

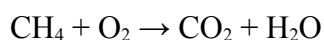
# Estequiometría

En química se denomina estequiometría a los cálculos que se realizan a partir de una reacción química para determinar las cantidades de reactivos y/o productos que participan en ella. Es una parte básica y muy importante de la química, y aparece en un montón de ejercicios. Lo bueno es que, si entiendes sus cuatro pasos, la podrás dominar sin dificultad.

### Lo primero: AJUSTAR LA REACCIÓN

Obviamente, cualquier ejercicio de estequiometría comenzará con una reacción. Al principio, el propio enunciado te dará la reacción ya formulada. A medida que suba el nivel, te dará una descripción a partir de la cual tú tendrás que escribir la reacción. Por ejemplo, “en la reacción de combustión del butano, se queman...”; entonces debes saber formular el butano y cómo es una reacción de combustión. Pero no adelantemos conocimientos...

Acompañemos, como siempre, la explicación de un ejemplo. En este caso, la reacción:



Que, por cierto, es una reacción de combustión, en concreto la del metano<sup>1</sup>. El enunciado del ejercicio sería algo así:

*“Halla los gramos de CO<sub>2</sub> que se desprenden al quemar 48g de metano. Calcula también el volumen de oxígeno necesario para realizar la combustión si la reacción transcurre a 1,5 atmósferas y 35°C”*

Pues bien, antes de meternos en ningún cálculo, la regla de oro:

**\*\* HAY QUE AJUSTAR LA REACCIÓN \*\***

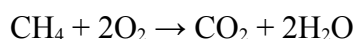
Por favor, graba esto en tu cabeza. Repítelo cien veces antes de irte a dormir y otras cien al levantarte. Incluso aunque parezca que el enunciado te la da ajustada, no pasa nada porque pierdas unos segundos comprobando. Un ejercicio de estequiometría que parta de una reacción mal ajustada o sin ajustar ESTÁ TODO MAL.

---

<sup>1</sup> Puedes reconocer una reacción de combustión porque son del estilo “algo + oxígeno → dióxido de carbono + agua”, siempre y cuando el primer compuesto esté formado por carbono, hidrógeno y oxígeno.

## Cajón de Ciencias

Intenta ajustar por tu cuenta la reacción del enunciado. Cuando termines, sigue leyendo.  
La solución es:



Echa cuentas si quieres y comprobarás que el número de átomos de cada tipo en los reactivos es el mismo que en los productos. De todas formas, si tienes problemas ajustando las reacciones, puedes consultar el documento de nuestra web que explica cómo hacerlo.

Ahora que ya está ajustada, podemos seguir.

### Lo segundo: tenemos que trabajar con moles

La moneda de cambio de las reacciones es el **mol**. De hecho, la reacción ajustada se leería: “un mol de metano más dos moles de oxígeno molecular nos dan un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua”. Si el enunciado nos da datos en moles, perfecto. Pero si nos da gramos, litros o cualquier cosa semejante, hay que transformarlos en moles. ¿Cómo se hace?

#### - Pasar de gramos a moles

Es lo más normal que nos den. Para transformar gramos de una molécula en moles, lo único que tenemos que hacer es dividir entre el peso molecular.

$$n = m / P_m$$

Siendo  $n$  el número de moles,  $m$  la masa en gramos y  $P_m$  el peso molecular.

En el enunciado de ejemplo nos dice que tenemos 48g de metano. Como el metano tiene un peso molecular de 16<sup>2</sup>, el número de moles será:

$$n = 48/16 = 3 \text{ moles}$$

#### - Pasar de litros a moles

Esta conversión sólo se realiza cuando los compuestos son gaseosos. En condiciones normales (1atm de presión y 273K de temperatura), un mol de *cualquier* gas ocupa aproximadamente 22,4 litros. Si nos dicen que la reacción ocurre en estas condiciones, nos basta con hacer una regla de tres. Si las condiciones son otras, tendremos que recurrir a la ecuación de los gases perfectos. Veremos cómo hacerlo en la segunda parte del ejercicio. De momento quédate con cómo pasar de gramos a moles.

<sup>2</sup> Recuerda que el peso molecular es la suma de las masas atómicas de los átomos que forman el compuesto. Un mol de metano pesa 16g (cuatro hidrógenos de peso 1 más un oxígeno de peso 12).

## Cajón de Ciencias

### Tercer paso: todo son reglas de tres

Esta es una de las grandes verdades de la estequiometría: si sabes resolver una regla de tres, tienes más de la mitad del camino hecho<sup>3</sup>.

Recordemos cómo se leía nuestra reacción:

“Un mol de metano más dos moles de oxígeno molecular nos dan un mol de dióxido de carbono y dos moles de agua”

Por lo tanto, si en vez de un mol parto de tres moles de metano ¿cuántos moles de dióxido de carbono obtendré?

$$\begin{array}{lcl} 1 \text{ mol metano} & \rightarrow & 1 \text{ mol de CO}_2 \\ 3 \text{ moles de metano} & \rightarrow & x \text{ moles de CO}_2 \end{array}$$

No hace falta echar muchas cuentas para saber que obtendremos 3 moles de dióxido de carbono. De todas formas, lo importante es que te quedes con la operación. Si nos hubiesen preguntado por el agua, el resultado habrían sido 6 moles.

### Cuarto paso: transformar los moles en lo que nos pidan

Si el enunciado nos pregunta cuántos moles de un compuesto se obtienen, el problema se acaba ahí. Si, como es más habitual, nos pide que demos la respuesta en gramos o litros, tendremos que pasar los moles a la unidad que pidan. Pero no es más que repetir el paso 2 con las incógnitas en otro sitio.

$$\begin{aligned} n &= m/Pm \\ 3 \text{ moles CO}_2 &= m / 44 \\ m &= 3 \cdot 44 = 132\text{g de CO}_2 \end{aligned}$$

¡Ah! pero el enunciado tenía una segunda parte un poco más complicada, que decía “*Calcula también el volumen de oxígeno necesario para realizar la combustión si la reacción transcurre a 1,5 atmósferas y 35°C*”. ¿Cómo se resuelve algo así?

<sup>3</sup> Algunas personas se sienten realmente molestas porque algo con un nombre tan técnico como “estequiometría” pueda resolverse con una operación que se enseña en primaria, y andan removiendo las ecuaciones y cambiando de orden o de nombre las operaciones para que todo parezca más complicado. Pero la realidad es que al final acaban resolviendo una regla de tres camuflada. O como prefieren decir, una “regla de proporcionalidad directa”. Según algunas mentes doctas, el objetivo de toda ciencia es que los que están sentados en la mesa de al lado no entiendan la conversación.

## Cajón de Ciencias

Que nadie se desanime. A pesar de lo que parezca, sigue siendo un problema de estequiometría típico. A la explicación básica sólo hay que añadirle un detalle. Vamos a ello.

Los tres primeros pasos (ajuste, pasar metano a moles, hacer regla de tres para sacar moles de O<sub>2</sub>) son exactamente iguales. La regla de tres se hace igual si trabajamos con un producto que con un reactivo, así que por esa parte no hay problema. Si echas cuentas te deberían salir 6 moles de O<sub>2</sub>.

Habíamos dicho cuando hablábamos del paso 2, que en condiciones normales un mol de un gas ocupa 22,4 litros. Las condiciones que da el enunciado no son las normales, pero ese obstáculo se salva utilizando la ecuación de los gases perfectos. Te recuerdo que era:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde  $P$  es la presión,  $V$  el volumen,  $n$  el número de moles,  $R$  una constante (0,082 atm·l/K·mol) y  $T$  la temperatura en grados Kelvin.

Colocamos todos los datos que conocemos y calculamos el volumen:

$$1,5 \cdot V = 6 \cdot 0,082 \cdot 308$$
$$V = 151,54 / 1,5 = 101,02 \text{ litros}$$

¡Y ya está! Los ejercicios de estequiometría no admiten muchas variantes. Las únicas formas de complicarlos son

- cambiando las unidades de medidas. Por ejemplo, múltiplos o submúltiplos de gramos y litros. O dar la presión en milímetros de mercurio en lugar de atmósferas (recuerda que 1 atm = 760 mmHg).
- hacer que escribas tú la reacción. Para ello debes tener muy clara la formulación inorgánica y conocer los tipos principales de reacciones: combustiones, oxidaciones, síntesis, eliminación, sustitución, neutralización, etc.
- introducir rendimientos o purezas de los reactivos (lo explicamos en otro documento dentro de la misma sección de nuestra web. Léelo sólo si habéis hecho ejercicios de este tipo en clase. O si sientes curiosidad, por supuesto).
- trabajar con reactivos limitantes (lo mismo que en el punto anterior).