

La estequiometría es una de las partes de la química que resulta más complicada para el alumnado de ESO-Bachillerato. El libro pretende dar solución a todas las dificultades que encuentran los estudiantes en la resolución de problemas de estequiometría.

Los profesores podrán utilizar el libro como una guía para desarrollar los contenidos de estequiometría a lo largo de las etapas de ESO y bachillerato. A los alumnos/as les servirá para subsanar errores conceptuales, dotarles de esquemas razonados para resolver diferentes tipos de problemas, y ayudarles en los procesos de asimilación y acomodación de estos contenidos.

Al ser un libro de tipo autodidacta, también puede ser muy útil para estudiantes que necesiten aprender este tipo de contenidos sin la ayuda de un profesor, y para alumnos/as de los primeros cursos universitarios de ciencias que requieran revisar este tipo de problemas. En ambos casos encontrarán un libro con todos los conceptos necesarios perfectamente estructurados y explicados de forma clara y coherente.

Algunos contenidos se explican en primer lugar a un nivel más básico y después a un nivel superior (tratado como una ampliación). Por otra parte, en el libro aparecen multitud de anotaciones (identificadas mediante determinados iconos) que pretenden corregir los errores más habituales que cometen los alumnos en los exámenes.

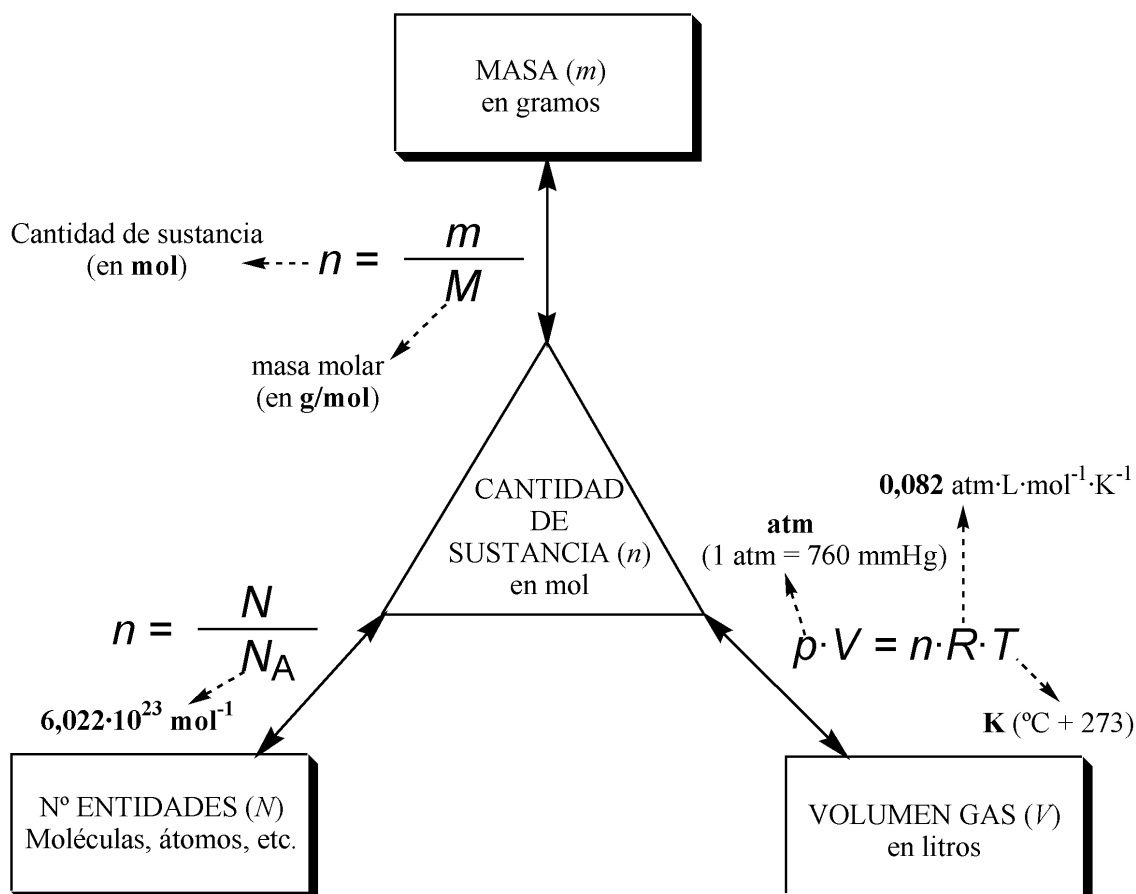
## **ÍNDICE GENERAL**

1. ¿Qué es una molécula?.....	11
2. ¿Qué son las fórmulas químicas?.....	12
3. ¿Qué es la unidad de masa atómica (u)?.....	13
4. ¿Qué es la masa atómica ( $A_r$ )?.....	14
5. Ampliación: significado exacto de masa atómica.....	15
6. ¿Qué es la masa molecular ( $M_r$ )?.....	15
7. Ampliación: significado exacto de masa molecular.....	16
8. ¿Qué es el mol?.....	17
9. Ampliación: significado exacto de mol.....	18
10. ¿Qué es la masa molar ( $M$ )?.....	19
10.1. ¿Cómo calcular la masa molar de una sustancia?.....	19
11. ¿Cómo hacer conversiones: cantidad de sustancia $\leftrightarrow$ masa $\leftrightarrow$ $\leftrightarrow$ n° de entidades $\leftrightarrow$ volumen gas?.....	20
11.1. ¿Cómo resolver las reglas de tres simples directas utilizando proporciones?.....	21
12. ¿Cómo se manejan los datos referidos a la concentración de una disolución?.....	29
12.1. Concentración en cantidad de sustancia.....	29
12.2. Porcentaje en masa y densidad de una disolución.....	30
12.3. ¿Cómo se convierten los datos del porcentaje en masa y densidad de una disolución en concentración en cantidad de sustancia?.....	31
13. ¿Qué es una reacción química?.....	33

14. ¿Qué es una ecuación química?.....	34
15. ¿Son las reacciones químicas frecuentes en la vida diaria?.....	34
16. ¿Qué características debe tener una ecuación química para estar correctamente expresada?.....	35
17. ¿Cómo se ajusta una ecuación química?.....	37
17.1. ¿Cómo se hace el recuento de átomos?.....	37
17.2. Método de ajuste por tanteo.....	38
17.3. Ajuste mediante un sistema de ecuaciones.....	40
18. ¿Qué es una reacción redox?.....	42
19. Ampliación: ¿cómo se ajusta una ecuación química redox?.....	42
20. ¿Qué información proporciona una ecuación química ajustada?.....	52
21. Ampliación: ¿cómo saber la ecuación química que interviene en un problema de estequiometría?.....	54
22. Ampliación: ¿cómo resolver problemas de cálculo de fórmulas empíricas y moleculares?.....	57
23. ¿Qué son los cálculos estequiométricos?.....	61
24. ¿Qué pasos se deben dar en los cálculos estequiométricos (I)?.....	62
25. ¿Qué pasos se deben dar en los cálculos estequiométricos (II)?.....	68
26. Ampliación: ¿cómo resolver problemas de estequiometría sobre mezclas gaseosas?.....	74
27. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría con reactivos impuros?.....	78
28. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría cuando el rendimiento de la reacción no es del 100 %?.....	81
29. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría cuando hay un reactivo limitante?.....	85
29.1. ¿Cuándo se debe investigar cuál es el reactivo limitante?.....	85
29.2. ¿Cómo averiguar cuál es el reactivo limitante?.....	85
30. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría en los que intervienen disoluciones?.....	88
31. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría cuando intervienen varias reacciones consecutivas?.....	89
32. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría cuando dos sustancias de una mezcla reaccionan simultáneamente con un mismo reactivo?.....	91
33. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría sobre ecuaciones termoquímicas?.....	94
34. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría cuando hay varios factores que condicionan los cálculos?.....	97
35. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría sobre valoraciones?.....	99
36. ¿Cómo resolver problemas de estequiometría utilizando factores de conversión?.....	103
Problemas propuestos.....	117
Soluciones de los problemas propuestos.....	125
Datos de las masas atómicas relativas de los elementos.....	127
Bibliografía.....	129

## 11. ¿CÓMO HACER CONVERSIONES: CANTIDAD DE SUSTANCIA ↔ MASA ↔ NÚMERO DE ENTIDADES ↔ VOLUMEN GAS?

El siguiente esquema resume la relación que existe entre la cantidad de sustancia con otras magnitudes. Nos será muy útil para hacer cálculos de conversiones entre ellas.



Analicemos en detalle las conversiones:

### A) CONVERSIÓN: CANTIDAD DE SUSTANCIA (EN MOL) → MASA (EN GRAMOS)

Explicamos el proceso mediante un ejemplo concreto:

☞ El ácido sulfúrico,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , es un líquido incoloro, no volátil y denso. Calcule la masa, en gramos, de 2 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

Este tipo de conversiones se puede realizar en tres pasos:

- 1) Calculamos la masa molecular relativa del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot A_r(\text{H}) + 1 \cdot A_r(\text{S}) + 4 \cdot A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 98,09$$

- 2) Indicamos la masa molar del  $\text{H}_2\text{SO}_4$

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,09 \text{ g/mol} \Rightarrow 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \equiv 98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

- 3) Planteamos una regla de tres simple directa con la información obtenida en el segundo punto: si 1 mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tiene una masa de 98,09 g, entonces 2 moles de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tendrán una masa de x gramos:

$$\frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,09 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{x \text{ g H}_2\text{SO}_4}$$

## 12. ¿QUÉ PASOS SE DEBEN DAR EN LOS CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS? (II)

Cuando ya se ha adquirido una cierta soltura resolviendo problemas de estequiometría aplicando los seis pasos anteriores, se pueden utilizar otras variantes en cuanto a la forma de resolverlos que se adapten mejor al tipo de problema o a los gustos de la persona que los resuelve.

Los tres primeros pasos anteriores hay que aplicarlos siempre, los tres últimos se pueden modificar teniendo en cuenta que la regla de tres simple directa que hay que plantear necesariamente utilizando la ecuación química ajustada, puede hacerse no solamente con cantidad de sustancia, sino también con número de entidades, con masas, con volúmenes (si son gases) e incluso mezclando en la regla de tres estas distintas magnitudes.

1. Leer detenidamente el enunciado del problema hasta que lo entendamos perfectamente.
2. Escribir la ecuación química y ajustarla.
3. Identificar, según el enunciado del problema, cuál es la sustancia química sobre la que nos hacen la pregunta, y cuál es la sustancia de la que nos dan los datos. Ambas deben estar presentes en la ecuación química.
4. Expresar toda la información que nos aporta la ecuación química ajustada o sólo la que vamos a necesitar para resolver el problema.
5. Expresar, debajo de las sustancias de la reacción química, los datos que nos aporta el enunciado del problema sobre las mismas.
6. Plantear una regla de tres simple directa entre la sustancia sobre la que nos hacen la pregunta y de la que tenemos los datos. Para ello se utiliza la información obtenida en los puntos 4º y 5º.

Vamos a resolver uno de los problemas anteriores utilizando ahora estos nuevos criterios:

☞ **Calcule el volumen de dióxido de carbono que se obtiene en la combustión de 50,3 g de propano a la temperatura de 25 °C y a la presión de 950 mmHg.**

Solución:

1. Leemos detenidamente el enunciado del problema. De su lectura minuciosa podemos obtener la siguiente información:

- “Calcule el volumen de dióxido de carbono...”  $\Rightarrow$  de aquí se deduce que la sustancia sobre la que nos hacen la pregunta es el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ).
- “... dióxido de carbono que se obtiene...”  $\Rightarrow$  al obtenerse el dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) será un producto y, por tanto, debemos colocarlo en el 2º miembro de la ecuación química (a la derecha de la flecha).
- “... combustión...”  $\Rightarrow$  se trata de una reacción de combustión; es decir, una determinada sustancia reacciona con oxígeno ( $\text{O}_2$ ). Por tanto, uno de los reactivos será el oxígeno ( $\text{O}_2$ ), que habrá que colocarlo en el primer miembro de la ecuación.
- “... 50,3 g de propano...”  $\Rightarrow$  se concluye que la sustancia de la que me dan los datos de su cantidad es el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ).
- “... combustión de 50,3 g de propano...”  $\Rightarrow$  el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) es la sustancia que sufre la combustión; luego es un reactivo, y debe ser colocado en el primer miembro de la ecuación química.
- “... a la temperatura de 25 °C y a la presión de 950 mmHg”  $\Rightarrow$  estas son las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción química.

☞ **Errores frecuentes:** Pasar a resolver el problema sin haberlo entendido completamente y sin analizarlo minuciosamente. Probablemente esta sea la causa de la mayor parte de los errores que se cometen después.

2. Escribir la ecuación química y ajustarla.

Sabemos que la ecuación química debe tener esta estructura: reactivos  $\rightarrow$  productos.

Según el enunciado del problema los reactivos son el propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) y el oxígeno ( $\text{O}_2$ ), pero no nos indica cuáles son los productos. Sin embargo, al ser el reactivo que sufre la combustión ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) un hidrocarburo (ya que contiene sólo átomos de C e H), y suponiendo que la combustión es completa (ya que no nos indican lo contrario), los productos que se obtienen serán dióxido de carbono ( $\text{CO}_2$ ) y agua ( $\text{H}_2\text{O}$ ).

Podemos escribir ya la ecuación química: .....

### 13. ¿CÓMO RESOLVER PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA CON REACTIVOS IMPUROS?

🔑 **Clave:** La clave está en tener en cuenta que el dato de la masa de una sustancia impura no se puede utilizar ni para calcular los moles que contiene ni en la regla de tres que hay que plantear basándose en la ecuación ajustada.

La sustancia impura suele ser un reactivo, y los problemas son generalmente de dos tipos: según que se conozca el porcentaje de riqueza de la sustancia o que no se sepa este dato, y sea precisamente esto lo que nos pide el problema.

1. Cuando nos den la masa del reactivo y su porcentaje de pureza, lo que hay que hacer es calcular la masa que corresponde a la sustancia pura planteando una regla de tres con el valor del porcentaje de pureza. Después, con este dato de sustancia pura, se siguen los pasos normales para resolver un problema de estequiometría.
2. Si el problema nos pide el porcentaje de pureza de la sustancia, se calcula la cantidad de sustancia pura que contiene la muestra utilizando los pasos normales para resolver un problema de estequiometría (pero sin utilizar el dato de la sustancia impura), y luego se plantea una regla de tres para determinar el porcentaje de pureza de la sustancia.

En ambos casos, la regla de tres referida al porcentaje de pureza puede sustituirse por la fórmula:

$$\text{Porcentaje pureza} = \frac{\text{masa sustancia pura que contiene la muestra}}{\text{masa muestra}} \cdot 100$$

Donde ambas masas deben expresarse en la misma unidad.

✦ **Nota:** Hay que tener en cuenta que la magnitud masa que aparece en la fórmula del porcentaje de pureza puede ser sustituida por número de entidades, cantidad de sustancia o volumen (medido en las mismas condiciones de  $p$  y  $T$ ), siempre que tanto la sustancia pura que contiene la muestra como la propia muestra se encuentren expresadas en la misma unidad.

Veamos un ejemplo concreto para cada caso:

▣ **El carbonato cálcico, en su forma más corriente de caliza o piedra caliza, es el segundo mineral más abundante (después de los silicatos) en la corteza terrestre. ¿Qué cantidad de óxido de calcio (CaO) puede obtenerse por descomposición térmica de 500 kg de caliza que contiene un 95 % de carbonato de calcio (CaCO<sub>3</sub>)?**



Solución:

La caliza es un mineral que contiene carbonato de calcio además de otras sustancias que se toman como impurezas. Es decir: caliza = CaCO<sub>3</sub> + impurezas

Vemos que nos dan el porcentaje de pureza de la caliza: 95 %. Este dato quiere decir que de cada 100 g de caliza, 95 g son de CaCO<sub>3</sub>, y el resto (5 g) son impurezas. Por tanto, podemos utilizar este dato para calcular la masa de CaCO<sub>3</sub> contenida en los 500 kg de caliza mediante una regla de tres: si en 100 g de caliza hay 95 g de CaCO<sub>3</sub>, entonces en 500.000 g de caliza habrá  $x$  g de CaCO<sub>3</sub>.

$$\frac{100 \text{ g caliza}}{95 \text{ g CaCO}_3} = \frac{5 \cdot 10^5 \text{ g caliza}}{x \text{ g CaCO}_3} \Rightarrow x = \frac{5 \cdot 10^5 \cdot 95}{100} = 4,75 \cdot 10^5 \text{ g CaCO}_3$$

Este dato ya se puede utilizar para resolver el problema porque está referido a una sustancia pura, en este caso el CaCO<sub>3</sub>.

✦ **Nota:** El resultado anterior también puede obtenerse utilizando la fórmula del porcentaje de pureza:

$$\text{masa sustancia pura} = \frac{\text{porcentaje pureza} \cdot \text{masa muestra}}{100}$$

$$\Rightarrow \text{masa CaCO}_3 = \frac{95 \cdot 5 \cdot 10^5 \text{ g}}{100} = 4,75 \cdot 10^5 \text{ g CaCO}_3$$

Las masas moleculares de las sustancias que intervienen en la ecuación química son las siguientes:

$$M_r (\text{CaCO}_3) = 40,08 + 12,01 + 3 \cdot 16,00 = 100,09$$

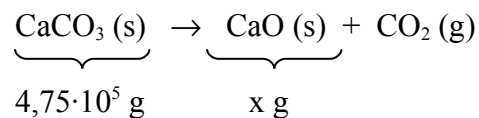
$$M_r (\text{CaO}) = 40,08 + 16,00 = 56,08$$

$$M_r (\text{CO}_2) = 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01$$

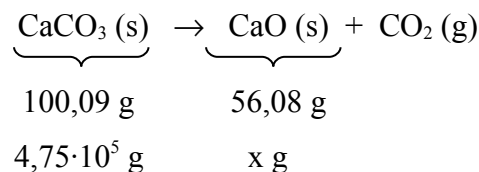
① Veamos la información que nos da la ecuación química ajustada:

	<b>CaCO<sub>3</sub> (s)</b>	→	<b>CaO (s)</b>	+	<b>CO<sub>2</sub> (g)</b>
1)	1 molécula	→	1 molécula	+	1 molécula
2)	1 mol	→	1 mol	+	1 mol
3)	100,09 g	→	56,08 g	+	44,01 g
4)	-----	→	-----	+	22,4 L c.n.

② Expresamos, debajo de la ecuación química, la información que nos aporta el enunciado del problema:



③ Planteamos una regla de tres entre el CaCO<sub>3</sub> (sustancia de la que tengo datos) y el CaO (sustancia sobre la que hacen la pregunta) con la información obtenida en la 3ª fila de la ecuación ajustada y los datos del problema. En el siguiente esquema se encuentra resumida la información necesaria para plantear la regla de tres:



Planteamos la regla de tres y la resolvemos: si a partir de 100,09 g de CaCO<sub>3</sub> se obtienen 56,08 g de CaO, entonces con 475.000 g de CaCO<sub>3</sub> se obtendrán x g de CaO.

$$\frac{100,09 \text{ g CaCO}_3}{56,08 \text{ g CaO}} = \frac{4,75 \cdot 10^5 \text{ g CaCO}_3}{x \text{ g CaO}} \Rightarrow x = 2,66 \cdot 10^5 \text{ g CaO} = \mathbf{266 \text{ kg CaO}}$$

En definitiva: a partir de 500 kg de caliza del 95 % de pureza se pueden obtener 266 kg de CaO.


...

#### 14. ¿CÓMO RESOLVER PROBLEMAS DE ESTEQUIOMETRÍA UTILIZANDO FACTORES DE CONVERSIÓN?

Vamos a resolver problemas de estequiometría utilizando factores de conversión con el siguiente significado: un **factor de conversión** es una fracción en la que en el numerador y denominador se encuentran dos cantidades que guardan una relación de proporcionalidad directa entre sí. Las dos cantidades tienen unidades distintas y/o se refieren a sustancias distintas. En este sentido, tiene el mismo significado que las razones utilizadas en una proporción para resolver las reglas de tres simples directas.

Ejemplos:

$$\frac{1 \text{ mol N}_2}{28,02 \text{ g N}_2}; \frac{1 \text{ mol HCl}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}; \frac{1 \text{ mol O}_2 \text{ en c.n.}}{22,4 \text{ L O}_2 \text{ en c.n.}}; \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3}; \frac{2 \text{ kg}}{2000 \text{ g}}; \text{ etc.}$$

 **Clave:** La utilización de los factores de conversión trata de sustituir a las reglas de tres simples directas. El método empleado para resolver problemas de estequiometría consiste en ir multiplicando una determinada cantidad inicial por sucesivos factores de conversión, de tal forma que se vayan simplificando matemáticamente unidades y compuestos químicos que no nos interesan, hasta obtener la solución deseada.

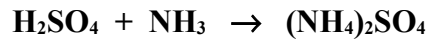
Este método resulta más rápido que utilizar reglas de tres, pero es menos intuitivo. Por tanto, cuando se empieza a estudiar por primera vez los problemas de estequiometría es recomendable usar las reglas de tres, ya que éstas permiten al alumno comprender mejor los pasos que va dando en la resolución del problema.

Vamos a volver a resolver algunos de los problemas ya analizados, pero utilizando ahora factores de conversión, para que de esta forma el lector pueda comparar ambos métodos de resolución.

...

A continuación, intente usted resolver el siguiente problema con la ayuda que se le proporciona. Debe rellenar los espacios con puntos suspensivos que aparecen en la resolución del problema. Las soluciones no se proporcionan, pero se pueden deducir de la lectura minuciosa de párrafos sucesivos. El objetivo es que se esfuerce en encontrar la solución correcta.

⌘ ¿Qué masa de amoníaco se necesita para neutralizar 25,0 cm<sup>3</sup> de una disolución de ácido sulfúrico cuya concentración molar es 0,14 mol/L?



Solución:

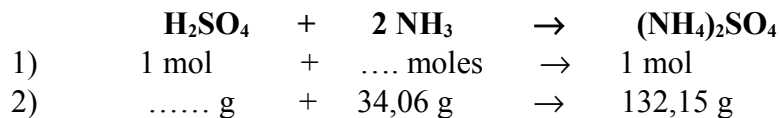
Calculamos en primer lugar las masas moleculares de las sustancias que intervienen en la ecuación química:

$$M_r(\text{H}_2\text{SO}_4) = 2 \cdot 1,008 + 1 \cdot 32,07 + \dots = 98,09$$

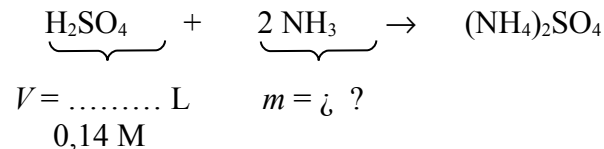
$$M_r(\text{NH}_3) = \dots + 3 \cdot 1,008 = 17,03$$

$$M_r(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 14,01 + \dots \cdot 1,008 + 1 \cdot 32,07 + 4 \cdot 16,00 = 132,15$$

① La ecuación química ajustada nos proporciona la siguiente información:



② Expresamos, debajo de la ecuación química, los datos aportados por el problema:



Calculamos la cantidad de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puro contenido en los 0,0250 L de disolución. El factor de conversión que vamos a utilizar se basa en que una disolución 0,14 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> indica que tiene ..... moles de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> puro en 1 litro de disolución:

$$0,0250 \text{ L disolución} \cdot \frac{0,14 \text{ moles H}_2\text{SO}_4}{\dots \text{ L disolución}} = \frac{0,0250 \cdot 0,14}{1} = 3,5 \cdot 10^{-3} \text{ moles } \dots$$