

## Tema 0. Fundamentos de Química

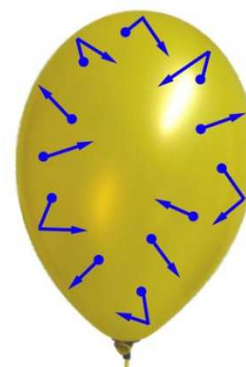
### El modelo de partículas de la materia

La idea de que la materia está formada por partículas muy pequeñas es consecuencia de la simple observación experimental: como un trozo de hierro se puede pulverizar y obtener así trozos de hierro más pequeños, es posible imaginar que, por sucesivas divisiones, puedes llegar a tener un trozo extraordinariamente pequeño, pero que sigue siendo de hierro; es decir, una **partícula** de hierro.

Esas partículas que constituyen la materia se mueven desordenadamente, tal y como descubrió Brown en 1827, por lo que su movimiento se llama **browniano**. Existen muchas pruebas de que ese planteamiento es correcto, observables sobre todo en sustancias gaseosas o líquidas. En el vídeo se ven partículas en el humo de un cigarrillo.

### Aspectos clave del modelo de partículas

- La materia está formada por partículas, muy pequeñas e iguales entre sí para cada sustancia.
- Hay grandes espacios vacíos entre ellas, por el que se mueven desordenadamente, con velocidades que dependen del estado físico (mayores en el gaseoso y pequeñas en el sólido).
- La temperatura es la manifestación macroscópica del movimiento de las partículas: al aumentar la temperatura, también lo hace la velocidad de las partículas.
- El choque de las partículas de un gas con las paredes del recipiente que las contiene es la causa de la presión generada. Si las partículas son grandes su velocidad es menor, y si son pequeñas, mayor.



## 1. La teoría atómica de Dalton

### Leyes experimentales en masa

A finales del siglo XVIII, el trabajo experimental de Lavoisier, que explicaba la naturaleza de la materia sobre la base de datos obtenidos en el laboratorio, terminó con mil años de alquimia en busca de la piedra filosofal y la transmutación de los metales en oro.

En 1789 Lavoisier, el padre de la Química moderna, publicó su "Tratado elemental de Química", en el que detalló que había medido las masas de las sustancias que intervenían en una reacción química, y comprobado que aunque cambiaba la masa de cada una de ellas, la masa total no lo hacía, permaneciendo constante. Es decir, **la masa que desaparece de reactivos es la misma que se forma de productos**.

Entre 1794 y 1804, Proust comprobó que cuando dos sustancias se combinan entre sí para formar una tercera, **la proporción de combinación en masas entre ellas siempre tiene el mismo valor**.

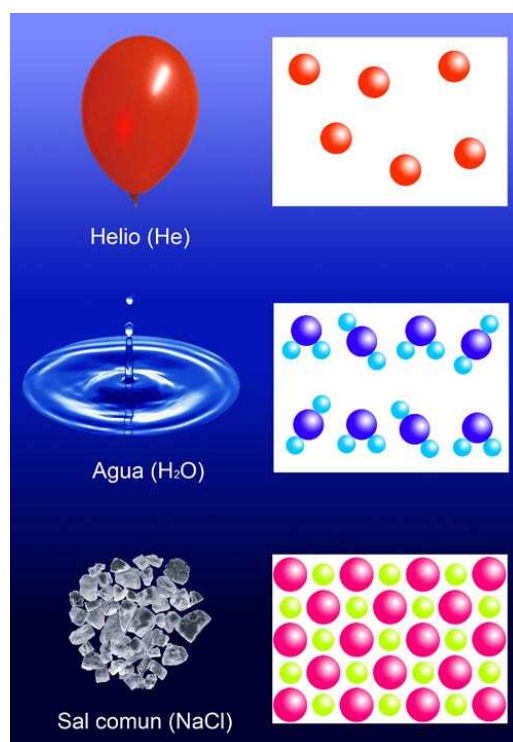
Como los elementos se combinan en una proporción constante, la composición de cada sustancia es fija, y el porcentaje en masa que hay en ella de cada elemento (su **composición centesimal**) también.

### Teoría atómica de Dalton

Dalton retomó el concepto de átomo de la Grecia clásica e hizo una serie de suposiciones sobre la estructura y composición de la materia con el fin de explicar las leyes ponderales. La teoría atómica de Dalton, publicada en 1808, indica que:

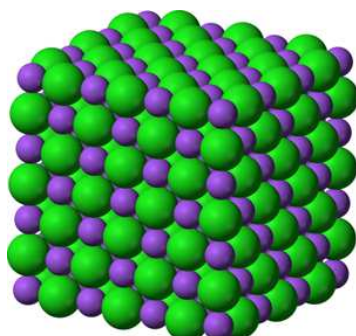
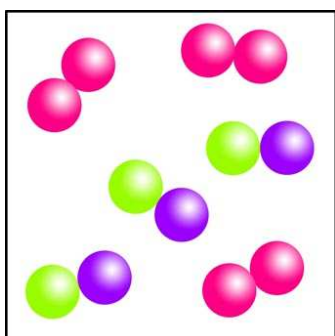
- Las sustancias están formadas por partículas indivisibles y muy pequeñas llamadas **átomos**.
- Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí; en particular, tienen la misma masa.
- Los átomos se unen entre sí, formando **sustancias simples** si se unen átomos iguales o **compuestas** si se unen átomos distintos, pero siempre en una proporción fija para cada sustancia.
- En las reacciones químicas los átomos no cambian: simplemente, se unen de forma diferente en los reactivos y en los productos, pero el número de cada tipo de átomos no se modifica.

En la imagen puedes ver tres sustancias diferentes. Arriba, el helio, que se encuentra en estado gaseoso y está formada por átomos; en el centro, agua en estado líquido, formada por moléculas en las que están unidos un átomo de oxígeno y dos de hidrógeno, y por último, sal común, sustancia sólida en la que los iones sodio y cloruro se ordenan dando lugar a una estructura gigante.



### Elementos y sustancias simples

No es lo mismo elemento que sustancia simple: un elemento es un tipo de átomos, caracterizado por tener un número determinado de protones en el núcleo (un átomo es de cloro por tener 17 protones en el núcleo). Pero los átomos de un elemento pueden unirse entre sí dando lugar a diferentes sustancias simples: por ejemplo, el grafito y el diamante están formados exclusivamente por átomos de carbono, aunque las propiedades de esas sustancias son muy diferentes, y lo mismo sucede con el oxígeno del aire (O<sub>2</sub>) y el ozono (O<sub>3</sub>), formados por átomos de oxígeno.



### Tipos de partículas

Hay tres tipos de partículas:

- **Átomos libres** (He) o formando **estructuras gigantes** (Fe).
- **Moléculas** (H<sub>2</sub>O).
- **Iones** (Na<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup>, SO<sub>4</sub><sup>2-</sup>) que forman **estructuras gigantes**.

## 2. La cantidad de sustancia

¿Cuántos átomos de cobre hay en el trozo de cobre nativo que se ve en la imagen? Puedes medir la masa de cobre, pero ¿puedes contar el número de átomos?

¿Cuántos átomos de cobre hay?



Se define la magnitud cantidad de sustancia para poder relacionar masas o volúmenes de sustancias, que se pueden medir a escala macroscópica, con el número de partículas que hay en esa cantidad. Eso es lo que interesa saber desde el punto de vista de las reacciones químicas y que, debido a su tamaño extraordinariamente pequeño, no es posible contar.

Su unidad es el **mol**, que se define como "**la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0,012 kg de carbono-12**" (IUPAC 1967, BOE de 3-11-1989). El término entidad elemental se refiere a partículas, que pueden ser átomos, moléculas o iones.

La **magnitud cantidad de sustancia** se simboliza por **n**, mientras que su **unidad mol** no tiene abreviatura, y se escribe mol. De esta forma, se escribe **n(agua) = 2 mol**, que significa que **la cantidad de sustancia de agua es de 2 mol** (ó 2 moles).

### ¿Para qué se utiliza la cantidad de sustancia?

Para relacionar la masa o el volumen de sustancia, que se pueden medir experimentalmente, con el número de partículas que hay en ellas, cuya medida es imposible, pero que es fundamental para entender cómo se producen las reacciones químicas.

masa o volumen ↔ **cantidad de sustancia** ↔ número de partículas

### ¿El número de moles?

Es incorrecto decir que el número de moles es 2. Por ejemplo, cuando se mide la longitud de una mesa se escribe  $l(\text{mesa}) = 1,5 \text{ m}$ , que significa que la longitud de la mesa es de 1,5 m, no que el número de metros de la mesa sea 1,5. Sin embargo, es muy frecuente encontrar la expresión "el número de moles es" en lugar de "la cantidad de sustancia es", por lo que hay que saber lo que se pretende decir, aunque la terminología utilizada no sea correcta.

### 2.1 El número de Avogadro

El número de partículas que hay en un mol se llama **número de Avogadro,  $N_A$** , y es  **$6,023 \cdot 10^{23}$  partículas por mol**. ¿Por qué se ha elegido ese valor y no otro más sencillo, como  $10^{20}$  por ejemplo?



$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23}$$

La **masa relativa** de una partícula indica cuántas veces es mayor su masa que la que se toma como referencia (la doceavaparte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono). Es el dato que aparece en la tabla periódica para los átomos, y que se usa para determinar la masa de partículas poliatómicas.

Por ejemplo,  $m_r(\text{H}_2\text{O}) = 18$  significa que una molécula de agua tiene una masa 18 veces mayor que la masa unidad. Mientras no se sepa cuál es el valor de esa masa unidad, no hay forma de saber la masa de la molécula de agua, que se indica como 18 u, donde u es la masa real de la unidad de masa atómica.

Pero como la masa unidad es de  $1,667 \cdot 10^{-24}$  g, la **masa real** de la molécula de agua es de  $18 \cdot 1,667 \cdot 10^{-24}$  g. Este número no tiene ninguna utilidad en Química desde el punto de vista práctico, porque no se puede disponer de moléculas de agua aisladas.

Si en un vaso echas el número de Avogadro de moléculas de agua, ¿qué masa de agua tienes? Evidentemente, será la **masa molar**, es decir, la masa de una molécula multiplicada por el número de moléculas que hay en un mol de sustancia:

$$18 \cdot 1,669 \cdot 10^{-24} \text{ g/molécula} \cdot 6,023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 18 \text{ g/mol}$$

Fíjate en que el resultado numérico es 18. Es decir, el número de la masa relativa se mantiene en la masa real y en la masa molar, aunque tiene significados diferentes en los tres casos.

$$m_r(\text{H}_2\text{O}) = 18 \quad m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ u} \quad M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ g/mol}$$

### ¿Por qué el número de Avogadro es $6,023 \cdot 10^{23}$ ?

Para mantener el mismo número para la masa relativa, la masa real y la masa de un mol (masa molar, M), aunque el significado de las tres magnitudes es diferente.

### Para calcular masas y números de partículas

$$n = \frac{m}{M}; N = nN_A$$

n=cantidad de sustancia  
m=masa de sustancia  
M=masa molar  
N=número de partículas  
 $N_A$ =número de Avogadro

Debes tener mucho cuidado a la hora de aplicar estas fórmulas, porque si no tienes las ideas claras, puedes confundirte fácilmente: fíjate en que los símbolos de las magnitudes son letras *ene* y *eme*, mayúsculas o minúsculas, y hasta con subíndices.

Es más recomendable utilizar factores de conversión para determinar las magnitudes que necesites. En todo caso, y dado que hay que deberás calcular con mucha frecuencia la cantidad de sustancia sabiendo la masa o al revés, la primera fórmula te puede resultar útil.

### Errores terminológicos

Fíjate en las expresiones siguientes, porque son incorrectas:

$$1 \text{ mol } (\text{O}_2) = 32 \text{ g} \quad 1 \text{ mol } (\text{O}_2) = N_A \text{ moléculas}$$

¡Estás igualando magnitudes diferentes: cantidad de sustancia con masa o con número de partículas! Eso sí, te estás refiriendo en todos los casos a la misma cantidad de oxígeno.

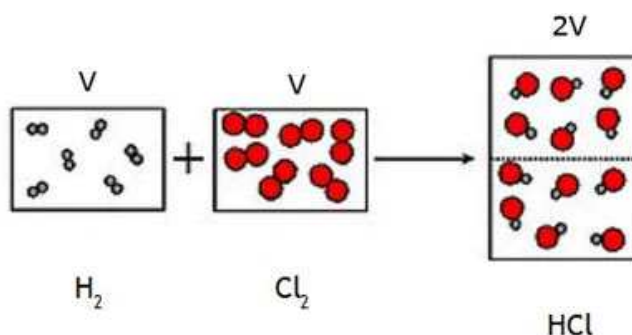
Las expresiones siguientes son correctas:

$$n (\text{O}_2) = 1 \text{ mol} \quad m (\text{O}_2) = 32 \text{ g} \quad N (\text{O}_2) = N_A \text{ moléculas}$$

## 3. El estado gaseoso

### La hipótesis de Avogadro

La presión que genera un gas no depende del tipo de gas: si dos recipientes contienen gas en las mismas condiciones de presión, volumen y temperatura, el número de partículas es el mismo, aunque los gases sean diferentes. Se justifica utilizando el modelo de partículas de la materia.



Para definir el estado de un gas es necesario conocer los valores de tres de entre las cuatro magnitudes siguientes: la **cantidad de sustancia** de gas, la **temperatura** a la que se encuentra, el **volumen** que ocupa y la **presión** que genera, ya que están relacionadas en la ecuación:

$$\frac{PV}{T} = cte = nR$$

obtenida mediante el estudio de las leyes experimentales de los gases. En las simulaciones puedes ver lo que le sucede a un gas cuando se calienta (el globo se hincha) y cómo se interpreta utilizando el modelo de partículas de la materia (las partículas se mueven más deprisa, etc).

La constante de la ecuación de los gases es  $nR$ , donde  $n$  es la cantidad de sustancia de gas y  $R$  la constante de los gases, que es  $8,31 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  si las unidades son las del Sistema Internacional (S.I.) -presión en pascuales (Pa ó  $\text{N/m}^2$ ) y volumen en  $\text{m}^3$ - y  $0,082 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$  si la presión se mide en atmósferas (atm) y el volumen en litros (L), que es lo más habitual. De esta forma la **ecuación de los gases ideales** se suele escribir como:

$$PV = nRT$$

Si la cantidad de sustancia es de un mol y las condiciones son las llamadas normales ( $P=1 \text{ atm}$  y  $T=273 \text{ K}$ ), el volumen que ocupa un mol de gas (su volumen molar) es de aproximadamente  $22,4 \text{ L/mol}$ .

### Determinación de masas molares

Es muy importante porque permite identificar sustancias, ya que a cada una, con una fórmula concreta, le corresponde una masa molar: el agua es  $H_2O$  y su masa molar es de 18 g/mol, mientras que el agua oxigenada es  $H_2O_2$  y su masa molar es 34 g/mol.

Además de utilizando métodos específicos (espectrometría de masas, crioscopia), se pueden determinar masas molares de gases utilizando la ecuación de los gases:

$$PV = nRT; PV = \frac{m}{M} RT; M = \frac{mRT}{PV} = \frac{dRT}{P}$$

siendo  $d$  la densidad del gas (m/V).

## 4. Composición de las disoluciones

Una disolución es una **mezcla homogénea** de dos o más sustancias; es decir, no se pueden distinguir las sustancias que forman la mezcla.

La sustancia que se encuentra en mayor proporción es el **disolvente**, agua habitualmente. La sustancia que se disuelve se llama **soluto**, y puede ser sólida (sal común), líquida (alcohol) o gaseosa (ácido clorhídrico).



Una disolución se dice que está **diluida** cuando hay una cantidad pequeña de soluto en una cantidad determinada de disolvente; si la cantidad disuelta es grande, se dice que está **concentrada**, y si ya no se puede disolver más sustancia, se dice que está **saturada**.

La **composición de las disoluciones** se expresa como una proporción entre la cantidad de soluto disuelta y la cantidad de disolvente utilizado o la cantidad de disolución formada.

Evidentemente, se obtienen disoluciones idénticas disolviendo 10 g de sal común en 100 mL de agua que 20 g en 200 mL, ya que la proporción es la misma, y las dos disoluciones formadas tendrán las mismas propiedades.

### Gramos por litro (g/L)

Mide la masa de soluto disuelta por litro de disolvente o de disolución (m/V).

### Porcentaje en masa (%)

Mide el porcentaje en masa de soluto respecto de la disolución formada.

$$\frac{m_{\text{solute}}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100$$

### Concentración (mol/L)

La concentración se mide en moles de soluto por litro de disolución (mol/L). Esta medida tiene el nombre tradicional de molaridad (M) o concentración molar. La IUPAC aconseja no utilizar

términos relacionados con molar, porque indican "por mol", y no tiene ese significado en este contexto, aunque se sigue utilizando con mucha frecuencia.

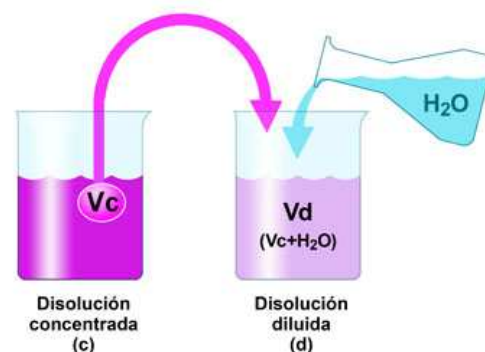
Como mide la cantidad de sustancia de soluto por litro de disolución, se determina fácilmente sabiendo la composición en g/L: para pasar la masa a cantidad de sustancia no hay más que dividir por la masa molar del soluto,  $M$ .

$$c = \frac{n}{V} = \frac{m/M}{V}$$

En las botellas de reactivos se suele indicar la densidad de la disolución y el porcentaje en peso de soluto. Con esos datos es sencillo determinar la composición en gramos por litro y la concentración.

## 4.1 Dilución y mezcla de disoluciones

En el laboratorio se dispone de un HCl concentrado, aproximadamente 12 mol/L. Sin embargo, como reactivo se suele utilizar en concentraciones de 1 mol/L o menores. ¿Qué debes hacer para preparar la disolución que necesitas?



Si te fijas en el dibujo, verás que se trata de tomar un volumen  $V_c$  de la disolución concentrada, de concentración  $C_c$ , y añadir un volumen de agua,  $V_{\text{agua}}$  (es decir,  $C_c > C_d$ ). El volumen de la disolución diluida es la suma de los volúmenes mezclados ( $V_d = V_c + V_{\text{agua}}$ ).

Pero la cantidad de sustancia de soluto en el volumen  $V_c$  de disolución concentrada es la misma que en el volumen  $V_d$  de disolución diluida, ya que se añade solamente agua; es decir,  $n_c = n_d$ . Escribiendo las cantidades de sustancia en función de la concentración y del volumen, se tiene la expresión final, que es la que se utiliza habitualmente:

$$C_c \cdot V_c = C_d \cdot V_d$$

Date cuenta de que debes saber tres de las cuatro magnitudes para poder calcular la que te falte.

En la imagen anterior puedes ver que si la disolución inicial está coloreada, la diluida tiene un color más claro. Fíjate ahora en las imágenes siguientes, que corresponden a un proceso de dilución real.



¿Y qué sucede cuando concentras una disolución? La forma más práctica es eliminar disolvente. Observa lo que le sucede a una disolución de sal común en agua cuando se evapora a sequedad: precipita el cloruro de sodio sólido que había disuelto.

### Mezclas de disoluciones

Si mezclas disoluciones de la misma concentración, la concentración de la mezcla permanecerá constante, ya que la mezcla no la ha modificado.

Al diluir una disolución, un volumen determinado de disolución se mezcla con agua, con lo que la concentración disminuye. Pero ¿qué sucede cuando se mezclan dos disoluciones de la misma sustancia con concentraciones diferentes?

Fíjate en la imagen, con dos disoluciones de la misma sustancia pero de diferente concentración: el color es más intenso cuanto más concentrada está la disolución. Al mezclar ambas disoluciones, el color será intermedio: si mezclas disoluciones de concentraciones diferentes, la concentración cambiará, siendo intermedia con respecto a las de las disoluciones mezcladas.

En el caso particular de que los volúmenes mezclados sean iguales, la concentración será exactamente la media: la disolución resultante de mezclar 50 mL de HCl 0,1 mol/L con 50 mL de HCl 0,3 mol/L tiene una concentración de 0,2 mol/L.



## 5. Cálculos estequiométricos

### Las reacciones químicas

Las partículas no son visibles, sea cual sea el estado físico en que se encuentren las sustancias. Cuando las sustancias reaccionan y se transforman en otras diferentes, lo único que se puede hacer es observar los productos de la reacción.

Observa cómo se quema el magnesio al reaccionar con el oxígeno del aire por acción del calor. Se forma una sustancia blanca pulverulenta, que nada tiene que ver con el aspecto metálico del magnesio.

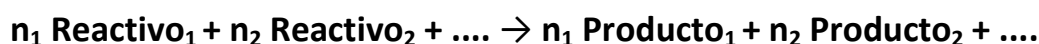
El modelo de partículas permite interpretar cómo unas sustancias se transforman en otras diferentes, aunque las partículas que las constituyen no sean visibles.

La teoría atómico-molecular supone que las sustancias están formadas por átomos, moléculas o iones. Una reacción química se produce cuando los átomos que forman las sustancias originales, llamadas **reactivos**, se recombinan para dar lugar a unas nuevas sustancias denominadas **productos**. Una **ecuación química** es una representación simbólica de una reacción química.



También informa sobre las cantidades relativas de las sustancias que intervienen en la reacción, indicadas por los denominados **coeficientes estequiométricos**, números que se colocan delante de cada fórmula para indicar cuanta sustancia de cada tipo reacciona. En el caso de que tengan valor unidad, se omiten.

En una ecuación química figuran dos miembros: en el primero, las fórmulas de los reactivos, y en el segundo, las de los productos. Para separar ambos miembros se utiliza una flecha, que generalmente se dirige hacia la derecha, indicando el sentido de la reacción:

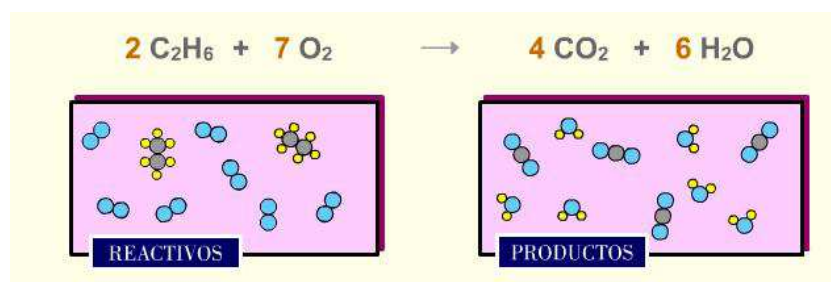


Además, suele indicarse el estado físico en el que se encuentran las diferentes sustancias participantes, mediante unos símbolos que se colocan entre paréntesis detrás de cada una de ellas. Estos símbolos son:

- **(s)**: indica que la sustancia está en estado sólido.
- **(l)**: indica que la sustancia está en estado líquido.
- **(g)**: indica que la sustancia en estado gaseoso.
- **(aq)**: indica que la sustancia se encuentra disuelta en agua.

Se dice que una ecuación química está **ajustada** cuando el número de átomos de cada elemento en cada uno de los lados de la ecuación es el mismo. Es decir, hay el mismo número de átomos de cada tipo en reactivos y en productos, con lo que la masa evidentemente se conserva.

Fíjate en la reacción de combustión del etano. Comprueba que hay el mismo número de átomos de C, H y O en reactivos y en productos.



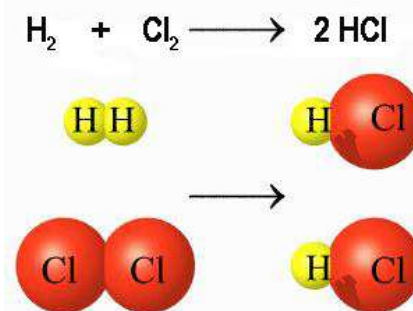
### Ajustando ecuaciones de reacciones químicas

El proceso que debes seguir para ajustar una ecuación química es el siguiente:

1. Escribe la reacción en la forma **Reactivos → Productos**.
2. Observa los átomos de cada tipo que hay a cada lado de la reacción.
3. Si hay algún tipo de átomo que no está compensado, añade el coeficiente estequiométrico correspondiente para que el número se iguale. En caso que haya más de un tipo, comienza por el que pertenezca a la partícula más compleja.
4. Comprueba si la inclusión de este coeficiente ha descompensado algún otro tipo de átomo, y repite el proceso hasta que consigas que el número de átomos de cada tipo sea el mismo a ambos lados.

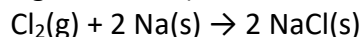
## 5.1 Interpretación de ecuaciones químicas

A escala de partículas, la ecuación química indica el número de partículas de cada tipo que reacciona. Pero ¿y a escala macroscópica? Fíjate en que si una molécula de hidrógeno reacciona con una de cloro, también reaccionarán  $N_A$  moléculas de cada tipo. Pero como  $N_A$  es el número de partículas que hay en un mol, puedes concluir que también reacciona un mol de cada sustancia.



Por tanto, también puedes decir que 2 gramos de hidrógeno (la masa de un mol de  $\text{H}_2$ ) reaccionan con 71 g de cloro (la masa de un mol de  $\text{Cl}_2$ ). O de otra forma, que la proporción de combinación es de 71 g de cloro por cada 2 g de hidrógeno. Precisamente ¡la ley de las proporciones constantes!

De la misma forma, cuando el cloro reacciona con el sodio para formar cloruro de sodio, la proporción de combinación es de 71 g de cloro con 46 g de sodio (la masa de un mol de cloro reacciona con la masa de dos moles de sodio).



### En las ecuaciones químicas

La proporción de combinación en partículas que se indica en una ecuación química coincide con la proporción de combinación en cantidades de sustancia, medida en moles.

La cantidad de sustancia se puede calcular de varias formas, según cuál sea la sustancia:

- En sólidos (y en general):  $n=m/M$  (cociente entre la masa y la masa molar).
- En sustancias disueltas:  $n=CV$  (producto de la concentración por el volumen).
- En gases:  $n=PV/RT$  (despejando en la ecuación de los gases).

### Factores de conversión

Para evitar muchos de los errores que se cometen al realizar cálculos en las reacciones químicas, se utilizan los **factores de conversión**.

Un factor de conversión es una fracción que relaciona las cantidades de dos sustancias contenidas en la reacción química ajustada, o cantidades de distintas magnitudes de una misma sustancia.

El uso de los factores de conversión supone que debes establecer una secuencia de transformaciones que te facilitará la realización de los cálculos estequiométricos.



## 5.2 Estudio de casos

Cuando se realizan cálculos con reacciones químicas se pueden plantear situaciones muy diferentes. A continuación se indican las más importantes.

### **Reactivos limitante y en exceso**

Es muy habitual que no se consuma totalmente uno de los reactivos (en **exceso**), porque no hay suficiente cantidad de otro (**limitante**). Lo primero que hay que hacer es determinar cuál es el reactivo limitante, porque es el que determina la cantidad que reacciona o se produce del resto de sustancias.

### **Reactivos impuros**

Si un reactivo es impuro, solamente podrá reaccionar la masa correspondiente al porcentaje de pureza que tenga. Por ejemplo, si hay 50 g de reactivo del 80% de pureza, en realidad solamente hay 40 g puros para reaccionar.

### **Rendimiento de la reacción**

Debido a circunstancias muy variadas, es muy habitual que no pueda reaccionar todo el reactivo puro que hay disponible. El rendimiento indica precisamente el porcentaje que efectivamente se transforma.

### **En disolución**

Los reactivos se utilizan en disolución siempre que es posible, ya las reacciones son más rápidas. Lo único que hay que saber es la concentración de las disoluciones para realizar cálculos estequiométricos.

### **Con gases**

En este caso, no hay más que utilizar la ecuación de los gases para saber las cantidades de sustancia de reactivos y productos implicadas.

## 6. Formulación y nomenclatura

Función	Descripción	Ejemplos	
<b>Sustancias elementales</b>	Formadas por un solo elemento	$O_2$	Oxígeno (Dioxígeno)
		$P_4$	Fósforo (Tetrafósforo)
		$S_8$	Azufre (Octoazufre)
<b>Óxidos</b>	Formados por el anión óxido $O^{2-}$ , que actúa con número de oxidación -2, y un elemento	$Fe_2O_3$	Óxido de hierro (III)
		$CaO$	Óxido de calcio
		$PbO_2$	Óxido de plomo (IV) Dióxido de plomo
<b>Hidruros de metal</b>	Formados por el anión $H^-$ , que actúa con número de oxidación -1, y un metal	$LiH$	Hidruro de litio
		$AlH_3$	Hidruro de aluminio
		$SnH_4$	Hidruro de estaño (IV)
<b>Hidruros de no metal (gas o en disolución)</b>	Formados por el H con los elementos de los grupos 16 (S, Se y Te) con número de oxidación -2, y 17 (F, Cl, Br y I) con número de oxidación -1	$HCl$	Cloruro de hidrógeno Ácido clorhídrico
		$HF$	Fluoruro de hidrógeno Ácido fluorhídrico
		$H_2S$	Sulfuro de hidrógeno Ácido sulfhídrico
<b>Cationes monoatómicos</b>	Formados por metales con número de oxidación +n	$Mg^{2+}$	Catión magnesio
		$Cu^+$	Catión cobre (I)
		$Au^{3+}$	Catión oro (III)
<b>Aniones monoatómicos</b>	Formados por los elementos de los grupos 16 (S, Se y Te) con número de oxidación -2, y 17 (F, Cl, Br y I) con número de oxidación -1	$S^{2-}$	Anión sulfuro
		$Cl^-$	Anión cloruro
		$F^-$	Anión fluoruro
<b>Sales binarias</b>	Formados por un catión monoatómico con un anión monoatómico	$KI$	Yoduro de potasio
		$AgBr$	Bromuro de plata
		$Ni_2S_3$	Trisulfuro de níquel Sulfuro de níquel (III)
<b>Hidróxidos</b>	Formados por el grupo $OH^-$ , que actúa con número de oxidación -1, y un metal	$NaOH$	Hidróxido de sodio
		$Ni(OH)_3$	Hidróxido de níquel (III) Trihidróxido de níquel
		$Pb(OH)_4$	Hidróxido de plomo (IV) Tetrahidróxido de plomo
<b>Ácidos oxoácidos</b>	Son compuestos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y un no metal (o un metal con elevado número de oxidación)	$H_2SO_4$	Ácido sulfúrico Ácido tetraoxosulfúrico (VI)
		$HClO$	Ácido hipocloroso
		$HNO_3$	Ácido nítrico
<b>Oxoaniones</b>	Son los aniones poliatómicos que resultan de quitar los hidrógenos a los oxoácidos	$CO_3^{2-}$	Anión carbonato
		$NO_3^-$	Anión nitrato
		$SO_4^{2-}$	Anión sulfato
<b>Oxisales</b>	Formados por un anión poliatómico (oxoanión) y un catión	$Na_2SO_4$	Sulfato de sodio
		$Al(NO_3)_3$	Nitrato de aluminio
		$CaCO_3$	Carbonato de calcio

Fíjate en el nombre del  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ácido sulfúrico. Se trata de un nombre tradicional, aunque admitido; el nombre IUPAC, ácido tetraoxosulfúrico (VI), apenas se utiliza.

También puedes observar que en algunas sustancias se indican los dos nombres IUPAC: sistemático, indicando el número de átomos de cada tipo ( $\text{CO}_2$ , dióxido de carbono) o stock, indicando la valencia de los elementos (óxido de carbono (IV)).

Hay algunas otras sustancias cuyos nombres y fórmulas debes saber: amoníaco ( $\text{NH}_3$ ), permanganato de potasio ( $\text{KMnO}_4$ ), cromato de potasio ( $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ) y dicromato de potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ).

### Ácidos oxoácidos

En la tabla siguiente tienes las fórmulas y los nombres de los ácidos oxoácidos, para los que está aceptada la nomenclatura tradicional. Junto a cada uno aparece la fórmula y nombre del ión que forman, y que da lugar a las sales correspondientes.

$\text{H}_2\text{CO}_3$ (carbónico) $\text{CO}_3^{2-}$ (carbonato)			
$\text{HNO}_3$ (nítrico) $\text{NO}_3^-$ (nitrato)		$\text{HNO}_2$ (nitroso) $\text{NO}_2^-$ (nitrito)	
$\text{H}_2\text{SO}_4$ (sulfúrico) $\text{SO}_4^{2-}$ (sulfato)		$\text{H}_2\text{SO}_3$ (sulfuroso) $\text{SO}_3^{2-}$ (sulfito)	$\text{H}_2\text{SO}_2$ (hiposulfuroso) $\text{SO}_2^{2-}$ (hiposulfito)
$\text{HClO}_4$ (perclórico) $\text{ClO}_4^-$ (perclorato)	$\text{HClO}_3$ (clórico) $\text{ClO}_3^-$ (clorato)	$\text{HClO}_2$ (cloroso) $\text{ClO}_2^-$ (clorito)	$\text{HClO}$ (hipocloroso) $\text{ClO}^-$ (hipoclorito)

### Ionizaciones

A lo largo del curso vas a utilizar con frecuencia reacciones en las que una o varias sustancias forman iones, bien porque son iónicas y pasan del sólido a una disolución ( $\text{NaCl}$ ), o porque siendo moleculares forman iones al disolverse (electrolitos como el  $\text{HCl}$ ). Estos procesos se dan sobre todo en los temas de la segunda evaluación: reacciones entre ácidos y bases, de precipitación o de oxidación y reducción.

Lo único que debes tener en cuenta es que los óxidos metálicos y los hidróxidos son iónicos, lo mismo que la gran parte de las sales, tanto de ácidos hidrácidos como oxoácidos. Estos ácidos son moleculares, pero al disolverlos en agua también se ionizan (son **electrolitos**).

Debes tener en cuenta que la carga de los iones metálicos es siempre positiva y que se forman los iones  $\text{H}^+$ ,  $\text{O}^{2-}$  y  $\text{OH}^-$ . En cuanto a las sales de ácidos oxoácidos, las cargas de los aniones formados coincide con el número de hidrógenos que tiene el ácido ( $\text{NO}_3^-$  a partir del  $\text{HNO}_3$  y  $\text{CO}_3^{2-}$  a partir del  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

$\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}^{3+} + 3 \text{OH}^-$
$\text{PbO}_2 \rightarrow \text{Pb}^{4+} + 2 \text{O}^{2-}$	$\text{NH}_4\text{OH} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2 \text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$
$\text{K}_2\text{CrO}_4 \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-}$	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow 2 \text{K}^+ + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow 2 \text{Fe}^{3+} + 3 \text{SO}_4^{2-}$	$\text{Sn}(\text{NO}_3)_4 \rightarrow \text{Sn}^{4+} + 4 \text{NO}_3^-$

## 6.1 Compuestos del carbono

En cuanto a los **compuestos del carbono**, ahora solamente es necesario que recuerdes los aspectos fundamentales:

- Los hidrocarburos están formados por carbono e hidrógeno.
- Su nombre tiene un prefijo que depende del número de átomos de carbono (1-met, 2-et, 3-prop, 4-but, 5-pent, 6-hex, etc).
- El sufijo depende del tipo de compuesto: -ano para hidrocarburos con enlaces sencillos, -eno si hay enlaces dobles, -ino si hay enlaces triples.
- Los alcoholes tienen grupos -OH, y llevan el sufijo -ol.
- Los ácidos tienen grupos -COOH y llevan el sufijo -oico.
- Las cadenas carbonadas pueden tener ramificaciones (grupo metilo -CH<sub>3</sub>, grupo etilo -CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub>).
- Se indica la posición de los grupos característicos y de las ramificaciones, dando prioridad a que el número menor sea el del grupo funcional.
- Si hay varios grupos o sustituyentes, se indica con prefijos di, tri, etc.

Función	Descripción	Ejemplos	
<b>Alcanos</b>	Formados por C e H, con C unidos por enlaces sencillos <b>R-CH<sub>3</sub></b>	<b>CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub></b>	Propano
		<b>CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>3</sub></b>	Butano
<b>Alquenos</b>	Formados por C e H, con al menos dos C unidos por enlace doble <b>R-CH=CH<sub>2</sub></b>	<b>CH<sub>2</sub>=CH<sub>2</sub></b>	Eteno (etileno)
		<b>CH<sub>3</sub>-CH=CH-CH<sub>3</sub></b>	2-buteno
<b>Alcoholes</b>	Además de C y H, contienen el grupo OH <b>R-OH</b>	<b>CH<sub>3</sub>-CH<sub>2</sub>-CH<sub>2</sub>OH</b>	1-propanol
		<b>CH<sub>2</sub>OH-CH<sub>2</sub>-CH=CH<sub>2</sub></b>	3-buten-1-ol
<b>Ácidos</b>	Además de C y H, contienen el grupo COOH <b>R-COOH</b>	<b>CH<sub>3</sub>-COOH</b>	Ácido etanoico (acético)
		<b>COOH-CH<sub>2</sub>-COOH</b>	Ácido propanodioico