

### 3. LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA EN LAS REACCIONES QUÍMICAS

Antes de empezar este punto os pongo este enlace que os puede servir para aprender a “leer” las ecuaciones químicas, es decir, a interpretar qué significa cada uno de sus componentes. Es interesante que lo veáis si no os quedaron claros los apuntes anteriores.

“Aprende a interpretar las reacciones químicas”

<http://www.educaplus.org/game/lectura-de-reacciones-quimicas>

En una reacción química, los reactivos se convierten en productos. Esto significa que unas sustancias se transforman en otras. En una reacción química se cumplen siempre dos leyes:

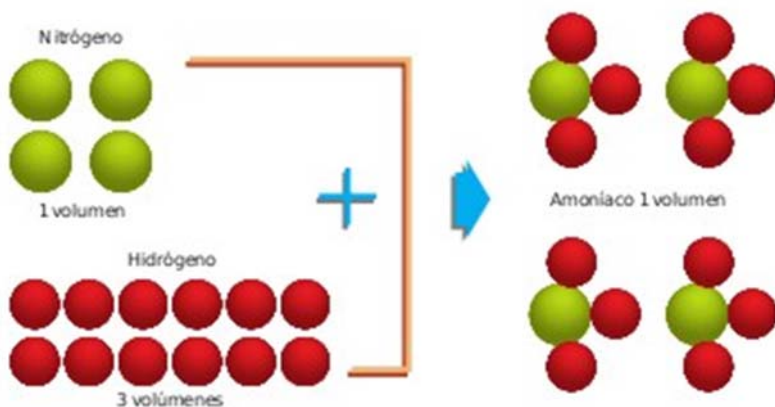
- Ley de la conservación de la masa
- Ley de las proporciones constantes

#### 3.1. LEY DE CONSERVACIÓN DE LA MASA

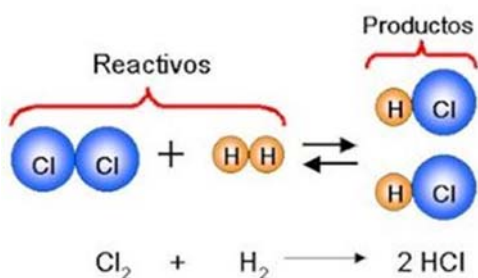
**En una reacción química, la masa se conserva, es decir que la masa total de los productos obtenidos es igual a la masa total de los reactivos.**

¿Por qué ocurre esto?

Al principio solo tenemos reactivos, que estarán formados por átomos agrupados de una forma determinada. Cuando estos reactivos reaccionan y se convierten en productos, lo que ocurre es que los átomos cambian de sitio, se reorganizan y forman sustancias diferentes. Pero los átomos no cambian, son los mismos.



En este dibujo se muestra que al principio tenemos nitrógeno (verde) e hidrógeno (rojo). Son los reactivos. Cuando tiene lugar la reacción, los átomos se reorganizan, cambian de sitio y forman otras moléculas, en este caso amoníaco (NH<sub>3</sub>). El número de átomos es el mismo en los dos lados.

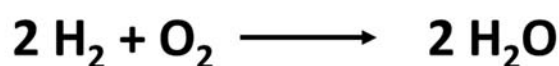


Otro ejemplo: 1 molécula de cloro ( $\text{Cl}_2$ ) reacciona con una molécula de hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) para dar dos moléculas de HCl.

### 3.2. LEY DE LAS PROPORCIONES CONSTANTES

**Los reactivos que participan en una reacción química reaccionan siempre en proporciones fijas.**

Esto significa que cuando los reactivos reaccionan, lo hacen siempre en la misma proporción. Veamos un ejemplo



HIDRÓGENO	OXÍGENO	AGUA
1 g	8 g	9 g
2 g	16 g	18 g
3 g	24 g	27 g
4 g	32 g	36 g
5 g	40 g	45 g

Cuando reacciona hidrógeno ( $\text{H}_2$ ) con oxígeno ( $\text{O}_2$ ) para formar agua, siguen siempre una misma proporción:

- Si partimos de 1 g de  $\text{H}_2$  se necesitan 8 g de  $\text{O}_2$
- Si partimos de 2 g de  $\text{H}_2$  entonces se necesitarán 16 g de  $\text{O}_2$  (el doble)
- Si partimos de 3 g de  $\text{H}_2$  se necesitan 24 g de  $\text{O}_2$

Es decir que si aumentamos la cantidad de  $\text{H}_2$  también necesitamos aumentar la cantidad de  $\text{O}_2$ , pero no aumenta de cualquier manera. En el caso del agua, siempre se necesita una cantidad de  $\text{O}_2$  que es 8 veces la de  $\text{H}_2$ .

Veamos otro ejemplo: el plomo (Pb) reacciona con azufre (S) y forma sulfuro de plomo (PbS)



Siempre necesitamos un átomo de Pb (gris) y un átomo de S (amarillo) para formar PbS. En la primera reacción hay igual número de átomos de cada elemento y se gastan todos.

En la segunda reacción hay más S que Pb, pero siguen reaccionando igual: un Pb con un S; en este caso sobra S, que no reacciona.

Y en la tercera tenemos más Pb que S; la proporción es la misma: un Pb por cada S. Ahora nos sobran átomos de Pb, porque se nos han acabado los átomos de S.

**Ejemplo 1.** Se hacen reaccionar 2 g de hidrógeno con 16 g de oxígeno; la reacción es completa y se forma agua. Calcula:

a) ¿Qué cantidad de agua se obtiene?

Que la reacción sea completa significa que se gastan todos los reactivos y se convierten en productos. Al final de la reacción ya no queda nada de reactivos.

Si queremos calcular la cantidad de agua formada tenemos que aplicar la ley de la conservación de la masa.

$$\begin{aligned} \text{masa reactivos} &= \text{masa productos} \\ \text{masa } H_2 + \text{masa } O_2 &= \text{masa } H_2O \\ 2g H_2 + 16g O_2 &= 18g H_2O \end{aligned}$$

Se formarán 18 g de agua

b) Si deseamos que reaccionen 12 g de hidrógeno, ¿qué cantidad de oxígeno se necesitará?

Aquí aplicamos la ley de las proporciones definidas. La relación entre la cantidad de hidrógeno y la cantidad de oxígeno que reaccionan es siempre la misma. Si aumentamos el  $H_2$  tendremos que aumentar el  $O_2$ , pero no de cualquier manera. Para calcularlo lo hacemos mediante una regla de tres.

$$\frac{2g H_2}{12g H_2} = \frac{16g O_2}{xg O_2}$$

2 g de  $H_2$  reaccionan con 16 g de  $O_2$ ; si en lugar de 2 g tengo 12 g de  $H_2$  necesitaré x g de  $O_2$ .

Calculamos “x” multiplicando en cruz:

$$2 \cdot x = 12 \cdot 16$$

Ahora despejamos x:

$$x = \frac{12 \cdot 16}{2}$$
$$x = 96 \text{ g } O_2$$

Necesitaremos 96 g de  $O_2$

c) ¿Qué cantidad de  $H_2O$  se formará?

Para saber la cantidad de  $H_2O$  usamos la ley de la conservación de la masa, igual que en el apartado a. Pero teniendo en cuenta que ahora tenemos otras cantidades de  $H_2$  y de  $O_2$ .

*masa reactivos = masa productos*

*masa  $H_2$  + masa  $O_2$  = masa  $H_2O$*

*12g  $H_2$  + 96g  $O_2$  = 108g  $H_2O$*

Se formarán 108 g de  $H_2O$ .

### LABORATORIO VIRTUAL

Con este laboratorio virtual podéis ver cómo se conserva la masa y se cumple la ley de las proporciones definidas en las reacciones químicas:

<http://labovirtual.blogspot.com/search/label/ley%20de%20las%20proporciones%20definidas%20%28I%29>

#### **¡REALIZACIÓN ACTIVIDADES! (Día 1 de entrega)**

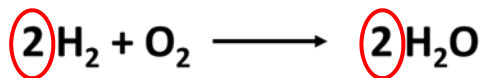
Tenéis que intentar hacer el experimento en el **laboratorio virtual**, ir rellenando la tabla que se os adjunta y mandarme los resultados. Para que no estéis copiando, con un pantallazo donde se vean los resultados me vale. Lo pegáis en un archivo Word, que se vea bien la tabla, y me lo mandáis como un Word o como pdf, lo que queráis, pero no como foto.

#### **¡REALIZACIÓN ACTIVIDADES! (Día 2 de entrega)**

Hay que hacer los ejercicios de la pág. 152: 7, 8, 9, 10, 11, 12

### 3.3. REACCIONES QUÍMICAS AJUSTADAS

Las ecuaciones químicas representan reacciones químicas. En ellas se tiene que reflejar el balance de masas que acabamos de ver en el punto anterior. ¿Qué información nos da una ecuación química?

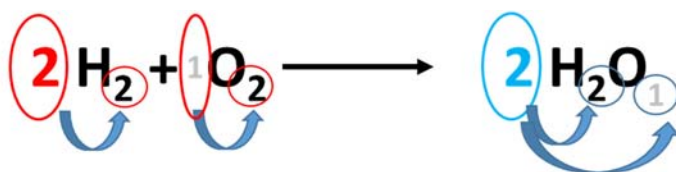


**Reactivos:** 2 moléculas de H<sub>2</sub> y una molécula de O<sub>2</sub>

**Productos:** 2 moléculas de H<sub>2</sub>O

Para escribir la reacción de formación de agua hemos necesitado poner un 2 delante del H<sub>2</sub> y un 2 delante del H<sub>2</sub>O. De esta manera, la cantidad de átomos de H y de O que hay en los reactivos es la misma que la que hay en los productos.

Vamos a ver cómo calcular los átomos:



#### REACTIVOS

Nº átomos H:  $2 \times 2 = 4$

Nº átomos O:  $1 \times 2 = 2$

#### PRODUCTOS

Nº átomos H:  $2 \times 2 = 4$

Nº átomos O:  $2 \times 1 = 2$

Para calcular los átomos se multiplica el número de moléculas por el número de átomos que hay en cada molécula.

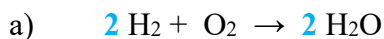
Si delante de una molécula no hay ningún número, significa que hay un 1.

Si debajo de un símbolo no hay número, significa que es un 1.

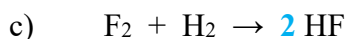
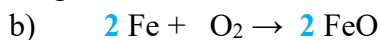
**Ajustar una reacción consiste en poner delante de cada fórmula de reactivos y productos unos números de manera que se cumpla la ley de conservación de la masa: que el número de átomos de un tipo en los reactivos, sea el mismo que en los productos.**

**IMPORTANTE:** Nunca se tocan las fórmulas (los subíndices). Solo podemos poner números delante de ellas, pero no dentro, porque si no, se cambia el compuesto al que representa.

**Ejemplo 2.** Ajusta estas reacciones:



Tenemos que poner delante del  $\text{H}_2$  un “2” y delante del  $\text{H}_2\text{O}$  otro “2”. De esta manera, el número de átomos de H en un lado es igual al número de átomos de H en el otro. Y el número de átomos de O es igual también en los dos lados.



*Simulador de ajuste de reacciones químicas:*

<http://www.educaplus.org/game/ajuste-de-reacciones>

Este enlace sirve para aprender a ajustar reacciones químicas

<http://inicia.oupe.es/fq2s0703>

<https://phet.colorado.edu/es/simulation/balancing-chemical-equations>

Los dos enlaces llevan al mismo sitio. Con este enlace podéis aprender a ajustar reacciones químicas. En el modo introducción se aprende a ajustar y luego probáis a ver qué tal se os da en el modo juego. Os recomiendo que lo probéis antes de hacer los ejercicios que os mando.

**¡REALIZACIÓN ACTIVIDADES! (Día 3 de entrega)**

Una vez que hayáis practicado con este **simulador** (<http://inicia.oupe.es/fq2s0703>) hay que rellenar el documento:

**07\_simulador\_ajustando\_reacciones\_químicas**  
y entregarlo.

**¡REALIZACIÓN ACTIVIDADES! (Día 4 de entrega)**

Ejercicios pág. 152: 13, 14

Ejercicio pág. 144: 8

**¡REALIZACIÓN ACTIVIDADES! (Día 5 de entrega)**

- Resumen puntos 5 y 6 del tema 7 del libro de texto

- Completar el mapa conceptual: **07\_mapa\_conceptual\_cambios\_quimicos\_materia**

Enviadlo después de que lo hayáis rellenado