

# 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 originan 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 CH<sub>4</sub> (metano) reacciona con el O<sub>2</sub> (oxígeno molecular) produciendo CO<sub>2</sub> (dióxido de carbono) y H<sub>2</sub>O (agua).

## 2. AJUSTE DE ECUACIONES QUÍMICAS

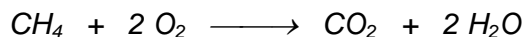
- ⇒ En los procesos químicos los átomos que constituyen los reactivos se reorganizan para formar los productos, pero no se transforman ni desaparecen, por lo tanto, **el número de átomos de cada elemento** que aparezca **en los reactivos** debe ser **igual al número de átomos del mismo en los productos**. 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.

La ecuación



no está ajustada, puesto que el número de átomos de hidrógeno (4) y de oxígeno (2) en los reactivos es distin-

to 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, sin embargo, a veces es mejor 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 CH<sub>4</sub> (metano) reacciona con 2 moléculas de O<sub>2</sub> (oxígeno) produciendo 1 molécula de CO<sub>2</sub> (dióxido de carbono) y 2 moléculas de H<sub>2</sub>O (agua).

### 3. MASAS MOLECULARES

⇒ La masa de un elemento químico viene determinada por su **número másico o masa atómica (A)**, que se obtiene sumando el número de protones (Z) y el de neutrones que hay en un núcleo de dicho elemento. Como el número de neutrones que hay en el núcleo es variable, las masas atómicas que figuran en los sistemas periódicos son la media ponderada de las masas de los isótopos del elemento.

⇒ Puesto que los átomos son muy pequeños y, por tanto, su masa también lo es, para expresar la masa atómica se emplea, por comodidad, una unidad especial: la **unidad de masa atómica** (u en el SI, aunque con frecuencia se emplea uma), que equivale a  $1,66054 \cdot 10^{-24}$  g.

⇒ La **masa molecular** de una sustancia no es más que la **suma de las masas atómicas** de los átomos de su fórmula química. Si en la fórmula aparece un subíndice junto a un átomo (que indica el número de átomos de ese elemento que aparecen en la molécula) se debe multiplicar la masa del átomo por dicho número y si el subíndice está después de un paréntesis habrá que multiplicar por él el resultado de calcular la masa de todo lo que hay dentro del paréntesis.

### 4. EL MOL

⇒ Los químicos no pueden trabajar con átomos o moléculas individuales. Incluso **las muestras más pequeñas** de sustancia que se utilizan en un laboratorio **tienen cantidades enormes de átomos, iones o moléculas**. Para resolver este problema y poder referirse a una cantidad que sí se pueda manejar en el laboratorio cuando trabajan con átomos, iones o moléculas los químicos han ideado el mol.

⇒ Un **mol** se define como la **cantidad de materia** que contiene tantas partículas (átomos, iones, moléculas, electrones o cualquier otro objeto que estemos considerando) como átomos hay en 12 g de <sup>12</sup>C.

Se ha determinado experimentalmente este número y es de  $6,02 \cdot 10^{23}$ , cifra que se conoce como **número de Avogadro**.

Un mol de moléculas contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas;  
Un mol de átomos contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  átomos;  
Un mol de protones contiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  protones; etc.

⇒ Del concepto de mol se puede deducir que **la masa de un mol de cualquier compuesto químico** expresada en gramos **coincide numéricamente con su masa molecular** expresada en uma (que hemos aprendido a calcular anteriormente).

Por ejemplo: un mol de agua tiene una masa de 18 g puesto que la masa molecular del  $H_2O$  es de 18 uma y, por lo tanto en 18 g de agua hay  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2O$ . De manera análoga podemos deducir que un mol de ácido sulfúrico son 98 g del mismo y que tiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas de  $H_2SO_4$  y de igual manera para cualquier otra sustancia.

⇒ Considerando el concepto de mol, la ecuación



se puede leer: 1 mol de  $CH_4$  (metano) reacciona con dos moles de  $O_2$  (oxígeno molecular) produciendo 1 mol de  $CO_2$  (dióxido de carbono) y 2 moles de  $H_2O$  (agua).

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

⇒ Para calcular el **número de moles (n)** que hay en cierta cantidad de una sustancia dividiremos la masa de sustancia entre la masa de un mol (masa molecular expresada en gramos).

$$n = \frac{\text{Masa (g)}}{\text{Masa de un mol (g/mol)}}$$

## 5. ESTEQUIOMETRÍA: CÁLCULOS 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 ley 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

⇒ Para hacer cálculos en una ecuación química resulta muy conveniente elaborar en primer lugar una **tabla de interpretación** como la que figura en el siguiente ejemplo:

| $CH_4(g)^{(1)} + 2 O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$ |           |                   |           |                   |
|--|-----------|-------------------|-----------|-------------------|
|  | Reactivos |                   | Productos |                   |
|  | $CH_4$    | $O_2$             | $CO_2$    | $H_2O$            |
| Moles <sup>(2)</sup>   | 1         | 2                 | 1         | 2                 |
| Gramos <sup>(3)</sup>  | 16        | 64 <sup>(4)</sup> | 44        | 36 <sup>(5)</sup> |
| Masa total <sup>(6)</sup>                                      | 80        |                   | 80        |                   |
| Volúmenes <sup>(7)</sup>                                       | 1         | 2                 | 1         | -----             |
| Volumen en cn <sup>(7)</sup>                                   | 22,4      | 44,8              | 22,4      | -----             |

(1) La letra entre paréntesis indica el estado en el que se encuentra la sustancia: (s) sólido, (l) líquido y (g) gas. También se puede indicar si está en disolución acuosa mediante (aq).

(2) Corresponden a los coeficientes de la ecuación ajustada.

(3) A partir de las masas atómicas de los elementos que intervienen en la reacción calculamos las masas moleculares de cada uno de los compuestos.

(4) Un mol de  $O_2$  son 32 g, como en la reacción intervienen 2 moles:  $32 \times 2 = 64$  g

(5) 1 mol de  $H_2O = 18$  g, 2 moles de  $H_2O = 36$  g.

(6) Se comprueba la ley de conservación de la masa.

(7) Solo aplicables en las sustancias que se encuentren en estado gaseoso.

⇒ Una vez elaborada la tabla de interpretación podremos realizar **cualquier cálculo** que nos pidan **aplicando** simplemente la ley de **proporcionalidad** (regla de tres). Por ejemplo:

Si a partir de 1 mol de  $CH_4$  se obtiene 1 mol de  $CO_2$ , a partir de 2 moles de  $CH_4$  se obtendrán 2 moles de  $CO_2$

Si se necesitan 32 gramos de  $O_2$  para conseguir 44 g de  $CO_2$ , para obtener 11 g de  $CO_2$  se necesitarán 8 g ...

Si cada volumen de  $CH_4$  reacciona con dos volúmenes de  $O_2$ , 5 L de  $CH_4$  reaccionarán con 10 L de  $O_2$  ...

## 6. 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**.

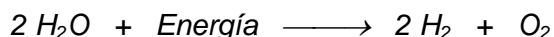
⇒ Cuando en una reacción química la energía almacenada en los enlaces de los reactivos es mayor que la de los productos, al producirse la reacción se desprenderá energía. Estas **reacciones en las que se desprende energía** se denominan **exotérmicas**.

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



## 7. TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

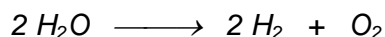
⇒ Reacción de **síntesis** o **combinación**: varias sustancias (elementos o compuestos) se combinan formando una sustancia más compleja.

Por ejemplo la reacción de síntesis del amoníaco:



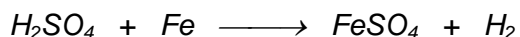
⇒ Reacción de **descomposición**: una sustancia compleja se transforma en otras de estructura más simple.

Por ejemplo la reacción de descomposición del agua:



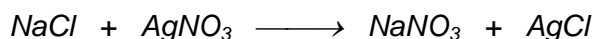
⇒ Reacción de **sustitución** o **desplazamiento**: un elemento ocupa el lugar de otro en un compuesto.

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



⇒ Reacción de **intercambio**: 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:

