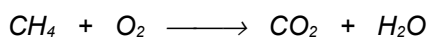


1. Introducción

- ⇒ En los **procesos físicos** las **sustancias no cambian** su naturaleza, en cambio, en los **procesos químicos** aparecen **sustancias nuevas**, distintas de las que había al principio.
- ⇒ Estos **procesos en los que** una o más sustancias, denominadas **reactivos**, **se transforman en** otra u otras sustancias, denominadas **productos**, se conocen como **reacciones químicas**.
- ⇒ **En una reacción química** se rompen los enlaces que hay en las moléculas que constituyen los reactivos, **los átomos se reorganizan** y se forman nuevos enlaces para formar los productos.
- ⇒ Las reacciones químicas se representan mediante **ecuaciones químicas**. En una ecuación química se escriben las **fórmulas de los reactivos** separadas por un signo de adición, a continuación una **flecha** que indica el sentido en el que se produce la reacción y por último las **fórmulas de los productos** separadas también por el signo de adición.

La ecuación

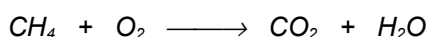


se lee: el CH₄ (metano) reacciona con el O₂ (oxígeno molecular) produciendo CO₂ (dióxido de carbono) y H₂O (agua).

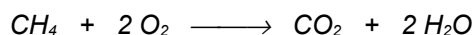
2. Ajuste de ecuaciones químicas

- ⇒ En los procesos químicos los átomos que constituyen los reactivos se reorganizan para formar los productos, pero no se transforman ni desaparecen, por lo tanto, **el número de átomos de cada elemento** que aparezca **en los reactivos** debe ser **igual al número de átomos del mismo en los productos**. Cuando se produce esta situación decimos que la ecuación está ajustada.
- ⇒ Si una ecuación química no está ajustada, lo primero que tendremos que hacer **antes de realizar ningún cálculo** a partir de ella es **ajustarla**. Para ello pondremos delante de la fórmula de cada compuesto un coeficiente apropiado. Estos coeficientes que se añaden delante de las sustancias que intervienen en la reacción para que ésta quede ajustada se denominan **coeficientes estequiométricos**.

La ecuación



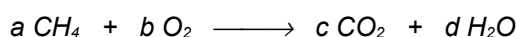
no está ajustada, puesto que el número de átomos de hidrógeno (4) y de oxígeno (2) en los reactivos es distinto al de los productos (2 y 3 respectivamente). En cambio, si la escribimos de la siguiente manera:



los números coinciden y la ecuación está, por lo tanto, ajustada.

No se pueden modificar los subíndices de los elementos en las fórmulas para ajustar una ecuación química

- ⇒ Frecuentemente es fácil obtener los coeficientes adecuados para el ajuste de la reacción por tanteo. No existe ninguna norma acerca de cómo proceder para ajustar una ecuación química por tanteo, sin embargo, un consejo generalmente útil es empezar por ajustar los elementos que sólo aparecen en una sustancia en cada miembro de la reacción. Si no se consigue el ajuste por tanteo, se puede emplear algún procedimiento que facilite su cálculo como el **método de los coeficientes indeterminados** que se describe a continuación:
- ① Se escribe un coeficiente indeterminado (con las primeras letras del abecedario) delante de cada uno de los compuestos que aparecen en la ecuación.



- ② Se escribe la ecuación de ajuste para cada uno de los elementos que intervienen en la reacción (la relación que debe cumplirse para que ese elemento aparezca en igual cantidad en reactivos y productos).

Para el carbono $a = c$
Para el hidrógeno $4a = 2d$
Para el oxígeno $2b = 2c + d$

- ③ Se asigna un valor arbitrario a uno de los coeficientes y se calcula el valor de los otros resolviendo las ecuaciones.

Si asignamos al coeficiente a el valor 1 , podemos deducir el valor de c de la primera ecuación

$$1 = c$$

En la segunda ecuación, al sustituir el valor de a obtenemos el coeficiente d

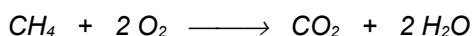
$$4 = 2d; d = 2$$

Sustituyendo en la tercera ecuación los valores de c y d averiguamos el valor del coeficiente b

$$2b = 2 + 2; b = 2$$

- ④ Si los coeficientes obtenidos no son enteros, se multiplican todos ellos por un mismo número (el m.c.m. de los denominadores) para transformarlos en enteros. De igual manera, si todos los coeficientes son divisibles por un mismo número deben dividirse para conseguir el conjunto de coeficientes enteros más pequeños posible.

- ⑤ Se sustituyen los coeficientes indeterminados por los números obtenidos al resolver las ecuaciones y se comprueba que el ajuste se cumple para todos elementos.



Para el carbono 1 en los reactivos y 1 en los productos
Para el hidrógeno 4 en los reactivos y 4 (2·2) en los productos
Para el oxígeno 4 en los reactivos (2·2) y 4 en los productos (2 + 2·1)

- ⇒ La ecuación ajustada puede leerse de la siguiente manera: 1 molécula de CH₄ (metano) reacciona con 2 moléculas de O₂ (oxígeno) produciendo 1 molécula de CO₂ (dióxido de carbono) y 2 moléculas de H₂O (agua).

Del concepto de mol se deduce que los números relativos de moles son idénticos a los números relativos de moléculas y, por lo tanto, la ecuación se puede leer también así: 1 mol de CH₄ (metano) reacciona con dos moles de O₂ (oxígeno molecular) produciendo 1 mol de CO₂ (dióxido de carbono) y 2 moles de H₂O (agua).

(Aunque en este ejemplo coinciden, el número de moles de reactivos y productos no tiene por qué coincidir).

3. Cálculos estequiométricos

- ⇒ La **ley de conservación de la masa**, de **Lavoisier**, establece que la **masa total de los productos** de una reacción química es **igual a la masa total de los reactivos**, de modo que la masa permanece constante durante la reacción.

Esto es bastante obvio puesto que sabemos que durante una reacción química no se crean ni se destruyen átomos sino que estos simplemente se reorganizan.

En una ecuación química ajustada la suma de las masas de los reactivos debe ser igual a la de los productos.

- ⇒ La **estequiometría** es la parte de la química que estudia las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción química (reactivos y productos).

- ⇒ Los cálculos estequiométricos deben hacerse **siempre a partir de la ecuación ajustada**. Los coeficientes que se anteponen a cada una de las sustancias para ajustar la ecuación se conocen como **coeficientes estequiométricos** y nos indican la proporción de moles que reaccionan de cada reactivo y la proporción de moles que se forman de cada producto. Con esta información y las masas moleculares de los reactivos y productos podemos realizar cualquier cálculo que nos pidan.

Recuerda que antes de hacer ningún cálculo en una ecuación química debes ajustarla
--

⇒ 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.

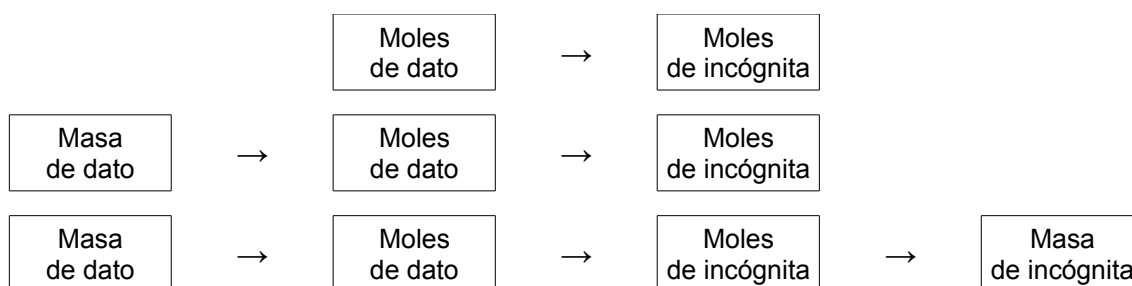
⇒ El método empleado para resolver problemas de estequiometría consiste en **ir multiplicando una determinada cantidad inicial por sucesivos factores de conversión**, de tal forma que se vayan simplificando* matemáticamente unidades y compuestos químicos que no nos interesan, hasta obtener la solución deseada.

* Ten en cuenta que en los factores de conversión puedes intercambiar las posiciones del numerador y del denominador para conseguir simplificar los valores que quieras eliminar

⇒ El protocolo que debes seguir para realizar un cálculo estequiométrico podría resumirse en los siguientes pasos:

- ① Escribimos y ajustamos la reacción química.
- ② Escribimos el dato e incógnita debajo de los compuestos respectivos.
- ③ Calculamos la masa molar (masa molecular en gramos) del dato y de la incógnita.
- ④ Pasamos el dato a moles (utilizamos un factor de conversión).
- ⑤ Pasamos los moles del dato a moles de la incógnita (utilizamos en el factor de conversión los coeficientes estequiométricos de dato e incógnita).
- ⑥ Pasamos los moles de la incógnita a lo que nos pidan (utilizamos un factor de conversión).

⇒ Los factores de conversión empleados dependerán del dato inicial que nos den y del valor final que nos pidan. El esquema siguiente ilustra los casos más comunes:



Cada flecha indica el uso del factor de conversión adecuado para pasar de un valor al otro.

⇒ La **ley de Avogadro** dice que **un mol de cualquier gas en las mismas condiciones** de presión y temperatura **ocupa el mismo volumen**, independientemente del tipo de gas. **En condiciones normales** (0°C y 1 atm), un mol de cualquier gas ocupa un volumen de **22,4 litros**.

Podemos utilizar esto para calcular también volúmenes de gases utilizando factores de conversión.

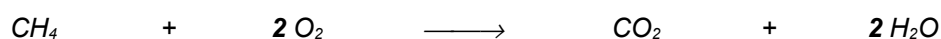
También podemos hacerlo utilizando la ecuación del gas ideal una vez que hemos calculado el número de moles.

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

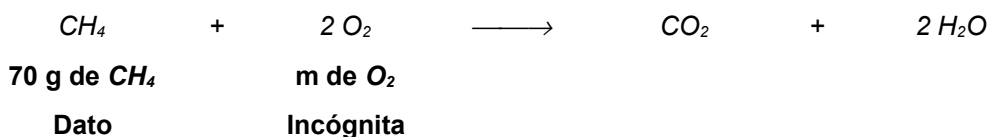
Ejemplo

Calcula la masa de O₂ que será necesaria para quemar completamente 70 g de CH₄.

- ① Escribimos y ajustamos la reacción química.



- ② Escribimos el dato e incógnita debajo de los compuestos respectivos.



- ③ Calculamos la masa molar (masa molecular en gramos) del dato y de la incógnita.

$$M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4 A_r(\text{H}) = 12 + 4 \cdot 1 = \mathbf{16 \text{ g/mol}}$$

$$M_r(\text{O}_2) = 2 A_r(\text{O}) = 16 \cdot 2 = \mathbf{32 \text{ g/mol}}$$

- ④ Pasamos el dato a moles (utilizamos un factor de conversión).

$$70 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4}$$

↑ Masa molar del dato

- ⑤ Pasamos los moles del dato a moles de la incógnita (utilizamos en el factor de conversión los coeficientes estequiométricos de dato e incógnita).

$$70 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4}$$

↑ Usamos los coeficientes estequiométricos del dato y de la incógnita

- ⑥ Pasamos los moles de la incógnita a lo que nos pidan (utilizamos un factor de conversión).

$$70 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2}$$

↑ Masa molar de la incógnita

Simplificamos y calculamos el dato que nos piden:

$$70 \text{ g de CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de CH}_4}{16 \text{ g de CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}_2}{1 \text{ mol de CH}_4} \cdot \frac{32 \text{ g de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = \mathbf{280 \text{ g de O}_2}$$

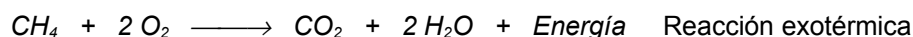
Observa que hemos dispuesto los factores de conversión de manera que se puedan ir simplificando las unidades que nos interesa.

4. Energía y reacciones químicas

⇒ Las moléculas almacenan energía en los enlaces que se forman entre los átomos que la componen. Esta **energía almacenada en los enlaces** de las moléculas se conoce como **energía química**.

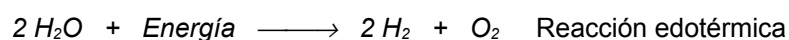
⇒ Cuando en una reacción química la energía almacenada en los enlaces de los reactivos es mayor que la de los productos, al producirse la reacción se desprenderá energía. Estas **reacciones en las que se desprende energía** se denominan **exotérmicas**.

En la representación de una reacción endotérmica la energía aparecerá entre los productos de la reacción:



⇒ Cuando en una reacción química la energía almacenada en los enlaces de los reactivos es menor que la de los productos, al producirse la reacción se absorberá energía. Estas **reacciones en las que se absorbe energía** se denominan **endotérmicas**.

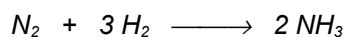
En la representación de una reacción exotérmica la energía aparecerá entre los reactivos



5. Tipos de reacciones químicas

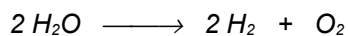
⇒ Reacción de **síntesis** o **combinación**: varias sustancias (elementos o compuestos) se combinan formando una sustancia más compleja.

Por ejemplo la reacción de síntesis del amoníaco:



- ⇒ Reacción de **descomposición**: una sustancia compleja se transforma en otras de estructura más simple.

Por ejemplo la reacción de descomposición del agua:



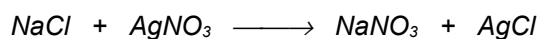
- ⇒ Reacción de **sustitución** o **desplazamiento**: un elemento pasa a ocupar el lugar de otro en un compuesto.

Por ejemplo la reacción de del hidrógeno de un ácido por un metal:



- ⇒ Reacción de **intercambio** o **doble desplazamiento**: dos elementos de compuestos distintos intercambian sus posiciones obteniendo nuevos compuestos.

Por ejemplo el intercambio de metales entre dos sales:



- ⇒ Reacción de **neutralización**: un ácido reacciona con una base para dar una sal y agua.

Por ejemplo la formación de cloruro sódico a partir de ácido clorhídrico e hidróxido sódico:

