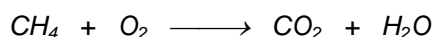


REACCIONES QUÍMICAS

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

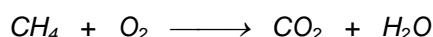


se lee: el CH₄ (metano) reacciona con el O₂ (oxígeno molecular) produciendo CO₂ (dióxido de carbono) y H₂O (agua).

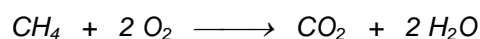
2. Ajuste de ecuaciones químicas

- ⇒ 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:

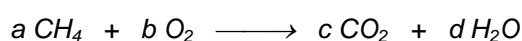


los números coinciden y la ecuación está, por lo tanto, ajustada.

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. Estequiometría: cálculos de masas y volúmenes en reacciones químicas

- ⇒ Para hacer cálculos de masas y volúmenes en reacciones químicas nos basamos en dos importantes leyes químicas: la ley de conservación de la masa y la hipótesis de Avogadro.

- ⇒ 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.

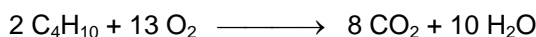
- ⇒ La **ley de Avogadro** dice que **un mol de cualquier gas en las mismas condiciones** de presión y temperatura **ocupa el mismo volumen**, independientemente del tipo de gas.

En condiciones normales (0°C y 1 atm), un mol de cualquier gas ocupa un volumen de **22,4 litros**.

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

- ⇒ Una vez ajustada la reacción podemos utilizar los coeficientes para hacer **cualquier cálculo** que nos pidan **aplicando** simplemente la ley de **proporcionalidad**.

Por ejemplo, en la reacción de combustión del butano:



podemos calcular la cantidad de CO_2 que se desprenderá al quemar 10 moles de butano. Como las cantidades son proporcionales a las de la ecuación ajustada se cumplirá que:

$$\frac{8 \text{ mol de CO}_2}{2 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}} = \frac{x \text{ mol de CO}_2}{10 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}}$$

Observa que, para que la relación de proporcionalidad sea correcta, los numeradores deben corresponder a la misma sustancia, igual que los denominadores

↑ Estos datos son por los que nos preguntan
↑ Estos datos corresponden a la ecuación ajustada

$$x = 40 \text{ moles de CO}_2$$

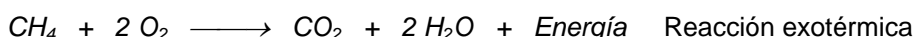
Como ves, es fácil realizar cualquier cálculo de número de moles a partir de la ecuación ajustada. Como estrategia general, a la hora de resolver problemas de estequiometría vamos a realizar todos los cálculos en moles. Utilizando las expresiones

$$n = \frac{\text{Masa de sustancia}}{\text{Masa molar de dicha sustancia}} \quad \text{y} \quad p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

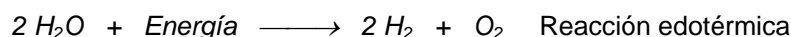
podemos calcular el número de moles a partir de la masa de una sustancia o del volumen de un gas si son éstos los datos que nos dan, o viceversa, calcular la masa de sustancia o el volumen de un gas a partir del número de moles, si es esto lo que nos piden.

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

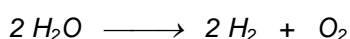
- ⇒ Reacción de **síntesis** o **combinación**: varias sustancias (elementos o compuestos) se combinan formando una sustancia más compleja.

Por ejemplo la reacción de síntesis del amoníaco:



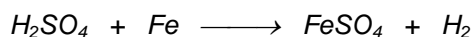
- ⇒ Reacción de **descomposición**: una sustancia compleja se transforma en otras de estructura más simple.

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:

