

## Tema 2. Reacciones químicas

Al echar un vistazo a tu alrededor, puedes observar cómo se encuentra en continuo cambio. Ya sea de forma espontánea, al mezclar o al calentar sustancias, se producen cambios en ellas.

Sin embargo, si observas estos cambios más detenidamente, puedes encontrar algunos que no modifican la naturaleza de la sustancia original, como por ejemplo el charco de agua que va desapareciendo al evaporarse o la disolución de una cucharada de sal en un vaso de agua, en los cuales no cambia la naturaleza de las sustancias presentes. Lo mismo ocurre con los procesos de fabricación de útiles de aluminio y su reciclado.

En otros casos, el cambio es mucho más drástico: el resultado es una sustancia absolutamente diferente a la inicial. Algunos ejemplos de estos cambios son la combustión de la madera en una hoguera, la aparición de óxido en la superficie de un clavo de hierro o la obtención de metales como el aluminio a partir de sus menas minerales.

### Cambios físicos y cambios químicos

Los cambios en la materia pueden ser de dos tipos:



**Físicos:** son aquellos en los que no se producen cambios en la naturaleza de la materia que interviene, es decir, la composición de la sustancia es la misma antes que después del cambio. Ejemplos de cambios físicos son:

- Los cambios de estado.
- La disolución de un sólido.
- La separación de mezclas.



**Químicos:** en ellos el cambio es mucho más drástico, modificándose la naturaleza de la materia misma. En un cambio de este tipo desaparecen unas sustancias y aparecen otras nuevas. También reciben el nombre de reacciones químicas.

### ¿Cambio físico o reacción química?

Es casi seguro que se produce una reacción química cuando se quema una sustancia, precipita un sólido, se desprende un gas en una disolución, se genera luz o calor, se transforma visiblemente una sustancia como el hierro cuando se oxida, etc.

Pero en muchas ocasiones es difícil distinguir si un cambio producido en la materia corresponde a un cambio de tipo físico o a una reacción química, sobre todo si no hay cambios visibles.

Por esa razón es necesario un criterio que permita dicha distinción sin lugar a dudas. La mejor solución es utilizar el modelo de partículas para observar el cambio a escala de partículas, teniendo en cuenta que **en una reacción química se produce una ruptura de enlaces entre los átomos de los reactivos con una posterior creación de nuevos enlaces que dan lugar a los productos.**

Por lo tanto, hay que analizar si se observan cambios o no en el diagrama de partículas del proceso: si no los hay, se trata de un proceso físico, pero si cambian las partículas, es una reacción química.

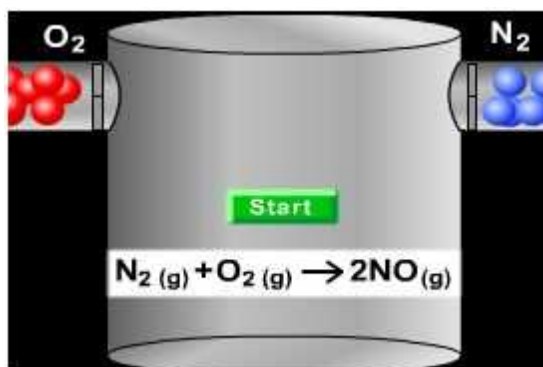
### Las reacciones químicas

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:

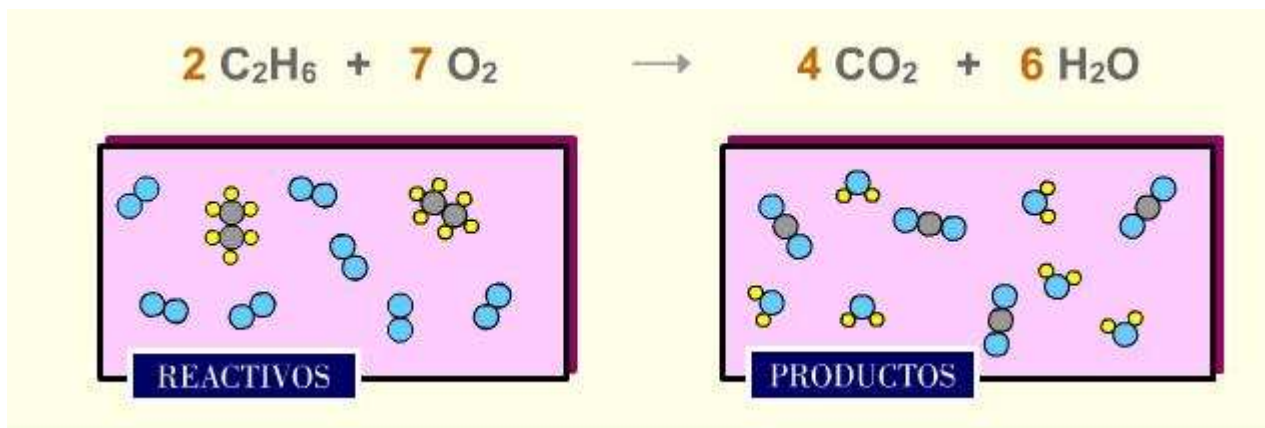


Además, suele indicarse el estado físico en el que se encuentran las diferentes sustancias participantes, mediante unos símbolos que se colocan entre paréntesis detrás de cada una de ellas. Estos símbolos son:

- **(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. Observa la reacción de síntesis del NO y justifica el cambio del tipo de partículas conservándose el número total de átomos de cada elemento químico.

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  $\rightarrow$  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.

### Ecuaciones químicas y proporciones de combinación

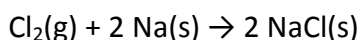
A escala de partículas, la ecuación química indica el número de partículas de cada tipo que reacciona. Pero ¿y a escala macroscópica?

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).



### La cantidad de sustancia 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.

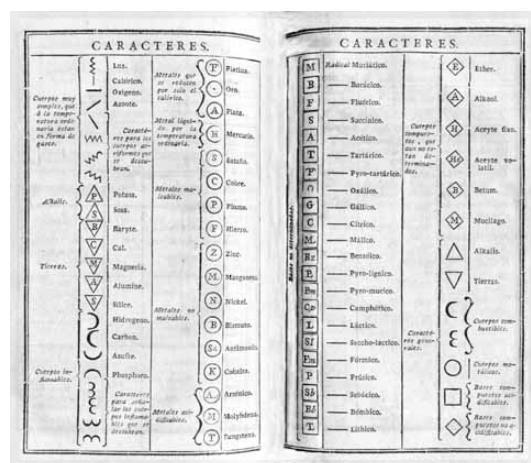
La cantidad de sustancia se puede calcular de varias formas, según cuál sea la sustancia:

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

## 1. Formulación y nomenclatura

La nomenclatura química tiene como objetivo describir las sustancias químicas mediante nombres y fórmulas que permitan identificarlas sin ambigüedad, facilitando así la comunicación científica.

Desde los primeros tiempos, los alquimistas fueron dando nombres a los elementos y a las sustancias simples y compuestas, y les asignaron un símbolo, que con frecuencia se refería a aspectos de la mitología o de la naturaleza de las sustancias (aceite de vitriolo, agua fuerte, ...).



A mediados del siglo XVIII, la química se desarrollaba y los nombres y símbolos de las sustancias químicas no facilitaban la comunicación entre los químicos. En **1787**, basada en las ideas de Guyton de Morveau y firmada por los químicos más importantes de la época (Lavoisier, Fourcroy, Berthollet y él mismo), se publicó la obra, **Méthode de nomenclature chimique**, que fue el inicio de una nomenclatura sistemática.

A principios del siglo XIX, J. Berzelius introdujo una nueva nomenclatura, ya con fórmulas muy parecidas a las actuales.

En el siglo XX, la **Unión Internacional de Química Pura y Aplicada** (*International Union of Pure and Applied Chemistry*), **IUPAC**, a través de sus comisiones para la nomenclatura inorgánica, orgánica y bioquímica, ha sido la encargada de dar las normas para la nomenclatura y formulación de las sustancias químicas. Las últimas, hasta el momento, se publicaron en 2007 en la versión en español.

### Electronegatividad y orden de escritura en las fórmulas

En las fórmulas químicas de los compuestos inorgánicos formados al menos por dos elementos diferentes, la posición de los elementos sigue el orden creciente de electronegatividad, que es una medida de la capacidad de un átomo o grupo de átomos para atraer los pares de electrones compartidos en un enlace.

Los no metales son elementos con electronegatividad alta, ya que captando pocos electrones completan su capa electrónica más externa. Por otro lado, los metales tienen electronegatividad baja, ya que tienen que perder pocos electrones para que su capa exterior quede completa. Los gases nobles no tienen electronegatividad, puesto que como no forman enlaces no es posible medir su electronegatividad.

### Números de oxidación

El **número de oxidación** de un átomo en una molécula (el C en el  $\text{CO}_2$ ) o en un ión poliatómico (el S en el  $\text{SO}_4^{2-}$ ) es un número positivo o negativo, que representa la carga que quedaría en el átomo dado, si los pares electrónicos de cada enlace que forman se asignaran al elemento más electronegativo del par de enlace. En el caso de iones monoatómicos, es la carga del ión.

Los números de oxidación están relacionados con la estructura electrónica de los átomos y su tendencia a ganar o perder electrones para completar la capa electrónica más externa (regla del octete).

Recuerda que la estructura está directamente relacionada con la posición en la tabla periódica: el número de electrones de la capa más externa coincide con el número del grupo en los metales (elementos de la izquierda de la tabla, poco electronegativos) o con el número de electrones que falta para completarla en los no metales (elementos de la derecha).

Se utilizan los convenios siguientes:

- El número de oxidación del hidrógeno es +1 cuando se combina con elementos no metálicos (-1 cuando se combina con elementos metálicos formando hidruros).
- El número de oxidación del oxígeno es -2 (salvo en los peróxidos, en los que es -1).
- El número de oxidación de un ión simple coincide con su carga.
- En una sustancia simple, el número de oxidación de los átomos es cero.
- La suma de los números de oxidación de los átomos que constituyen un compuesto neutro, multiplicados por los correspondientes subíndices, es cero, o coincide con la carga del ión si se trata de un ión.

### Criterios generales de formulación y nomenclatura

Por convenio, en las fórmulas de las sustancias se escriben primero los elementos de menor electronegatividad si se forman enlaces covalentes o los iones positivos si la sustancia es iónica ( $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{CuSO}_4$ ).

Para **nombrar los compuestos** se empieza nombrando el último elemento y se acaba por el primero:  $\text{NaCl}$  es cloruro de sodio.

En la **nomenclatura sistemática**, para indicar la proporción estequiométrica de los elementos

Prefijos numerales					
Mono	1	Penta	5	Nona	9
Di	2	Hexa	6	Deca	10
Tri	3	Hepta	7	Undeca	11
Tetra	4	Octa	8	Dodeca	12

en un compuesto se utilizan los prefijos numerales, que se añaden a los nombres de los elementos a los que se refiere. Se mantienen todas las letras del prefijo (tetrahidruro de plomo), con una excepción: se dice monóxido.

También se utiliza el **sistema de Stock**, en el que se indica la valencia o número de enlaces formados por el elemento, que se escriben en números romanos entre paréntesis inmediatamente después de su nombre.

## 1.1 Sustancias simples

Las **sustancias simples** o **elementales** son sustancias formadas por un solo elemento.

Las sustancias elementales sin fórmula molecular definida se nombran como el elemento y se representan por su símbolo: el Fe se nombra hierro.

Las sustancias elementales con estructura molecular definida se nombran con un prefijo numeral seguido del nombre del elemento: el H<sub>2</sub> se nombra dihidrógeno, aunque habitualmente se le da el nombre de hidrógeno.

### Iones simples

En este caso se debe emplear la palabra ión para indicar que se trata de un átomo o grupo de átomos con carga.

### Aniones

Los aniones son iones con carga negativa.

Los aniones monoatómicos se nombran con el nombre del átomo correspondiente con el sufijo **-uro**, excepto en el caso del oxígeno, en el que el sufijo es **-ido** (óxido). Si fuera necesario, se utilizaría un prefijo numeral: Cl<sup>-</sup> se nombra ión cloruro.

### Cationes

Los cationes son iones con carga positiva.

Los cationes monoatómicos se nombran como el átomo correspondiente, pero en el caso de átomos que pueden tener distintos estados (números) de oxidación, se indica entre paréntesis: Fe<sup>2+</sup> se nombra ión hierro (II) o ión hierro (+2).

### Iones poliatómicos

Iones poliatómicos muy importantes son: OH<sup>-</sup>, ión hidróxido; NH<sub>4</sub><sup>+</sup>, ión amonio, H<sub>3</sub>O<sup>+</sup>, ión hidronio y MnO<sub>4</sub><sup>-</sup> (permanganato).

## 1.2 Compuestos binarios

### Para formular

Como son combinaciones de dos elementos, se escribe el símbolo del elemento menos electronegativo a la izquierda y el del elemento más electronegativo a la derecha, intercambiando el número de oxidación sin signo, y se simplifican los subíndices si es posible (se trata de que el compuesto tenga carga nula). El subíndice 1 se suprime.



En la imagen puedes ver el caso del  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ .

### Para nombrar

#### Nomenclatura sistemática

Lee la fórmula de derecha a izquierda. Nombra el primer elemento (raíz del nombre) con la terminación **-uro**, excepto si es el oxígeno que leerás **óxido**, seguido de la partícula "de" y el nombre del segundo elemento. Utiliza los prefijos numerales para indicar el número de átomos del primer elemento y del segundo (si es distinto de uno).

Fórmula	Nomenclatura sistemática
$\text{PCl}_5$	Pentacloruro de fósforo
$\text{FeH}_2$	Dihidruro de hierro
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Trióxido de dihierro
$\text{N}_2\text{O}_5$	Pentaóxido de dinitrógeno

#### Sistema de Stock

Procede igual que en el caso anterior, pero sin prefijos numerales, y después del nombre del segundo elemento, pones su número de oxidación escrito en números romanos y entre paréntesis. Si el elemento solo presenta un número de oxidación, como sucede con los elementos alcalinos y los alcalinotérreos, no es necesario escribirlo.

Fórmula	Sistema de Stock
$\text{PCl}_5$	Cloruro de fósforo (V)
$\text{FeH}_2$	Hidruro de hierro (II)
$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Oxido de hierro (III)
$\text{N}_2\text{O}_5$	Oxido de nitrógeno (V)

### Hidruros con nombres tradicionales

Las combinaciones del hidrógeno con algunos elementos no metálicos tienen nombres especiales:  $\text{H}_2\text{O}$ , agua;  $\text{CH}_4$ , metano;  $\text{NH}_3$ , amoníaco.

### Ácidos hidrácidos

Con los elementos de los grupos 16 (S, Se y Te) y 17 (F, Cl, Br y I), y de acuerdo con el convenio de la IUPAC, el hidrógeno presenta número de oxidación +1. Los compuestos que se forman son gases y debes seguir la norma general para formularlos, y nombrarlos con la nomenclatura sistemática.

Fórmula	En disolución acuosa
$\text{H}_2\text{S}$	Acido sulfhídrico.
$\text{HCl}$	Acido clorhídrico.
$\text{HBr}$	Acido bromhídrico

Los compuestos del párrafo anterior, en disolución acuosa se comportan como ácidos y los nombrarás con la palabra "ácido" seguida del nombre del elemento con la terminación **-hídrico**.

## 1.3 Compuestos ternarios

Los compuestos ternarios son combinaciones de tres elementos.

## Hidróxidos

Los hidróxidos están formados por el grupo  $\text{OH}^-$ , que actúa con número de oxidación -1, y un metal.

Para formular, se escribe el símbolo del metal seguido del OH, entre paréntesis, e intercambia los números de oxidación como subíndices sin signo. Si el subíndice del grupo OH es 1 no se escribe el paréntesis.

Para nombrar, se utiliza el mismo procedimiento que en los compuestos binarios. Empieza con "hidróxido de", seguido del nombre del metal y utiliza los prefijos numerales o el sistema de Stock.

Fórmula	Sistema de Stock	Nomenclatura sistemática
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	hidróxido de calcio	dihidróxido de calcio.
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	hidróxido de plomo (II)	dihidróxido de plomo.
$\text{AgOH}$	hidróxido de plata	monohidróxido de plata.
$\text{Sn}(\text{OH})_4$	hidróxido de estaño (IV)	tetrahidróxido de estaño.
$\text{NH}_4\text{OH}$	hidróxido de amonio	monohidróxido de amonio.

## Oxoácidos

Son compuestos ternarios formados por hidrógeno, oxígeno y un no metal.

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 (ácido carbónico, ión carbonato).

Lo más práctico es aprender la lista de ácidos e iones.

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

## Oxoaniones

Los oxoaniones son los aniones poliatómicos que resultan de quitar los hidrógenos a los oxoácidos.

Para formular, se escribe la fórmula del oxoácido, se quitan los hidrógenos y se pone, como carga del ión, el número de hidrógenos con signo negativo.

Por ejemplo, en  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , al quitar los dos hidrógenos resulta  $\text{SO}_4^{2-}$  y en  $\text{HNO}_2$ , al quitar el hidrógeno resulta  $\text{NO}_2^-$ .



Para nombrar, al nombre del oxoácido se le sustituye la palabra "ácido" por "ión" y la terminación **-ico** por **-ato** y **-oso** por **-ito**. Así, el  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , ácido sulfúrico forma  $\text{SO}_4^{2-}$  ión sulfato, y el  $\text{HNO}_2$ , ácido nitroso  $\text{NO}_2^-$  forma ión nitrito.

### Oxosales

Las oxosales se consideran como un compuesto binario formado por un anión poliatómico (oxoanión) y un catión.

Para formular se escribe el catión seguido del anión e intercambia las cargas de los iones como subíndices sin signo. Así se consigue que la sal sea neutra, teniendo en cuenta la carga de los iones presentes en el compuesto.

Para nombrar, se nombra el anión sin la carga seguido de la partícula "de" y el nombre del catión.

Ejemplos de formulación y nomenclatura de oxosales			
Anión	Catión	Sal	Nombre de la sal
$\text{CO}_3^{2-}$	$\text{Cu}^+$	$\text{Cu}_2\text{CO}_3$	Carbonato de cobre (I)
$\text{NO}_3^-$	$\text{NH}_4^+$	$\text{NH}_4\text{NO}_3$	Nitrato de amonio
$\text{SO}_3^{2-}$	$\text{Al}^{3+}$	$\text{Al}_2(\text{SO}_3)_3$	Sulfito de aluminio
$\text{MnO}_4^-$	$\text{K}^+$	$\text{KMnO}_4$	Permanganato de potasio
$\text{ClO}_4^-$	$\text{Ca}^{2+}$	$\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$	Perclorato de calcio
$\text{PO}_4^{3-}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Ag}_3\text{PO}_4$	Fosfato de plata
$\text{CrO}_4^{2-}$	$\text{Pt}^{4+}$	$\text{Pt}(\text{CrO}_4)_2$	Cromato de platino (IV)
$\text{ClO}_3^-$	$\text{Li}^+$	$\text{LiClO}_3$	Clorato de litio
$\text{ClO}_2^-$	$\text{Ba}^{2+}$	$\text{Ba}(\text{ClO}_2)_2$	Clorito de bario
$\text{ClO}^-$	$\text{Na}^+$	$\text{NaClO}$	Hipoclorito de sodio
$\text{NO}_2^-$	$\text{Pb}^{2+}$	$\text{Pb}(\text{NO}_2)_2$	Nitrito de plomo (II)
$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{FeSO}_4$	Sulfato de hierro (II)

Las sales que mantienen algún hidrógeno del ácido (sea hidrácido u oxoácido) reciben el mismo nombre pero indicando el número de hidrógenos que tiene. Por ejemplo, el  $\text{NaHCO}_3$ , cuyo nombre vulgar es bicarbonato de sodio se llama también hidrogenocarbonato de sodio.

## 1.4 Resumen

### Ionizaciones

En Química 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  $\text{HCl}$ ).

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

coinciden 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  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ).

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

### Formulación y nomenclatura

A continuación tienes una tabla con ejemplos de formulación y nomenclatura de compuestos habituales (óxidos, hidróxidos, hidruros, ácidos y sales).

Función	Descripción	Ejemplos	
<b>Sustancias elementales</b>	Formadas por un solo elemento	$\text{O}_2$	Oxígeno (Dioxígeno)
		$\text{P}_4$	Fósforo (Tetrafósforo)
		$\text{S}_8$	Azufre (Octoazufre)
<b>Óxidos</b>	Formados por el anión óxido $\text{O}^{2-}$ , que actúa con número de oxidación -2, y un elemento.	$\text{Fe}_2\text{O}_3$	Óxido de hierro (III)
		$\text{CaO}$	Óxido de calcio
		$\text{PbO}_2$	Óxido de plomo (IV) Dióxido de plomo
<b>Hidruros</b>	Formados por el anión $\text{H}^-$ , que actúa con número de oxidación -1, y un metal.	$\text{LiH}$	Hidruro de litio
		$\text{AlH}_3$	Hidruro de aluminio
		$\text{SnH}_4$	Hidruro de estaño (IV)
<b>Ácidos hidrácidos</b>	Formados por el catión $\text{H}^+$ , 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.	$\text{HCl}$	Ácido clorhídrico
		$\text{HF}$	Ácido fluorhídrico
		$\text{H}_2\text{S}$	Ácido sulfhídrico
<b>Cationes monoatómicos</b>	Formados por metales con número de oxidación +n	$\text{Mg}^{2+}$	Catión magnesio
		$\text{Cu}^+$	Catión cobre (I)
		$\text{Au}^{3+}$	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.	$\text{S}^{2-}$	Anión sulfuro
		$\text{Cl}^-$	Anión cloruro
		$\text{F}^-$	Anión fluoruro
<b>Sales binarias</b>	Formados por un catión monoatómico con un anión monoatómico.	$\text{KI}$	Yoduro de potasio
		$\text{AgBr}$	Bromuro de plata
		$\text{Ni}_2\text{S}_3$	Trisulfuro de níquel Sulfuro de níquel (III)

<b>Hidróxidos</b>	Formados por el grupo $\text{OH}^-$ , que actúa con número de oxidación -1, y un metal.	<b>NaOH</b>	Hidróxido de sodio
		<b>Ni(OH)<sub>3</sub></b>	Hidróxido de níquel (III) Trihidróxido de níquel
		<b>Pb(OH)<sub>4</sub></b>	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).	<b>H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	<b>Ácido sulfúrico</b> <b>Ácido tetraoxosulfúrico (VI)</b>
		<b>HClO</b>	Ácido hipocloroso Ácido monoxoclórico (I)
		<b>HNO<sub>3</sub></b>	Ácido nítrico Ácido trioxonítrico (V)
<b>Oxoaniones</b>	Son los aniones poliatómicos que resultan de quitar los hidrógenos a los oxoácidos.	<b>CO<sub>3</sub><sup>2-</sup></b>	Anión carbonato
		<b>NO<sub>3</sub><sup>-</sup></b>	Anión nitrato
		<b>SO<sub>4</sub><sup>2-</sup></b>	Anión sulfato
<b>Oxisales</b>	Formados por un anión poliatómico (oxoanión) y un catión.	<b>Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub></b>	Sulfato de sodio
		<b>Al(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub></b>	Nitrato de aluminio
		<b>CaCO<sub>3</sub></b>	Carbonato de calcio

## 2. Tipos de reacciones químicas

Las sustancias reaccionan entre sí de maneras muy diversas: el gran número de reacciones químicas que se producen justifica la necesidad de clasificarlas para su estudio.

Hay diferentes tipos de reacciones químicas y varias formas de clasificarlas según el criterio elegido. Los criterios que se siguen son generalmente cuatro: el energético, el cinético, la transformación que se produce y la partícula intercambiada.

### Criterio energético

- Exotérmicas.
- Endotérmicas.

### Criterio cinético

- Rápidas.
- Lentas.

### Según la transformación que se produce

- Síntesis.
- Descomposición.
- Sustitución.

### Según la partícula intercambiada

- Reacciones ácido-base.
- Reacciones de oxidación-reducción (redox).
- Reacciones de precipitación.



Los aspectos energético y cinético de las reacciones comenzaste a verlos en la Física y química de 4º de ESO, y se desarrollan en la Química de 2º de Bachillerato.

Ahora vas a trabajar con reacciones clasificadas según la transformación que se produce (cómo se reagrupan los átomos) y según sea la partícula intercambiada (en este caso, también se desarrollan en profundidad en la Química de 2º de Bachillerato, pero hay algunos aspectos que conviene ver ahora por su interés para la Biología y la Geología).

Observa la reacción entre dos gases, amoníaco ( $\text{NH}_3$ ) y ácido clorhídrico ( $\text{HCl}$ ), para formar una sal blanca, cloruro de amonio ( $\text{NH}_4\text{Cl}$ ). Los gases difunden uno hacia otro por el tubo, y en la zona en que entran en contacto se produce la reacción y se forma la sustancia blanca.

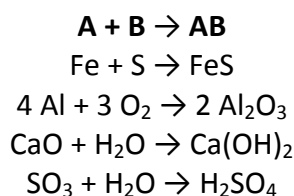
## 2.1 Reacciones según la transformación que se produce

### Reacciones de síntesis

Son reacciones químicas en las que dos o más sustancias (reactivos) se combinan para formar otra distinta (producto) más compleja.

Si los reactivos son elementos se llaman **reacciones de formación**.

La ecuación química general es:

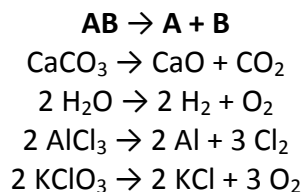


En el vídeo adjunto puedes observar la reacción de formación del cloruro de sodio:  $2 \text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{NaCl}$

### Reacciones de descomposición

Son reacciones químicas en las que un compuesto se descompone en dos o más sustancias más simples. Son las inversas de las reacciones de síntesis.

La ecuación química general es:

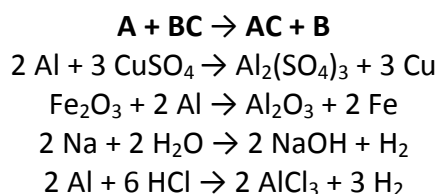


### Reacciones de sustitución o desplazamiento

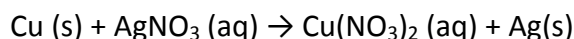
Las reacciones de sustitución o desplazamiento pueden ser simples o dobles.

En una reacción de **sustitución** o **desplazamiento simple**, un elemento es reemplazado por otro elemento más reactivo en un compuesto, para producir un nuevo compuesto y el elemento desplazado.

La ecuación química general es:



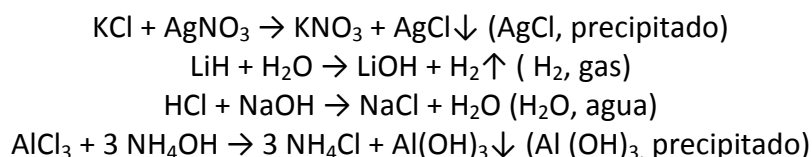
En el vídeo adjunto se vierte disolución de  $\text{AgNO}_3$  sobre un hilo de cobre. Cuando se pone en contacto el  $\text{AgNO}_3$  con el cobre, observas que el hilo cambia de color y se hace más grueso. Al acercar la imagen ves los cristallitos de plata. Al cabo de un tiempo, la disolución se vuelve azul. Al agitar el hilo la plata se desprende. Se ha producido la reacción:



En una reacción de **doble sustitución** o **desplazamiento** hay dos compuestos químicos que intercambian dos elementos para formar dos nuevos compuestos.

La ecuación química general es:  $\mathbf{AB + CD} \rightarrow \mathbf{AD + CB}$

Las reacciones de doble desplazamiento se producen generalmente en disolución acuosa con compuestos iónicos, y en ellas se produce un precipitado (sólido), se forma un gas o se produce agua.



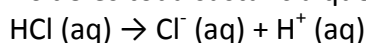
## 2.2 Reacciones ácido-base

Una reacción ácido-base es una reacción de doble desplazamiento que se produce entre un ácido y una base. En ellas se transfieren **protones**, es decir, iones  $\text{H}^+$ .

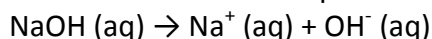
## Ácidos y bases de Arrhenius

Un ácido y una base pueden definirse, según Arrhenius (premio Nobel de Química, 1903):

**Ácido** es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones  $H^+$ .



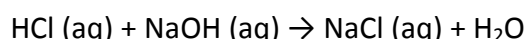
**Base** es toda sustancia que en disolución acuosa se disocia dando iones  $OH^-$ .



Esta definición fue generalizada por Brønsted y Lowry en 1923, siendo un ácido toda especie química que tiene tendencia a donar iones  $H^+$  y una base la que tiene tendencia a aceptar iones  $H^+$ . Es decir, los ácidos ceden protones y las bases los aceptan.

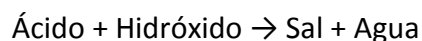
Cuando un ácido y una base reaccionan en disolución acuosa en las proporciones estequiométricas, pierden sus propiedades. A esta reacción se le denomina **reacción de neutralización**.

Considera el ácido clorhídrico, HCl, y el hidróxido de sodio, NaOH, en disolución acuosa. Están disociados y en la disolución existen sus iones,  $Cl^-$ ,  $H^+$ ,  $Na^+$  y  $OH^-$ . Los iones  $H^+$  y  $OH^-$  forman agua y, por tanto, la ecuación química que representa el proceso es:



## La neutralización

En las reacciones de neutralización en las que la base es un hidróxido se obtiene una sal y agua:



En realidad, se neutralizan los iones  $H^+$  producidos por el ácido con los iones  $OH^-$  producidos por el hidróxido, según la reacción:



## El pH de las disoluciones

Para medir la acidez de una disolución acuosa se utiliza una escala logarítmica llamada escala de pH. Si la disolución tiene un pH inferior a 7 es ácida y si es superior a 7 es básica. El 7 corresponde al pH neutro, que es el que tiene el agua pura.



## 2.3 Reacciones de precipitación

En una reacción de precipitación la partícula intercambiada es un ión. Se produce, en general, en disolución acuosa y entre sustancias iónicas. En la reacción, un anión y un



cación se ponen en contacto y dan lugar a un compuesto iónico insoluble que precipita.



Para saber si se produce una reacción de este tipo es necesario saber qué sustancia es insoluble y por esto se ponen en la ecuación química los estados físicos de las sustancias que intervienen.

## 2.4 Reacciones redox

Las reacciones de oxidación-reducción (redox) implican la transferencia de electrones entre especies químicas. Se llaman también **reacciones de transferencia de electrones** ya que la partícula que se intercambia es el electrón



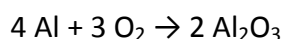
En una reacción de oxidación-reducción tienen lugar los dos procesos a la vez, la oxidación y la reducción.

### Oxidación y reducción

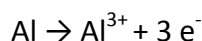
La **oxidación** es el proceso en el cual una especie química pierde electrones y su número de oxidación aumenta.

La **reducción** es el proceso en el cual una especie química gana electrones y su número de oxidación disminuye.

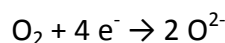
Fíjate en una reacción redox característica: la oxidación del aluminio, que reacciona con el oxígeno para formar óxido de aluminio.



En el transcurso de esta reacción, cada átomo de aluminio pierde tres electrones para formar un ión  $\text{Al}^{3+}$



Y cada molécula de  $\text{O}_2$  gana cuatro electrones para formar dos iones  $\text{O}^{2-}$



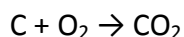
Los electrones que libera el Al son precisamente los que gana el O. Es decir, la oxidación y la reducción se producen a la vez, y se ha de intercambiar el mismo número de electrones, por lo que hacen falta 4 átomos de Al y 6 de O (en 3 moléculas de  $\text{O}_2$ ).

El aluminio cede electrones y el oxígeno los gana. El aluminio actúa como **agente reductor**, se oxida (su número de oxidación pasa de 0 a +3) cediendo tres electrones, mientras que el oxígeno actúa como **agente oxidante**, se reduce (su número de oxidación pasa de 0 a -2) ganando dos electrones.

### Las reacciones de combustión

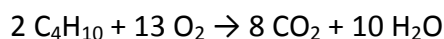
Una reacción de combustión es un tipo de reacción redox en la que un material combustible se combina con el oxígeno del aire para formar, entre otros productos, dióxido de carbono con desprendimiento de energía (reacción exotérmica).

Un ejemplo típico es la reacción del carbono con el oxígeno:

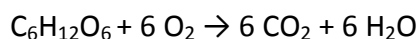


En esta reacción, el carbono cede electrones y el oxígeno los gana. El carbono se oxida y su número de oxidación pasa de 0 a +4 cediendo cuatro electrones, mientras que el oxígeno se reduce y su número de oxidación pasa de 0 a -2 ganando dos electrones.

Normalmente, en una reacción de combustión se combina el oxígeno con un hidrocarburo para formar dióxido de carbono y agua. Un ejemplo es la combustión del butano:



Otro ejemplo es la respiración de los seres vivos, en la que se produce  $\text{CO}_2$  y  $\text{H}_2\text{O}$  a partir del oxígeno del aire y la glucosa, mediante un proceso que se puede resumir en la ecuación:



### 3. Cálculos en las reacciones químicas

La parte de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos que intervienen en una reacción química se denomina **estequiometría**.

El término estequiometria -del griego "στοιχειον" = stoicheion (elemento) y "μετρον"=*métrón*, (medida)- fue introducido por primera vez por Richter en 1792.

Cuando quieres obtener una cantidad de un producto determinado necesitas saber qué cantidad de reactivo debes utilizar o, a la inversa, dispones de una cantidad de reactivo y quieres saber cuánto producto puedes obtener. Las ecuaciones químicas ajustadas te proporcionan la información cuantitativa necesaria para dar respuesta a esas cuestiones.

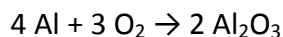
Las distintas operaciones matemáticas que permiten calcular la cantidad de una sustancia que reacciona o se produce en una determinada reacción química reciben el nombre de **cálculos estequiométricos**.

Una reacción se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.





Como ejemplo, considera la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, que se utiliza en los fuegos artificiales para conseguir chispas plateadas. La ecuación química ajustada es:



Esta ecuación puedes leerla a escala de partículas: cuando el aluminio reacciona con el oxígeno, cuatro átomos de aluminio reaccionan con tres moléculas de oxígeno para formar dos partículas de óxido de aluminio (como es una sustancia iónica, forma una estructura gigante en la que la fórmula indica la proporción de iones en la sustancia, pero no hay ninguna unidad individual que corresponda a esa fórmula).

Si en lugar de 4 átomos de Al dispones de 4 veces el número de Avogadro de átomos (de 4 moles de Al), reaccionarán con 3 moles de  $\text{O}_2$  y se formarán 2 moles de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Es decir, **la proporción en partículas y en moles es la misma.**

Mediante esa relación estequiométrica podrás calcular la cantidad de producto o de reactivo, según te interese.

Utiliza el siguiente simulador para observar cómo va evolucionando una reacción en función de su estequiometría y de las cantidades de sustancia de reactivos de partida. Desliza la barra para simular el avance de la reacción y justifica en cada momento las cantidades presentes de reactivos y productos.

### Para realizar cálculos estequiométricos

Los datos sobre los reactivos y los productos no se expresan, normalmente, en cantidad de sustancia (moles), sino que se expresan en masa (gramos) o en volumen (litros) de disolución o de un gas. Por ello, es necesario seguir un procedimiento en los cálculos estequiométricos.

Los pasos a seguir son:

1º- Escribe la ecuación química ajustada.

2º- Calcula la cantidad de sustancia en moles de la sustancia dato.

3º- Usa la relación estequiométrica para obtener la cantidad de sustancia en moles de la sustancia incógnita.

4º- Convierte la cantidad de sustancia en moles de la sustancia incógnita a la magnitud pedida.

Además, deberás **tener en cuenta si hay reactivos limitantes y en exceso, si hay reactivos impuros o si la reacción no se produce totalmente.**

Estos pasos se pueden realizar de tres formas:

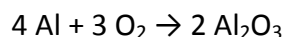
1. Siguiendo los pasos anteriores, calculando cantidades de sustancia que en la mayoría de los casos no necesitas saber, y realizando los cálculos intermedios por separado.

2. Aplicando **la ley de las proporciones constantes**, que simplifica el cálculo porque se realizan conversiones intermedias de cantidades de sustancia de forma directa.

3. Utilizando **factores de conversión**, que no es más que una forma más elegante de aplicar la ley anterior, que en una única operación permite presentar todos los cálculos.

Siguiendo con el ejemplo, ¿qué masa de óxido de aluminio se obtiene si reaccionan 54 g de aluminio con suficiente oxígeno?

1º- La ecuación química ajustada es la que has escrito anteriormente:



2º- El dato son los 54 g de aluminio que reaccionan. Como la masa molar del aluminio es  $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$ , la cantidad de sustancia de aluminio es:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{54 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de Al}$$



3º- La relación estequiométrica entre el Al (dato) y el óxido de aluminio ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ) (incógnita) es:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

Si despejas la cantidad de sustancia de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

4º- Como te piden la masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  que se obtiene, calculas la masa molar del  $\text{Al}_2\text{O}_3$ ,  $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$ , y al final resulta:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol } 102 \text{ g/mol} = 102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

### 3.1 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 ecuación química ajustada, o cantidades de distintas magnitudes de una misma sustancia.

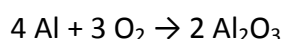
El uso de los factores de conversión supone que debes establecer una secuencia de transformaciones que te facilitará la realización de los cálculos estequiométricos.

### Factores de conversión

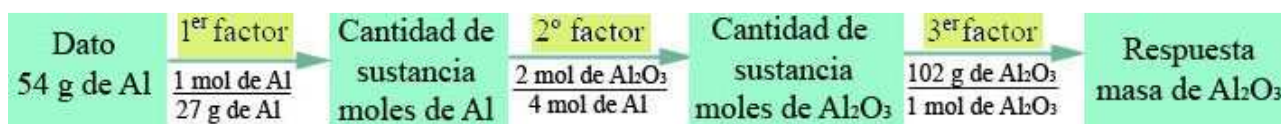
El método de factores de conversión se resume en el siguiente esquema:



Fíjate en cómo se resuelve el ejemplo del apartado anterior, la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, utilizando factores de conversión:



La secuencia de operaciones sucesivas es:



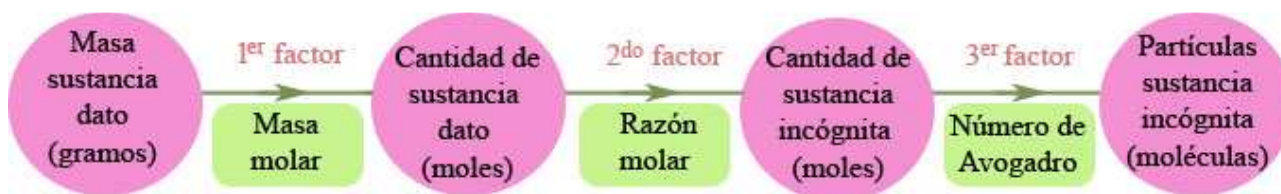
Se necesitan tres factores de conversión y las tres etapas del cálculo quedan resumidas en una:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 54 \text{ g de Al} \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \frac{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol de Al}} \frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g de de Al}_2\text{O}_3$$

### Calculando números de partículas

En ocasiones interesa conocer el número de partículas que se forman de una determinada sustancia en una reacción química. Para ello debes utilizar un factor, que relacione las partículas (N) con la cantidad de materia (n). Como ya sabes que en un mol de cualquier sustancia hay el número de Avogadro de partículas ( $N_A$ ):

$$N = n \cdot N_A$$



### 3.2 Reactivos limitante y en exceso

Una reacción química se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos (en moles) están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Es frecuente que se use un exceso de alguno de los reactivos para conseguir que reaccione la mayor cantidad del reactivo menos abundante.

El reactivo que se consume en su totalidad es el que va a limitar la cantidad de producto que se obtendrá y se denomina **reactivo limitante**. Los otros reactivos se llaman **en exceso** y no se consumen totalmente.

¿Cómo puedes saber cuál es el reactivo limitante? Por ejemplo, en la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, mezclas para que reaccionen dos moles de aluminio con dos moles de oxígeno.

La ecuación ajustada es:  $4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 \rightarrow 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$

y haciendo uso de la proporción estequiométrica entre el aluminio y el oxígeno:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de O}_2} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n}; \quad n = 1,5 \text{ mol de O}_2$$

Por tanto, únicamente reaccionan 1,5 moles de  $\text{O}_2$  y quedan sin reaccionar 0,5 moles de oxígeno. El reactivo limitante es el aluminio, que se consume totalmente.

### El reactivo limitante

Cuando en una reacción química intervengan cantidades de dos o más reactivos, antes de realizar los cálculos estequiométricos debes determinar cuál es el reactivo limitante, ya que será la referencia para todos los cálculos relacionados con la ecuación química ajustada.

### 3.3 Reactivos impuros

En general, en las reacciones químicas, los reactivos que se utilizan no se encuentran puros, sino que están mezclados con algunas impurezas. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario conocer la pureza del reactivo.

#### Pureza de los reactivos

La pureza de un reactivo puede definirse como:

$$P = \frac{\text{masa de reactivo puro}}{\text{masa de reactivo total (con impurezas)}} \cdot 100$$

Mediante reacciones químicas se puede determinar la pureza de una muestra sabiendo la masa de sustancia pura que ha reaccionado para obtener la masa de productos que se ha obtenido.

#### El descubrimiento del oxígeno

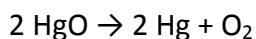
A partir de esta definición puedes calcular la cantidad de reactivo que realmente interviene en la reacción.

Joseph Priestley descubrió el oxígeno en 1772, al calentar monóxido de mercurio ( $\text{HgO}$ ). El monóxido de mercurio se descompone por el calor en oxígeno y mercurio.



A partir de una muestra de monóxido de mercurio de 13,5 g y del 80% de pureza, ¿qué masa de mercurio podrías obtener?

Para resolver el ejercicio escribes la ecuación química ajustada:



La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta el tanto por ciento de pureza:

$$m(\text{Hg}) = 13,5 \text{ g HgO}(\text{impuro}) \frac{80 \text{ g HgO}(\text{puro})}{100 \text{ g HgO}(\text{impuro})} \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,6 \text{ g HgO}} \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 10 \text{ g Hg}$$

### 3.4 Rendimiento de una reacción

En general, cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción.

Los motivos son diversos, como por ejemplo:

- La reacción se produce en condiciones inadecuadas.
- Se pierde algo de la sustancia al manipularla.
- Existen reacciones alternativas o secundarias que dan lugar a productos no deseados.



Además, hay muchos casos en los que la conversión de reactivos en productos no es total por razones energéticas, independientemente de que se den las circunstancias anteriores.

#### Rendimiento de una reacción

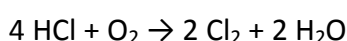
Se define el rendimiento  $r$  de una reacción química como:

$$r = \frac{\text{Cantidad de producto obtenido}}{\text{Cantidad de producto teórico}} 100$$

Ahora vas a tener en cuenta el rendimiento en una reacción concreta.

Un método usado para reducir emisiones de cloruro de hidrógeno, que fue utilizado para obtener cloro antes de los procesos electrolíticos es la oxidación directa del HCl con el oxígeno, con el empleo de un catalizador y a alta temperatura.

La ecuación química ajustada del proceso es:



Partiendo de 27 g de HCl y con suficiente oxígeno, ¿cuál es la masa de Cl<sub>2</sub> que obtendrás si el rendimiento de la reacción es del 36 %?

La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$m(\text{Cl}_2) = 27 \text{ g HCl} \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ HCl}} \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \frac{36 \text{ g Cl}_2 \text{ obtenidos}}{100 \text{ g Cl}_2 \text{ teóricos}} = 9,5 \text{ g de Cl}_2$$

### 3.5 Reactivos en disolución

Hay muchas reacciones químicas que se producen en disolución acuosa. En este caso, los datos o las incógnitas se expresan en forma de volúmenes de disolución. La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta la relación entre el volumen de disolución y la cantidad de sustancia de soluto.

#### Concentración y estequiometría

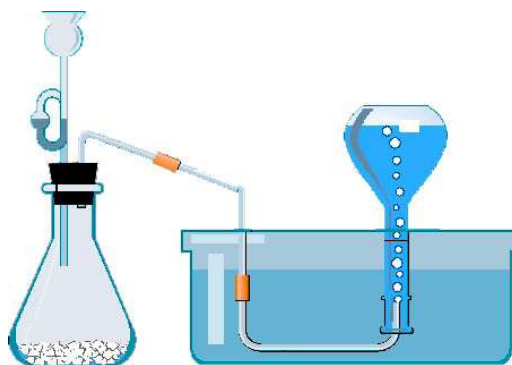
La forma de expresar la composición de una disolución permite calcular la cantidad de sustancia del compuesto disuelto, presente en un volumen de disolución determinado.

La forma habitual de expresar la composición de la disolución es la concentración ( $c = n/V$ ). Por tanto, el factor de conversión es  $n = c V$ .

### 3.6 Reacciones con gases

Cuando intervienen gases en las reacciones químicas, los datos y los resultados suelen expresarse en volumen de gas, en unas condiciones determinadas de presión y temperatura.

Cuando en una reacción química todas las sustancias que intervienen son gases, en las mismas condiciones de presión y temperatura, los coeficientes estequiométricos también indican la relación de volúmenes entre las sustancias que reaccionan.



Según el principio de Avogadro, un mol de un gas ocupa el mismo volumen que un mol de otro gas, en las mismas condiciones de presión y temperatura, y hay el mismo número de partículas en ambos casos.

#### La ecuación de los gases en la estequiometría

Si las sustancias que intervienen en la reacción no son todas gaseosas, debes utilizar la ecuación de estado de los gases ( $pV = nRT$ ) para obtener el factor que en la secuencia de operaciones relacione el volumen del gas y la cantidad de sustancia.

$$n = \frac{PV}{RT}$$

Cuando las condiciones de presión y temperatura son las normales, 273 K (0°C) y 1 atm, puedes tener en cuenta que un mol de cualquier gas ocupa 22,4 L.

## 4. Química industrial

En los medios de comunicación, habitualmente aparecen noticias relacionadas con el sector industrial. Se habla de la industria del automóvil, de la industria del ocio (videojuegos, cine o música), etc., pero pocas veces hacemos referencia a una de las ramas industriales más importantes: la **industria química**.



Ya has visto la química como una ciencia experimental, que estudia la estructura interna de la materia y sus transformaciones. Ahora vas a ver cómo ayuda a mejorar la calidad de vida, creando sustancias que se utilizan en gran número de actividades cotidianas.

La industria química se dedica a transformar materias primas para obtener una amplia gama de productos de uso habitual. Estos materiales se encuentran desde en laboratorios de I+D+i (Investigación, Desarrollo e innovación) hasta en nuestro hogar, que en último término es uno de los lugares más importantes de la participación de la química en la vida del ser humano, pues en él hay una gran cantidad de sustancias derivadas de la química industrial.

### Objetivos de la industria química

La industria química se ocupa de dos labores fundamentales:

- 1) La **extracción y procesamiento de las materias primas**, tanto naturales como sintéticas.
- 2) La **transformación de estas materias primas en otras sustancias** con características diferentes de las que tenían originalmente.

El objetivo final de esta industria es satisfacer las necesidades de las personas mejorando su calidad de vida, elaborando un producto de buena calidad con el costo más bajo posible, y tratando de ocasionar el menor daño posible al medio ambiente.

### Tipos de industria química

La industria química es muy variada y abarca gran cantidad de campos de producción. Entre ellos se puede destacar:

1. La industria **petroquímica**, que trabaja con el petróleo y sus derivados, como verás más adelante.
2. La industria **metalúrgica**, que tiene como objetivo la obtención de metales puros a partir de los materiales naturales que los contienen. La más importante es la del acero, también denominada siderúrgica, producido en los llamados "hornos altos".

3. La industria **química básica** que está especializada en la obtención de productos básicos como el ácido sulfúrico, el hidróxido sódico o el cloro. También produce abonos y pesticidas para uso agrícola.

4. La industria **agroalimentaria** es la dedicada a producir y transformar los alimentos. Actualmente es muy importante porque cada vez se utilizan más los aditivos alimentarios debido al incremento de producción de alimentos preparados a los que hay que añadir productos que aseguren su conservación.

5. La industria de **materiales de construcción**, encargada de fabricar los materiales empleados en la construcción de edificios, vías de comunicación y el resto de obras públicas. Su producto principal es el cemento (mezcla de óxido de calcio y dióxido de silicio), así como el yeso, el vidrio o los productos cerámicos.

6. La industria **farmacéutica**, dedicada a la investigación, preparación y comercialización de toda clase de medicamentos.

#### 4.1 Impacto socioeconómico

El impacto de la química en nuestra sociedad es innegable: la calidad de vida de la que disfrutamos sería imposible sin el desarrollo de la industria química. Ya sea en la industria farmacéutica, en la metalúrgica o en la industria del petróleo, puede afirmarse que ha permitido aumentar significativamente nuestra esperanza de vida.



No solamente en estos aspectos el desarrollo de la química ha tenido un impacto social, sino que el estilo de vida ha cambiado, asociado a los nuevos desarrollos aportados en las áreas de alimentación, transporte o construcción, que han permitido universalizar estos recursos y desarrollar zonas anteriormente deprimidas gracias a los puestos de trabajo generados.

Asociado a este desarrollo industrial, en el propio ámbito académico han proliferado los estudios conducentes a la capacitación en el sector químico: desde ciclos medios y superiores de formación profesional de explotación y análisis químicos hasta ingenierías químicas e industriales, sin olvidar la propia titulación de química en las Facultades de Ciencias.

Entre las aplicaciones de la química en nuestra vida cotidiana podemos destacar:

**Química y conservación de los alimentos.** El ser humano ha utilizado desde siempre la sal o las especias para lograr la conservación de los alimentos. Hoy en día existe una gran variedad de productos para tal fin:

- Conservantes: empleados para impedir el crecimiento de microorganismos.
- Acidulantes: utilizados para dar o intensificar un sabor característico.
- Antioxidantes: Evitan que los alimentos se pongan rancios (oxidación).
- Colorantes: mejoran el aspecto externo de los alimentos.



**Química y salud**, que supone una mejora de la calidad de vida de la población:

- Desarrollo de productos farmacéuticos (medicamentos, vacunas,...), que han permitido un aumento en la esperanza de vida, así como en la calidad de la misma.
- Productos higiénicos y cosméticos, que tanto influyen en las relaciones sociales.

**Química y agricultura**, permitiendo mejorar la producción y calidad de las cosechas:

- Pesticidas: sirven para evitar las plagas de insectos u hongos.
- Fertilizantes: aportan al terreno los nutrientes necesarios para el desarrollo de las plantas.
- Herbicidas: utilizados para matar las malas hierbas en los cultivos.

En el gráfico siguiente puedes observar las principales zonas en las que se establecen las industrias químicas en España, junto con la evolución de los sectores de producción relacionados.



Sin embargo, no puede obviarse que, a pesar de que el conocimiento químico tiene como objetivo último lograr el bienestar de la humanidad, también se usa para otros fines. Está a la orden del día cómo este conocimiento se utiliza para el desarrollo y aumento de la producción de drogas perjudiciales para la salud, sin olvidar los terroristas y laboratorios militares que tratan de crear armas biológicas de destrucción masiva.

## 4.2 Impacto medioambiental

Aun cuando la **contaminación** siempre ha existido, pues va asociada a la civilización humana, este proceso se ha incrementado con el desarrollo industrial, hasta el punto de que el equilibrio entre la misma y la capacidad de la naturaleza para recuperarse parece haberse roto.

La industria química, pese a ayudar a mejorar la calidad de vida del ser humano, también es culpable de una parte importante de la contaminación, no tanto por la química en sí, sino por el uso desequilibrado que puede hacerse de ella.

Así pues, uno de los retos fundamentales con los que se enfrenta la humanidad son los problemas medioambientales, que afectan directamente a la salud de las personas y a nuestro ecosistema. La química no sólo es responsable de ellos, sino que también se encarga de buscar las causas y posibles soluciones a estos problemas.

Para solucionar el impacto de la contaminación, la industria química sigue cuatro líneas de acción asociadas a otros tantos problemas medioambientales:

1. **Química atmosférica.** Trata temas como la reducción de la capa de ozono, el efecto invernadero o la lluvia ácida. Todos ellos están relacionados con la contaminación atmosférica, con el objetivo de descubrir nuevas técnicas que permitan evitar o al menos disminuir las emisiones de gases nocivos.

2. **Química de los residuos.** Ha tomado gran importancia con la sensibilización social respecto al reciclaje. El aumento del consumo lleva asociado la producción de un gran número de residuos contaminantes, por lo que la química investiga las posibilidades de reciclaje de los mismos y, en caso de no ser posible, la eliminación segura de los mismos.

3. **Química del agua.** El crecimiento de la población mundial y el desarrollo industrial provocan que el agua, necesaria para la vida, sea cada vez más escasa y de peor calidad. En este sentido, se estudia la mejora en los procesos de potabilización y, sobre todo, en la depuración de aguas residuales que mejoren el estado de nuestros ríos y mares.

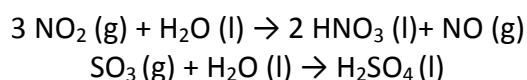
4. **Química del suelo.** Los vertidos incontrolados de residuos y el uso excesivo de fertilizantes y pesticidas, provocan la degradación de los suelos, volviéndolos no aptos para el cultivo, pues pasarían los contaminantes a la cadena alimentaria. La química busca tecnologías que permitan la recuperación rápida del suelo.

### La lluvia ácida

La lluvia ácida es una consecuencia de los gases emitidos en los procesos de combustión. El agua de lluvia ya es ligeramente ácida (pH = 6,2) debido a que disuelve parte del CO<sub>2</sub> atmosférico en su caída, dando lugar a ácido carbónico.



Ahora bien, cuando el aire contiene altas concentraciones de óxidos de nitrógeno (NO<sub>x</sub>) u óxidos de azufre, estos se combinan fácilmente con las gotas de lluvia, dando lugar a ácidos como el nítrico o el sulfúrico. Algunas reacciones que ocurren, entre otras, son las siguientes:



Tanto el ácido nítrico como el sulfúrico son ácidos fuertes, que en disolución dan lugar a disoluciones muy ácidas.

Los óxidos de nitrógeno se forman en las cámaras de combustión de los motores térmicos de vehículos y aviones, donde debido a las altas temperaturas que se alcanzan el nitrógeno y el oxígeno se combinan.

Los óxidos de azufre proceden principalmente de las erupciones volcánicas, pero también de la industria metalúrgica, sobre todo a partir del carbón y el petróleo sin refinar.

La lluvia ácida quema literalmente la vegetación de los bosques y acidifica ríos, lagos y acuíferos, dañando los ecosistemas de muchas especies. También es responsable del deterioro de edificios y

esculturas de mármol o caliza ya que disuelve su principal componente, el carbonato de calcio ( $\text{CaCO}_3$ ).

La química actualmente busca soluciones para intentar resolver este problema, principalmente mejorando los métodos de combustión de combustibles fósiles y fomentando el uso de catalizadores que reduzcan este tipo de emisiones.

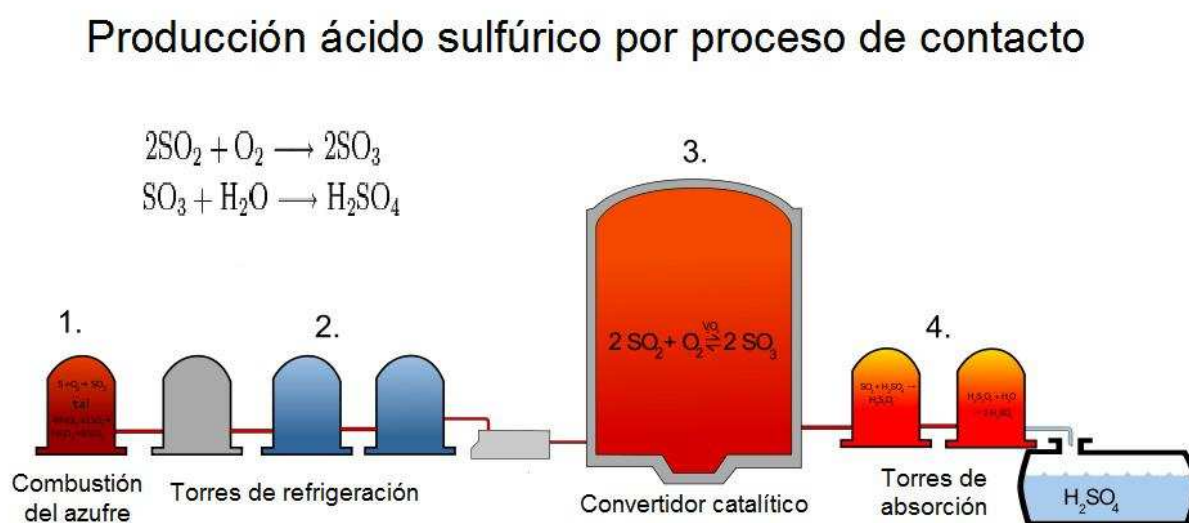
### 4.3 Productos químicos de importancia industrial

#### Ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )

Es un ácido líquido, muy corrosivo, que reacciona violentamente con agua y con los compuestos del carbono desprendiendo mucho calor en el proceso.

Se trata del compuesto químico más producido en el mundo, por lo que su consumo suele utilizarse como indicador de la capacidad industrial de un país. Gran parte de su producción se emplea en la obtención de fertilizantes, aunque también es fundamental en la síntesis de otros ácidos y en la industria petroquímica.

Existen distintos procesos de producción del ácido sulfúrico, siendo el más común el de **contacto**, en el cual se emplea un catalizador para convertir el  $\text{SO}_2$  en  $\text{SO}_3$ , del que se obtiene ácido sulfúrico por hidratación, en una instalación como la que se muestra en la imagen:

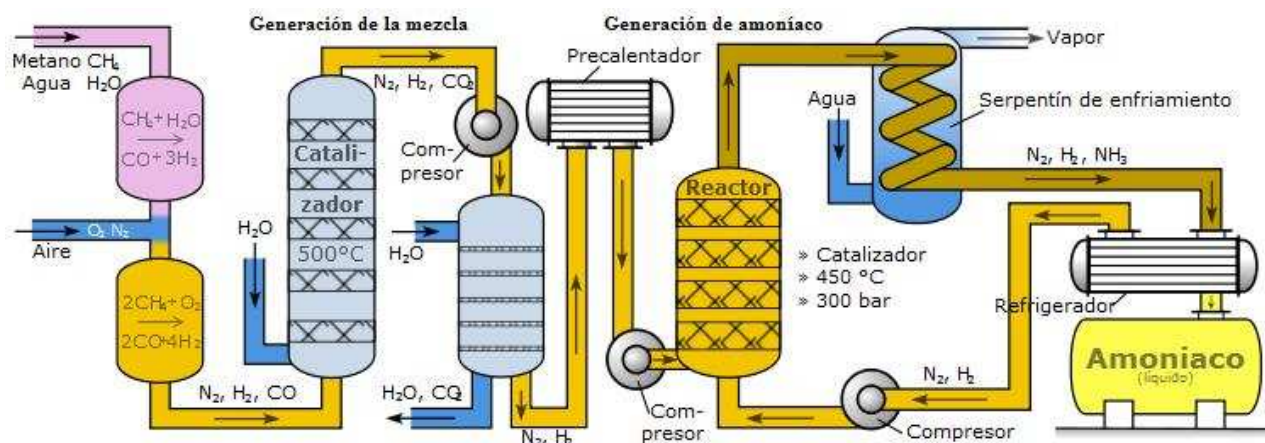


#### Amoniaco ( $\text{NH}_3$ )

Es un gas incoloro de olor muy desagradable y penetrante; fácilmente soluble en agua pero muy volátil, en usos no industriales suele venderse disuelto en agua. Se produce a partir de la descomposición de la materia orgánica, pero también industrialmente.

Más del 75% del amoníaco producido en las plantas químicas se usa para fabricar abonos o para su aplicación directa como abono. El resto se utiliza en textiles, plásticos, explosivos, en la industria papelera y en productos de limpieza domésticos.

El amoníaco se obtiene mediante el proceso Haber-Bosch, consistente en la reacción directa entre el nitrógeno y el hidrógeno gaseosos. Esta es una reacción muy lenta (al tener una elevada energía de activación) por lo que se utiliza un catalizador (óxido de hierro). Aunque el grado de reacción se ve favorecido a bajas temperaturas, esta síntesis se realiza a altas temperaturas para favorecer la energía cinética de las moléculas y aumentar así la velocidad de reacción. A continuación se muestra el diagrama del proceso Haber-Bosch:



### Ácido clorhídrico (HCl)

Recibe este nombre cuando se encuentra disuelto en agua, siendo también conocido como sulfumán. Puro se conoce como cloruro de hidrógeno, y a temperatura ambiente es un gas con una leve tonalidad amarillenta, más denso que el aire, corrosivo, no inflamable y de olor irritante. Al exponerse a la atmósfera forma un denso vapor blanco, también corrosivo. Aparece de forma natural entre los gases emitidos por volcanes.



Entre sus aplicaciones, hay que destacar su uso industrial para limpiar, tratar y galvanizar metales, curtir cueros, y en la refinación y manufactura de una amplia variedad de productos.

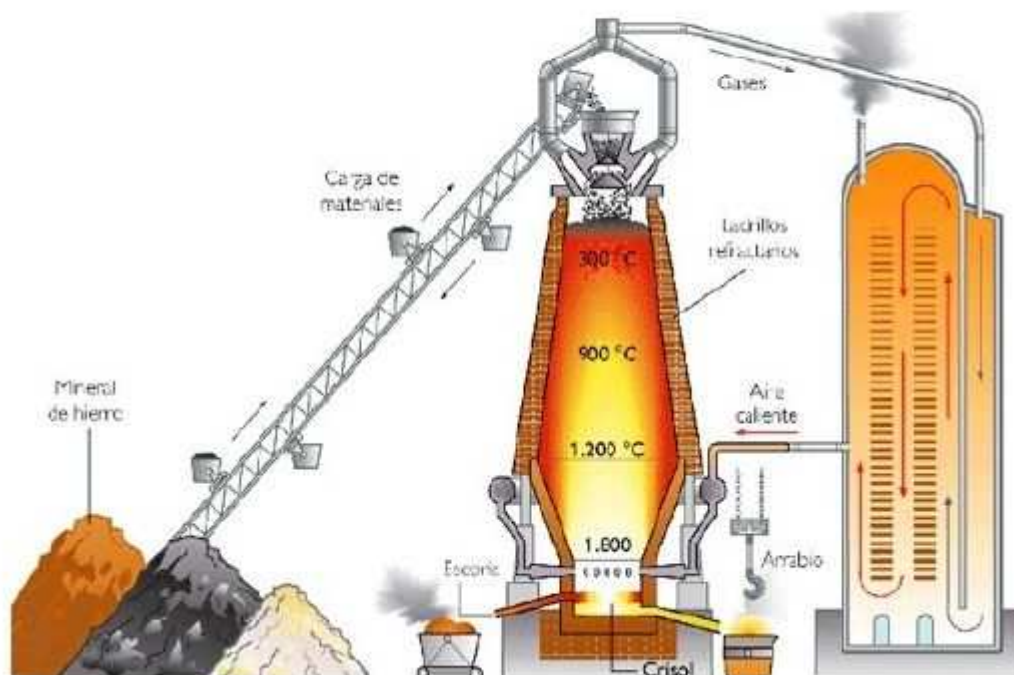
Puede obtenerse por adición de ácido sulfúrico a la sal común ( $\text{NaCl}$ ), pero industrialmente se produce a partir de reacciones orgánicas de cloración de compuestos del carbono con cloro elemental. Otro método de producción a gran escala es por electrólisis de disoluciones de sal común, produciendo cloro, hidróxido de sodio e hidrógeno. El gas cloro así obtenido puede ser combinado con el gas hidrógeno, formando gas HCl químicamente puro.

### Metalurgia del hierro y del acero: los hornos altos

La obtención de hierro a partir de óxidos de hierro por reducción con carbón ha sido la base del desarrollo de muchas sociedades en el siglo XX. En España la siderurgia estuvo muy desarrollada, con grandes fábricas en Bilbao o Sagunto. Hoy en día se obtiene hierro para alearlo con carbón y otros metales, obteniendo acero, de mayor resistencia mecánica y que es inoxidable.

Fíjate en la imagen en la que se representa el proceso. Se carga el horno por la parte superior con mineral de hierro, caliza (fundente) y coque (carbón) que caen pulverizados por el horno y entran en contacto con el CO formado a alta temperatura, dando lugar a hierro fundido (arrabio) y escorias que se recogen por separado.

## HORNO ALTO

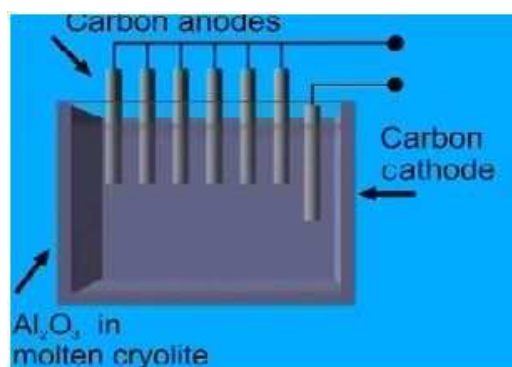


El proceso metalúrgico global es:  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$ .

### Proceso Bayer de electrolisis del aluminio

El método de producción no es precisamente moderno, ya que el método industrial utilizado es el proceso Bayer, que fue patentado por Karl Bayer en 1889

En el proceso Bayer, primero se tritura la bauxita y luego se lava con una solución caliente de hidróxido de sodio (sosa cáustica), NaOH. La sosa disuelve los minerales de aluminio pero no los otros componentes de la bauxita, que permanecen sólidos. La reacción química que ocurre en esta etapa es:



A continuación se retiran de la solución los sólidos no disueltos, principalmente en un decantador seguido de unos filtros para eliminar los últimos restos. Los sólidos recogidos en el decantador, llamados "lodo rojo", se tratan para recuperar la sosa que no ha reaccionado y que se recicla al proceso. La solución de  $\text{Al}(\text{OH})_4^-$ , ya libre de impurezas, se precipita de forma controlada para formar hidróxido de aluminio puro.



La solución de sosa libre de aluminio se concentra en unos evaporadores y se recicla al comienzo del proceso.

Por último, el hidróxido se calienta a unos 1050°C, en una operación llamada "calcinación", para convertirlo en alúmina ( $\text{Al}_2\text{O}_3$ ), liberando vapor de agua al mismo tiempo:



La alúmina obtenida se utiliza para producir aluminio mediante electrólisis según el proceso denominado de Hall-Heroult. Para ello se disuelve en un baño fundido de criolita ( $\text{Na}_3\text{AlF}_6$ ) y se electroliza en una celda electrolítica usando electrodos de carbono, siendo la reacción producida:



Se realiza así pues la alúmina proveniente del proceso Bayer tiene un punto de fusión extremadamente alto y al mezclarlo con la criolita logra bajar el punto de fusión a alrededor de los 900 °C.

Por el elevado punto de fusión, el consumo energético que se utiliza para obtener aluminio es muy elevado y lo convierte en uno de los metales más caros de obtener, resultando mucho más rentable el reciclado del mismo.

#### 4.4 Manipulación de productos químicos

El uso y manipulación de sustancias químicas es un proceso no exento de riesgos; muchos productos químicos son agresivos para el ser humano y el medio en que vive, lo que obliga a extremar las precauciones y a exigir fuertes controles y una gran responsabilidad a quienes fabrican y manipulan esas sustancias.

En el ámbito industrial existen gran número de productos potencialmente peligrosos, e incluso en nuestra vida cotidiana podemos encontrarlos, tales como limpiadores del hogar, detergentes, pilas o pinturas.

Debido a su toxicidad es preciso seguir una serie de precauciones tanto en el almacenamiento, uso y posterior reciclaje.

##### 1) Almacenamiento

A la hora de almacenar productos químicos es necesario:

- Mantener actualizada una lista de los productos que se almacenan, incluyendo nombre y fecha de compra de cada producto.
- Conservar los productos en su envase original y asegurarse de están bien etiquetados, comprobando su posible deterioro.
- Mantenerlos en lugar fresco y seco.
- Guardarlos fuera del alcance de los niños y animales domésticos.
- Mantener separados los productos químicos que sean incompatibles.

## 2) Uso y manipulación

Cuando un producto contiene sustancias químicas peligrosas, es obligatorio que en su etiquetado señale tanto los posibles **riesgos asociados** a su uso como las instrucciones para su correcta manipulación. Por ello es fundamental leer y seguir al pie de la letra las instrucciones del fabricante.

Entre otras reglas generales, pueden destacarse las siguientes:

- No mezclar productos químicos diferentes.
- Usar los productos en la proporción y dosis recomendada.
- Utilizar, siempre que se pueda, productos alternativos naturales menos tóxicos.
- Protegerse de posibles salpicaduras usando guantes, gafas y ropa adecuada.
- Mantener bien ventiladas las zonas donde se usen los productos.
- Lavarse bien cara y manos después de su uso.



En caso de intoxicación, se seguirán las instrucciones del etiquetado, llamando al Instituto Nacional de Toxicología con la referencia del producto si es necesario.

## 3) Residuos y reciclado

Como regla general, se intenta siempre generar la menor cantidad de residuos posible, aunque es inevitable que estos aparezcan. En consecuencia, se debe ser muy cuidadoso a la hora de proceder a su eliminación. Para ello las industrias tienen **planes de gestión de residuos**, mientras que los usuarios particulares pueden acudir a los puntos limpios. En cualquier caso, lo más aconsejable es no verter ningún residuo directamente al agua o a la basura.

Con ello no sólo se evitan afecciones medioambientales, sino que se favorece su reciclado evitando el gasto innecesario de recursos. No todos los residuos pueden ser reciclados, pero la mayor parte de ellos sí; por ejemplo las latas de aluminio o los plásticos de las botellas de agua y botes de detergente son 100% reciclables.



Destacar por último que hay unos compuestos químicos con los que se debe tener especial cuidado: los **medicamentos**. Los envases vacíos o con restos de medicación, los medicamentos que no se necesiten y los caducados deben depositarse junto con sus prospectos en las farmacias (puntos SIGRE).

# Tabla Periódica de los Elementos

1 1 IA New Original 1 H Hidrógeno 1.00784	2 2 IIA Be Berilio 9.012182	3 3 IIIB Li Litio 6.941	4 4 IVB Na Sodio 22.989770	5 5 VB Mg Magnesio 24.3050	6 6 VIB Ca Calcio 40.078	7 7 VIIB K Potasio 39.0983	8 8 VIIIB Sc Escandio 44.955910	9 9 VIIIB Ti Titanio 47.887	10 10 VIIIB V Vanadio 50.9415	11 11 VIIIB Cr Cromo 51.9961	12 12 VIIIB Mn Manganeso 54.938049	13 13 IIIA Fe Hierro 55.8457	14 14 IIIA Co Cobalto 58.933200	15 15 IIIA Ni Níquel 58.6934	16 16 IIIA Cu Cobre 63.546	17 17 IIIA Zn Zinc 65.409	18 18 IIIA Ga Galio 69.723	19 19 IIIA Ge Germanio 72.64	20 20 IIIA As Arsénico 74.92150	21 21 IIIA Se Selenio 78.96	22 22 IIIA Br Bromo 79.904	23 23 IIIA Kr Kriptón 83.798	24 24 IIIA Rb Rubidio 85.4678	25 25 IIIA Sr Estroncio 87.62	26 26 IIIA Y Itrio 88.90585	27 27 IIIA Zr Circonio 91.224	28 28 IIIA Nb Niobio 92.90638	29 29 IIIA Mo Molibdeno 95.94	30 30 IIIA Tc Tecnecio (98)	31 31 IIIA Ru Rutenio 101.07	32 32 IIIA Rh Rodio 102.90550	33 33 IIIA Pd Paladio 106.42	34 34 IIIA Ag Plata 107.8682	35 35 IIIA Cd Cadmio 112.411	36 36 IIIA In Indio 114.818	37 37 IIIA Sn Estaño 118.710	38 38 IIIA Sb Antimonio 121.760	39 39 IIIA Te Teluro 127.60	40 40 IIIA I Yodo 126.90447	41 41 IIIA Xe Xenón 131.293	42 42 IIIA Cs Cesio 132.90545	43 43 IIIA Ba Bario 137.327	44 44 IIIA Fr Francio (223)	45 45 IIIA La Lantano 138.9055	46 46 IIIA Ce Cerio 140.116	47 47 IIIA Pr Praseodimio 140.90765	48 48 IIIA Nd Neodimio 144.24	49 49 IIIA Pm Prometio (145)	50 50 IIIA Sm Samario 150.36	51 51 IIIA Eu Europio 151.964	52 52 IIIA Gd Gadolinio 157.25	53 53 IIIA Tb Terbio 158.92534	54 54 IIIA Dy Dysprosio 162.500	55 55 IIIA Ho Holmio 164.93032	56 56 IIIA Er Erbio 167.259	57 57 IIIA Fm Fermio (257)	58 58 IIIA Md Mendelevio (288)	59 59 IIIA No Nobelio (289)	60 60 IIIA Lr Lawrencio (262)
--	--	--	---	---	---	---	--	--	--	---	---	---	--	---	---	--	---	---	--	--	---	---	--	--	--	--	--	--	--	---	--	---	---	---	--	---	--	--	--	--	--	--	--	---	--	--	--	---	---	--	---	---	--	---	--	---	---	--	--

C Solid  
Br Liquid  
H Gas  
Tc Synthetic

Alcalinos
Alcalinotérreos
Metales de transición
Lantánidos

Actínidos
Metales del bloque p
No metales
Gases nobles

Atomic masses in parentheses are those of the most stable or common isotope.

57 57 IIIA La Lantano 138.9055	58 58 IIIA Ce Cerio 140.116	59 59 IIIA Pr Praseodimio 140.90765	60 60 IIIA Nd Neodimio 144.24	61 61 IIIA Pm Prometio (145)	62 62 IIIA Sm Samario 150.36	63 63 IIIA Eu Europio 151.964	64 64 IIIA Gd Gadolinio 157.25	65 65 IIIA Tb Terbio 158.92534	66 66 IIIA Dy Dysprosio 162.500	67 67 IIIA Ho Holmio 164.93032	68 68 IIIA Er Erbio 167.259	69 69 IIIA Tm Terbio 168.93421	70 70 IIIA Yb Ytterbio 173.04	71 71 IIIA Lu Lutecio 174.967	72 72 IIIA Hf Hafnio 178.49	73 73 IIIA Ta Tantalio 180.9479	74 74 IIIA W Wolframio 183.84	75 75 IIIA Re Renio 186.207	76 76 IIIA Os Osmio 190.23	77 77 IIIA Ir Iridio 192.217	78 78 IIIA Pt Platino 195.078	79 79 IIIA Au Oro 196.96655	80 80 IIIA Hg Mercurio 200.59	81 81 IIIA Tl Talio 204.3833	82 82 IIIA Pb Plomo 207.2	83 83 IIIA Bi Bismuto 208.98038	84 84 IIIA Po Polonio (209)	85 85 IIIA At Astatino (210)	86 86 IIIA Rn Radón (222)	87 87 IIIA Fr Francio (223)	88 88 IIIA Ra Radio (226)	89 89 IIIA Ac Actinio (227)	90 90 IIIA Th Torio 232.0381	91 91 IIIA Pa Protactinio 231.03688	92 92 IIIA U Uranio 238.02891	93 93 IIIA Np Neptunio (237)	94 94 IIIA Pu Plutonio (244)	95 95 IIIA Am Americio (243)	96 96 IIIA Cm Curio (247)	97 97 IIIA Bk Berkelio (247)	98 98 IIIA Cf Californio (251)	99 99 IIIA Es Einsteinio (252)	100 100 IIIA Fm Fermio (257)	101 101 IIIA Md Mendelevio (288)	102 102 IIIA No Nobelio (289)	103 103 IIIA Lr Lawrencio (262)
---	--	--	--	---	---	--	---	---	--	---	--	---	--	--	--	--	--	--	---	---	--	--	--	---	--	--	--	---	--	--	--	--	---	--	--	---	---	---	--	---	---	---	---	---	--	--

Note: The subgroup numbers 1-18 were adopted in 1984 by the International Union of Pure and Applied Chemistry. The names of elements 112-118 are the Latin equivalents of those numbers.