

¿Por qué razón son muy pocos los elementos que aparecen sin combinar con otros en la Naturaleza?

¿De qué manera se organizan los átomos para formar compuestos distintos? ¿Cómo se representan estos compuestos químicos?

¿Podemos controlar estos cambios?

## Los cambios químicos y los cambios físicos

Hemos visto con anterioridad que los cambios en la materia pueden ser de dos tipos.

- Los cambios físicos no suponen cambio en la composición de la materia.



Un objeto se cae, o un cuerpo se funde, o se congela un líquido, o bien se evapora el agua de un charco, incluso cuando se mezclan la arena y la sal o cuando se disuelve el azúcar en agua. Todos estos procesos no llevan consigo un cambio de la composición de las sustancias que los sufren.

- Los cambios químicos si llevan consigo un cambio en la composición que además no se puede recuperar.



Ejemplos: La verja de hierro que se oxida, el trozo de carbón que se quema, el bicarbonato que al mezclarlo con vinagre desprende un gas... todos esos procesos significan que hay un cambio de composición en las sustancias que los sufren.

## Reacción química

Es un proceso por el cuál una serie de elementos o compuestos (reactivos) se transforman en otros elementos o compuestos (productos de la reacción). Se trata por tanto de una reorganización de las uniones entre átomos.

Inicialmente las sustancias que reaccionan están formando moléculas. Por ejemplo en el caso que se indicará más adelante las sustancias que reaccionan eran:



Supongamos que inicialmente teníamos moléculas de diyodo ( $I_2$ ) y de dihidrógeno ( $H_2$ ). Los dos átomos de yodo y los dos átomos de hidrógeno, están unidos entre si respectivamente formando un enlace covalente ya que comparten un electrón cada uno de ellos, como hemos visto que hacía el  $Cl_2$  y el propio  $H_2$  en la lección anterior.

Pero al producirse la reacción química se rompen los enlaces  $I - I$  y  $H - H$  y por tanto desaparecen tanto el diyodo como el dihidrógeno.

Pero al mismo tiempo que estas sustancias desaparecen van a formarse otras nuevas. Los átomos de yodo y de hidrógeno se unen formando un enlace  $H - I$ , y por tanto dos moléculas de yoduro de hidrógeno. En este caso la sustancia nueva que se forma es el yoduro de hidrógeno.



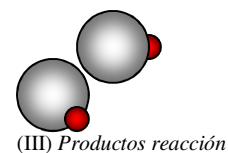
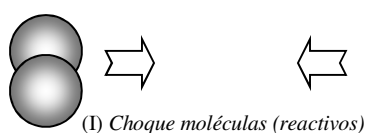
Un nuevo compuesto en el que el hidrógeno y el yodo forman un enlace covalente. Es del mismo tipo que el que se ha estudiado en la lección anterior entre el cloro y el hidrógeno.

*En primer lugar debemos comprender que la reacción química supone la ruptura de enlaces en los reactivos, desaparece el diyodo y el dihidrógeno.*

*Para ello se rompen los enlaces entre átomos que daban lugar a las moléculas.*

*Al mismo tiempo se crean otros enlaces, entre el yodo y el hidrógeno. Esto dará lugar a nuevos compuestos, es decir, se forman los productos de la reacción.*

Para romper los primeros enlaces hará falta aportar energía y, al formarse los nuevos se desprenderá energía. ¿Qué significa esto? Todo este proceso lleva aparejado un intercambio de energía con el exterior.



*En el esquema superior se representa lo que ocurre. Para que los enlaces entre las sustancias que había inicialmente se puedan romper es necesaria la colisión (choque) entre las moléculas. Ese choque debe producirse con la energía (velocidad) y dirección adecuada para que sea eficaz.*

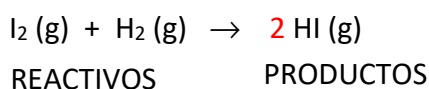
Las moléculas que había inicialmente y que van a desaparecer se llaman **REACTIVOS**.

Los compuestos que se forman son los **PRODUCTOS DE LA REACCIÓN**.

Una reacción química se representa por medio de la **ECUACIÓN QUÍMICA**.

En esta ecuación se ponen las fórmulas de los reactivos a la izquierda, separadas, si hay más de uno, por signos de suma. A la derecha se ponen los productos de la reacción, también separados por signos de la suma si hubiese más de uno. Una flecha, que va de reactivos a productos marca la diferencia entre ambos, los que están a su derecha son los productos.

La reacción anterior se representa de la forma siguiente:



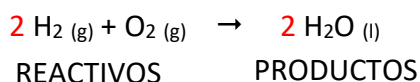
Veamos otra nueva reacción química, la que se da entre el dihidrógeno (H<sub>2</sub>) y el dióxígeno (O<sub>2</sub>) para formar agua.



Como se puede observar, cada molécula de agua que se forma tiene dos átomos de hidrógeno por cada átomo de oxígeno. Como inicialmente había dos átomos de oxígeno formando la molécula de O<sub>2</sub> y los átomos no desaparecen, tienen que formarse dos moléculas de agua. Necesitamos entonces cuatro átomos de hidrógeno, que proceden de las dos moléculas de H<sub>2</sub>.

La reacción química se representa, nuevamente, por medio de la ecuación química. En ella se indican los reactivos y los productos de la reacción.

Además la ecuación química debe estar ajustada lo que significa que el número de átomos de cada especie debe ser el mismo en los reactivos y los productos:



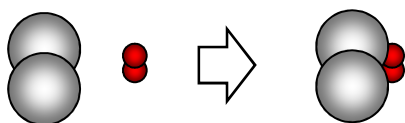
En esta reacción de formación del agua vamos a contar los átomos:

- El número de átomos de oxígeno en los reactivos es 2 (O<sub>2</sub>)
- Tienen que formarse dos moléculas de agua (2 H<sub>2</sub>O)
- Esto significa que hay cuatro átomos de hidrógeno entre los productos (2 H<sub>2</sub>O 2x2).
- Tiene que haber entonces cuatro átomos de hidrógeno entre los reactivos lo conseguimos a partir de dos moléculas de dihidrógeno (2 H<sub>2</sub> o sea 2x2).

### *Velocidad de reacción*

Recordemos que los átomos se ordenan de forma diferente cuando los reactivos se transforman en productos. Nuevamente recordamos que tiene que haber unos enlaces que se rompen y otros que se crean.

Vamos ahora a pensar en la forma en que los enlaces se rompen y luego pueden formarse otros nuevos. Los choques entre esas moléculas de reactivos deben producirse con la velocidad y orientación adecuada ya que no todos los choques darán lugar a la reacción (no todos son eficaces).



### Cómo influye la Temperatura:

Como hemos visto, para que se produzca la reacción química debe haber choques entre las moléculas de los reactivos. Además hemos dicho que esos choques han de tener la dirección y velocidad adecuadas.

La Temperatura será un factor determinante de la velocidad de la reacción. Si las moléculas de reactivos tienen mayor temperatura se moverán a mayor velocidad. Esto significa que la probabilidad de alcanzar en cada choque la energía necesaria para que sea eficaz aumenta al aumentar la temperatura.

*Se puede decir que un incremento de 10°C en la temperatura supone un aumento de la velocidad de reacción al doble. Es esa la razón que explica la rapidez para cocinar los alimentos en la olla a presión (el agua tiene en ella una temperatura superior a los 100°C puesto que a mayor presión la temperatura de ebullición es mayor).*

*Si la temperatura baja se hace más lenta la velocidad de reacción. Un ejemplo, el uso de la nevera o el congelador favorecen la conservación de los alimentos. Téngase en cuenta que el proceso de degradación de los alimentos es una reacción química.*

Además todo lo que aumente el número de choques favorece un aumento de la velocidad de reacción.

### Superficie de contacto entre los reactivos:

*Ese es otro factor determinante de la velocidad de reacción. A mayor superficie de contacto mayor velocidad.*

*Para preservar de la oxidación una verja de hierro se pinta. Eso evita el contacto entre el hierro y el oxígeno del aire.*

*La combustión de la madera será mucho más rápida si esta está en forma de virutas que en un bloque.*

También lo serán todos los factores que aumenten el número de choques como la presión si son gases, cuanto mayor sea la presión mayor será el número de partículas por unidad de volumen con lo que los choques se producen con más frecuencia.

Si en una disolución la concentración de los reactivos es mayor, también lo es el número de choques posibles entre los reactivos, es decir, aumenta la velocidad de reacción.

### La energía y las reacciones químicas:

Recordemos que se rompen unos enlaces y se forman otros nuevos. Para romperse los enlaces se necesita energía y al formarse otros nuevos se desprende energía. La diferencia entre la energía que se desprende y la que se absorbe hará que en conjunto la reacción química, al producirse, intercambie energía con el exterior.



Hay reacciones que desprenden gran cantidad de calor, se llaman exotérmicas y otras absorben calor, se llaman endotérmicas.

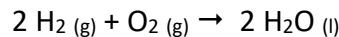
En otras ocasiones la energía se aprovecha como energía eléctrica.



### *Tipos de reacciones químicas*

#### **Atendiendo a los reactivos o productos que se obtienen**

- Síntesis *Es aquella en la que se combinan dos o más elementos para formar un compuesto determinado*



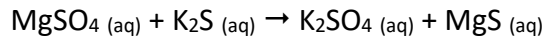
- Descomposición *Aquella en la que un compuesto se descompone en los elementos que la forman*



- Desplazamiento *Un elemento que forma parte de un compuesto es sustituido por otro*



- Doble desplazamiento o intercambio *Se da un intercambio en los sustituyentes de las moléculas que reaccionan*



#### **En función del intercambio de energía con el exterior**

- Exotérmicas Cuando el proceso va acompañado de cesión de calor al entorno.

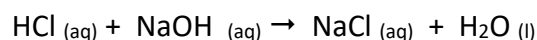


- Endotérmicas Cuando el proceso se produce con absorción de calor del medio.

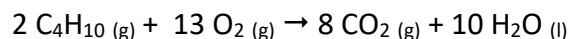


#### **En función de la naturaleza de los reactivos**

- Neutralización *es una reacción de un ácido y una base*



- Combustión *es una oxidación en la que se desprende una gran cantidad de calor*



Para descargar estos apuntes y ver las animaciones visita <http://fisicayquimicaenflash.es>



## Ley de conservación de la masa

También conocida como ley de Lavoisier. “La suma de masas totales de reactivos y productos permanece constante antes, durante y después de una reacción química”.

*Imaginemos que la reacción química fuese la de la formación del agua:*

*Si lo que reacciona es una molécula de oxígeno con dos de hidrógeno para formar dos moléculas de agua, puesto que los átomos no se destruyen en el proceso, solo se reordenan, la masa total permanece constante, sería en este caso la masa de dos átomos de oxígeno sumada con la de cuatro átomos de hidrógeno.*

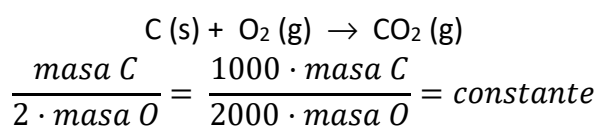
*Las masas serían constantes también si en lugar de reaccionar dos átomos de oxígeno, reaccionaran doscientos. En todo momento la masa permanecería constante.*

## Ley de las proporciones definidas

Conocida como ley de Proust. Establece que las masas de las sustancias que reaccionan para formar un determinado compuesto guardan entre si una proporción constante.

Esto también es consecuencia de que los átomos no se desvanecen sino que se reordenan.

*Si reacciona el carbono con oxígeno para formar dióxido de carbono la relación de las masas de un átomo de carbono con dos de oxígeno será la misma que la que habría si reaccionasen 1000 átomos de carbono ya que necesitarían 2000 átomos de oxígeno para formar 1000 moléculas de dióxido de carbono.*



## Masa atómica

La masa atómica es la masa del átomo. Como ya hemos visto en el primer tema, la masa atómica debe darse con una unidad adecuada. Para ello tomamos como unidad de masa atómica, que se representa por medio de la letra *u*, la doceava parte de la masa del isótopo  ${}^{12}_6\text{C}$ .

*Dado que los elementos existen como mezcla de isótopos en distintas proporciones, para calcular la masa atómica se hace una media ponderada de las masas atómicas de cada uno de los isótopos.*

*Ejemplo: El cloro está formado por la mezcla de dos isótopos  $\text{Cl}^{35}$  que se encuentra en la naturaleza en 75.77% y el  $\text{Cl}^{37}$  en un 24.23 %. Calcula la masa atómica media del Cl.*

*Dado que la masa de cada isótopo será, aproximadamente, su número másico:*

$$\frac{35 \cdot 75.77 + 37 \cdot 24.23}{100} = 35.45 \text{ u}$$

## Masa molecular

Es la masa de una molécula expresada en unidades de masa atómica. Para calcularla sumamos la masa atómica de cada uno de los átomos de la fórmula.

*Calculamos la masa atómica del agua H<sub>2</sub>O*

$$H: 1 u \times 2 \text{ átomos} = 2 u$$

$$O: 16 u \times 1 \text{ átomo} = 16 u$$

$$\text{Total} \qquad \qquad 18 u$$

*La del carbonato de calcio CaCO<sub>3</sub>*

$$C: 12 u \times 1 \text{ átomo} = 12 u$$

$$O: 16 u \times 3 \text{ átomos} = 48 u$$

$$Ca: 40 u \times 1 \text{ átomo} = 40 u$$

$$\text{Total} \qquad \qquad 100 u$$

## Problemas

1. El boro está formado por la mezcla de dos isótopos B<sup>10</sup>, en un 19,9%, y el B<sup>11</sup> en un 80,1% calcula su masa atómica media.
2. Calcula la masa molecular de los siguientes compuestos:
  - a. Amoníaco
  - b. Agua
  - c. Dicloruro de cobre
  - d. Óxido de aluminio
  - e. Dióxido de manganeso
  - f. Tricloruro de hierro
  - g. Metano
  - h. Monóxido de nitrógeno
  - i. Óxido de calcio
  - j. Cloruro de sodio

Utiliza la tabla periódica para buscar las masas atómicas

3. Ajusta las siguientes ecuaciones químicas e indica cuáles son los reactivos y cuáles los productos:
  - a.  $N_2 + H_2 \rightarrow NH_3$
  - b.  $Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$
  - c.  $CO + O_2 \rightarrow CO_2$
  - d.  $Al_2O_3 \rightarrow Al + O_2$
  - e.  $Cu + O_2 \rightarrow Cu_2O$
  - f.  $S + O_2 \rightarrow SO_3$
4. Indica cuál será la masa de agua que se forma si reaccionan 1 gramo de hidrógeno y 8 gramos de oxígeno, ¿qué ley aplicas? Enúnciala. Escribe la ecuación química y ajústala.
5. Indica cuánto carbono debe reaccionar con 32 gramos de oxígeno para formar 44 gramos de dióxido de carbono. Escribe la ecuación química y ajústala.
6. Sabemos que 7 gramos de nitrógeno reaccionan con 1,5 gramos de hidrógeno. ¿Qué cantidad de amoníaco se obtiene? Si reaccionaran 3 gramos de hidrógeno qué masa de nitrógeno reaccionaría y qué masa de amoníaco se obtiene. ¿Qué dos leyes aplicas? Enúncialas. Escribe la ecuación química y ajústala.
7. Si reaccionan 14 gramos de nitrógeno con oxígeno para formar 46 gramos de dióxido de nitrógeno. ¿Qué masa de oxígeno ha reaccionado? ¿Cuánto amoníaco obtendríamos si reaccionaran 6,4 gramos de oxígeno?



## Construimos moléculas con modelos moleculares

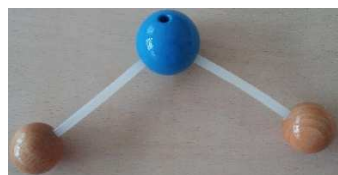


En primer lugar haremos estas construcciones teniendo en cuenta los números de oxidación correspondientes y “fabricaremos” las siguientes moléculas:

1. De elementos químicos (formadas por un solo tipo de átomos): Hidrógeno ( $H_2$ ), Oxígeno ( $O_2$ ) Cloro ( $Cl_2$ )



2. De compuestos químicos, formadas por más de un tipo de átomos diferentes: Agua ( $H_2O$ ), amoníaco ( $NH_3$ ), cloruro de hidrógeno ( $HCl$ )



Una vez construidas las moléculas fotografíalas. Observa el significado de los subíndices que nos indican la proporción de átomos de cada especie que forman el compuesto.

### Masa atómica y masa molecular

La masa atómica es la masa de un átomo, tomando como referencia la unidad de masa atómica ( $u$ ) que es la doceava parte de la masa de un átomo  ${}^6C^{12}$

La masa molecular será la masa de una molécula. ¿Cómo podemos calcularla? Pues sumando las masas atómicas de cada uno de los átomos que la forman.

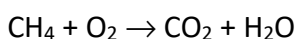
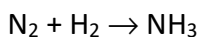
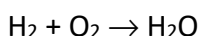
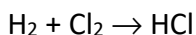
Ejemplos: La masa molecular del agua será la suma de la masa de un átomo de oxígeno y de los dos átomos de hidrógeno, para calcular la del amoníaco sumamos la masa del átomo de nitrógeno y de los tres átomos de hidrógeno y así sucesivamente.

### *Ajuste de las ecuaciones químicas*

Supongamos una reacción química en la que el hidrógeno y el oxígeno reaccionan para formar agua.

Tomamos y contamos las moléculas de cada especie necesarias para que esto ocurra. El indicar el número de moléculas de cada especie que intervienen en la reacción es ajustar la ecuación química.

Hemos hecho las reacciones siguientes:



### *La ley de conservación de la masa con los modelos moleculares*

Para este apartado y el siguiente necesitaremos una balanza electrónica además de los modelos moleculares.

Dado que los átomos son indestructibles y que siguen estando presentes después de la reacción química solo que ordenados de otra manera podemos hacer la siguiente experiencia:

Tomamos dos moléculas de  $\text{H}_2$  y una de  $\text{O}_2$  y las pesamos, las desmontamos y las reordenamos formando las moléculas de  $\text{H}_2\text{O}$  que podamos. Ahora pesamos lo que tenemos. Sumamos las masas de hidrógeno y oxígeno que había al principio (reactivos) y comparamos con las masas de las moléculas de agua que tenemos (productos) ¿Qué pasa?

[Ley de la conservación de la masa \(Lavoisier\)](#)

### *Ley de las proporciones definidas con modelos atómicos*

Ahora vamos a tomar cuatro moléculas de  $\text{H}_2$  para formar toda el agua que se pueda sin que sobre nada de éstas. Tendremos que tomar dos moléculas de  $\text{O}_2$ . Vamos a pesarlas. Haremos una relación entre las masas de hidrógeno y oxígeno que reaccionaron para formar una molécula de agua y las que reaccionan para formar dos o tres moléculas de agua. ¿Qué ocurre?

[Ley de las proporciones definidas \(Proust\)](#)

## REACCIONES QUÍMICAS

### Reactivos:

- ✓ Ácido sulfúrico (diluido)  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (aq)
- ✓ Ácido clorhídrico (diluido)  $\text{HCl}$  (aq)
- ✓ Cloruro de calcio (diluido)  $\text{CaCl}$  (aq)
- ✓ Carbonato de sodio (diluido)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- ✓ Sulfato de cobre (II)  $\text{CuSO}_4$  (aq)
- ✓ Hidróxido amónico  $\text{NH}_4\text{OH}$  (aq)
- ✓ Hidróxido amónico concentrado
- ✓ Fenolftaleína
- ✓ Cinc  $\text{Zn}$  (s)
- ✓ Aluminio  $\text{Al}$  (s)
- ✓ Cobre  $\text{Cu}$  (s)
- ✓ Hierro  $\text{Fe}$  (s)
- ✓ Magnesio  $\text{Mg}$  (s)
- ✓ Papel indicador / fenolftaleína
- ✓ Yoduro de potasio (s)
- ✓ Nitrato de plomo (II) (s)

### Material:

Tubos de ensayo, globo, pinzas, erlenmeyer, vidrio de reloj, papel indicador.

### Carácter ácido se determina con un indicador:

Anotar lo que ocurre al usar un papel indicador:

Con el ácido (clorhídrico) toma color .....

Con una base (hidróxido amónico) toma color .....

Lo mismo cuando se ponen dos gotas de fenolftaleína

En el tubo con ácido color .....

Con la base color .....

### Reacción de los vapores de ácido clorhídrico con los del amoniaco

En sendos tubos de ensayo se colocan aproximadamente  $2 \text{ cm}^3$  de disoluciones concentradas de ácido clorhídrico y de hidróxido amónico y se aproximan sus bocas como se indica en la figura.



Escribe la ecuación que representa la reacción de  $\text{NH}_4\text{OH}$  y  $\text{HCl}$  en fase gaseosa sabiendo que se forma  $\text{NH}_4\text{Cl}$  y  $\text{H}_2\text{O}$  y luego ajústala.

Indica qué tipo de reacción es describiendo lo que sucede.

### Yoduro de potasio y nitrato de plomo (II)

Preparamos sendas soluciones de yoduro de potasio,  $\text{KI}$ , y nitrato de plomo (II),  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ , en agua.



Ambos son sólidos de color blanco y las disoluciones son transparentes e incoloras.

Al mezclarlas se forma instantáneamente un precipitado amarillo de diioduro de plomo,  $PbI_2$ , y nitrato de potasio,  $KNO_3$ , que queda disuelto en agua.

Resulta llamativo colocar ambos reactivos sobre un vidrio de reloj separados y luego mezclarlos ayudándose de una espátula. Aparece instantáneamente el sólido de color amarillo. Explícalo.



Escribe y ajusta la ecuación química correspondiente.

### ***Sulfato de cobre (II) y cinc***

Preparamos una disolución de sulfato de cobre (II) en agua,  $CuSO_4$ , e introducimos en ella una lámina de cinc, una llave puede tener también algo de cinc formando parte de la aleación con que se fabrica (latón).

Al cabo de un tiempo observamos que la lámina de cinc ha adelgazado y se ha cubierto de cobre, de color pardo, lo mismo ocurre con la llave aunque por razones obvias se ha dejado mucho menos tiempo.



Si lo dejamos el suficiente tiempo, la disolución se vuelve incolora.

Escribe y ajusta la ecuación química que represente la reacción que ha tenido lugar.

### ***Sulfato de cobre (II) y amoníaco***

En un tubo de ensayo se tiene una disolución de sulfato de cobre (II) y se le añaden unas gotas de hidróxido amónico. A las pocas gotas se forma un precipitado de hidróxido de cobre (II) de color azul intenso. Si se sigue añadiendo amoníaco el precipitado se vuelve a disolver por la formación de un complejo amoniacal de cobre que si es soluble.

### **Cinta de magnesio**

Se le acerca a la cinta de magnesio la llama de un mechero. Reacción violenta todo el magnesio se convierte en un polvo blanco (MgO)

### **Reacción de los ácidos con los metales:**

Haz una tabla como la que se indica poniendo qué observas en cada caso:

	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>		HCl	
<i>Metales</i>	Qué observas	¿desprende calor?	Qué observas	¿desprende calor?
Fe				
Cu				
Zn				
Al				
Mg				

### **Reacción del ácido clorhídrico con carbonato de sodio**

En un tubo de ensayo vertemos una cierta cantidad de ácido clorhídrico, dentro de un globo colocamos una cierta cantidad de carbonato de sodio. Ajustamos la boca del globo a la del tubo y a continuación vertemos en dicho tubo todo el carbonato. Observamos que ocurre algo parecido a la secuencia de fotografías que se añaden.



Busca información y escribe la ecuación química correspondiente sabiendo que el carbonato de sodio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, reacciona con ácido clorhídrico, HCl, formando cloruro de sodio, NaCl, que queda disuelto, y ácido carbónico, H<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, que se descompone inmediatamente en dióxido de carbono, CO<sub>2</sub>, y agua, H<sub>2</sub>O.

### **Comentario de los resultados:**

Anota en cada caso los cambios que observas, escribe la ecuación química que corresponde a cada una de las reacciones y ajústala. Usando esa ecuación explica cada uno de los cambios observados.