1,2192 \text{ (mol)}}$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles.

$\text{As} \frac{0,8129}{0,8129} : \text{S} \frac{1,2192}{0,8129} = \text{As}_1 : \text{S}_{1,5} = \text{As}_2 : \text{S}_3$ La fórmula empírica del oropimente es, pues, As_2S_3 .

- 15.39 La "circonia", un óxido que contiene un 74,03 % de Zr y un 25,97 % O, es, curiosamente, mucho más abundante en las rocas lunares que en las terrestres. Las gemas de circonia son muy parecidas al diamante (muchos diamantes falsos son, en realidad, cristales de circonia). Halla la fórmula molecular de dicho óxido de circonio, cuya masa molar es $123,22 \text{ g mol}^{-1}$.

La relación de circonio a oxígeno, expresada en moles es: $\text{Zr} \frac{74,03 \text{ (g)}}{123,22 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : \text{O} \frac{25,97 \text{ (g)}}{16,00 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = \text{Zr}_{0,6008 \text{ (mol)}} : \text{O}_{1,6231 \text{ (mol)}}$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles.

Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$\text{Zr} \frac{0,6008}{0,6008} : \text{O} \frac{1,6231}{0,6008} = \text{Zr}_1 : \text{O}_2$. La fórmula empírica del óxido de circonio es, pues, ZrO_2 .

- 15.40 En 1988, Marie y Pierre Curie descubrieron el radio, un elemento radiactivo del grupo II de la tabla periódica. Al hacerlo reaccionar con ácido clorhídrico diluido, obtuvieron el correspondiente cloruro, cuyo porcentaje en masa de radio era de 76,1 %. ¿Cuál es la masa atómica del radio?

Dado que el radio pertenece al grupo II de la tabla periódica (grupo de los metales alcalino-térreos), su valencia debe ser igual a 2, es decir, la fórmula del cloruro de radio es RaCl_2 . Llamando M a la masa atómica del radio, tenemos:

$$\% \text{ Ra} = \frac{\text{masa Ra} \cdot 100}{\text{masa RaCl}_2} = \frac{M \cdot 100}{2 \cdot 35,45 + M} = 76,1 \Rightarrow M = 0,761 M + 53,95 \Rightarrow M = \frac{53,95}{0,239} = 226$$

La masa atómica del Ra es, pues, 226 u. El dato del porcentaje de radio (76,1 %) limita el resultado a 3 cifras significativas.

- 15.41 El olor de la mantequilla rancia se debe al ácido butírico, una sustancia que contiene solo C, H y O y cuya masa molar es $88,1 \text{ g mol}^{-1}$. Sabiendo que una muestra de 5,82 g de ácido butírico por combustión (reacción con O_2) da 11,63 g de CO_2 y 4,76 g de H_2O , determina su fórmula molecular.

Determinamos la cantidad de C y de H contenidos, respectivamente, en los 11,63 g de CO_2 y los 4,76 g de H_2O formados:

$$m_c = 11,63 \text{ (g CO}_2\text{)} \cdot \frac{12,01 \text{ (g C)}}{44,02 \text{ (g CO}_2\text{)}} = 3,173 \text{ g C} \quad m_o = 4,76 \text{ (g H}_2\text{O)} \cdot \frac{2 \cdot 1,01 \text{ (g H)}}{18,02 \text{ (g H}_2\text{O)}} = 0,534 \text{ g O}$$

Todo el carbono del CO_2 y todo el hidrógeno del agua formados en la combustión proceden del carbono y del hidrógeno presentes en la muestra de ácido butírico (ya que el aire solo aporta oxígeno). Por tanto, en los 5,82 g de la muestra de ácido butírico hay 3,173 g de C y 0,534 g de H. El resto debe ser oxígeno:

$$5,82 - (3,173 + 0,534) = 2,11 \text{ g O}$$

La relación de elementos en moles es: $\text{C} \frac{3,173 \text{ (g)}}{12,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : \text{H} \frac{0,534 \text{ (g)}}{1,01 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} : \text{O} \frac{2,11 \text{ (g)}}{16,00 \text{ (g mol}^{-1}\text{)}} = \text{C}_{0,2642 \text{ (mol)}} : \text{H}_{0,5287 \text{ (mol)}} : \text{O}_{0,1319 \text{ (mol)}}$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles.

Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$$\text{C} \frac{0,2642}{0,1319} ; \text{H} \frac{0,5287}{0,1319} : \text{O} \frac{0,1319}{0,1319} = \text{C}_2 : \text{H}_4 : \text{O}_1$$

La fórmula empírica es, pues, $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$. La fórmula molecular debe ser: $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_n$

Masa molar compuesto = $n(\text{masa molar fórmula empírica})$:

$$88,1 = n(2 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 + 16,00) \Rightarrow n = \frac{88,1}{44,06} \approx 2$$

Fórmula molecular: $(\text{C}_2\text{H}_4\text{O})_2 \equiv \text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$