

# FÍSICA 1º DE BACHILLERATO

## TEMA 8: REACCIONES QUÍMICAS

1. Introducción.
2. Reacciones y ecuaciones químicas.
  - 2.1. Concepto de reacción química.
  - 2.2. Ecuaciones químicas.
  - 2.3. Ajuste de ecuaciones químicas: coeficientes estequiométricos.
  - 2.4. Interpretación de una ecuación química ajustada.
3. Tipos de reacciones químicas.
4. Cálculos estequiométricos.
  - 4.1. Cálculos con masas.
  - 4.2. Cálculos con volúmenes.
  - 4.3. Cálculos con reactivos y productos en disolución.
  - 4.4. Cálculos con reactivo limitante.
  - 4.5. Rendimiento de las reacciones químicas.
5. Reacciones químicas importantes.
  - 5.1. Reacciones de combustión.
  - 5.2. Reacciones ácido-base o de transferencia de protones.
  - 5.3. Reacciones redox o de transferencia de electrones.
  - 5.4. Reacciones de precipitación.
6. Química industrial.
  - 6.1. El amoníaco.
  - 6.2. El ácido nítrico.
  - 6.3. El ácido sulfúrico.
  - 6.4. El ácido clorhídrico.
  - 6.5. La sosa cáustica.
7. Metalurgia.
8. Siderurgia.
  - 8.1. Siderurgia integral.
  - 8.2. Siderurgia de horno de arco eléctrico.
  - 8.3. Tipos de aceros.
9. La investigación de nuevos materiales.

Autor: Luis A. Corden Mont6n  
Catedr6tico de F6sica y Qu6mica  
IES "Sancho III el Mayor" (Tafalla)

## 1. Introducción

Hemos visto en el tema anterior que todo proceso en el que cambia la composición de la materia que interviene en el mismo recibe el nombre de **reacción química**. Por ejemplo, al calentar clorato de potasio ( $KClO_3$ ) se observa el desprendimiento de gas oxígeno. Al analizar el residuo sólido que queda, descubrimos se trata de una sustancia diferente, cloruro de potasio ( $KCl$ ).

Para facilitar el estudio de las reacciones químicas, que es el objetivo fundamental de la Química, se utiliza el **lenguaje químico**, que implica el uso de fórmulas y ecuaciones. En este tema recordaremos primero cómo se representan las reacciones químicas para establecer relaciones numéricas entre las sustancias que reaccionan y los productos que se obtienen, lo que se conoce como **estequiometría de la reacción**. Y como muchas reacciones tienen lugar en disolución, utilizaremos nuestros conocimientos relativos a la concentración de disoluciones en la resolución de problemas de reacciones.

El conocimiento de las reacciones químicas lleva a avances tecnológicos que mejoran nuestra calidad de vida. La aplicación de la Química a las necesidades de la sociedad es el origen de la química industrial. Al final del tema estudiaremos algunas reacciones químicas relacionadas con la obtención de productos inorgánicos importantes, como el ácido sulfúrico, el amoníaco o el ácido nítrico. También estudiaremos la obtención de un metal de extraordinario interés: el hierro.

## 2. Reacciones y ecuaciones químicas

### 2.1. Concepto de reacción química.

*Una reacción química es un proceso en el que una o varias sustancias iniciales, llamadas **reactivos**, se transforman en otra u otras finales, denominadas **productos**, diferentes de las iniciales.*

Por ejemplo, en el calentamiento del clorato de potasio, éste es el reactivo y el oxígeno y el cloruro de potasio son los productos de la reacción.

Para que tenga lugar una reacción química, es necesario que se rompan enlaces químicos en los reactivos y que se formen nuevos enlaces en los productos. Por ejemplo, en la reacción química del hidrógeno ( $H_2$ ) y el oxígeno ( $O_2$ ) para formar agua ( $H_2O$ ), es necesario que se rompan los enlaces  $H-H$  y  $O-O$  de las moléculas de  $H_2$  y  $O_2$  y que se formen los enlaces  $H-O-H$  de la molécula de  $H_2O$ .

### 2.2. Ecuaciones químicas

Los químicos utilizan un lenguaje universal para representar a los compuestos (sus fórmulas químicas) y a las reacciones químicas: *las ecuaciones químicas*.

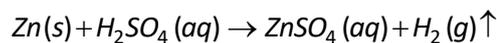
*Una ecuación química es la representación escrita y abreviada de una reacción química a la que describe tanto cualitativamente como cuantitativamente.*

Una ecuación química consta de dos miembros separados por el símbolo " $\rightarrow$ ". En el primero se escriben las fórmulas químicas de los reactivos separados por un signo "+" y en el segundo las fórmulas de los productos de la reacción, también separados por un signo "+". Así, la fórmula general de una ecuación química es,



En las ecuaciones químicas, con frecuencia, se indica el estado físico de los reactivos y productos. Se utilizan los símbolos (s), (l), (g) y (aq) según se hallen en estado sólido, líquido, gas o en disolución acuosa. También se utilizan los símbolos  $\Delta$ ,  $\uparrow$  y  $\downarrow$  para indicar, respectivamente, calentamiento (o producción de calor), desprendimiento de un gas y formación de un precipitado sólido en una disolución.

Por ejemplo, la reacción del cinc con una disolución de ácido sulfúrico para dar sulfato de cinc e hidrógeno gas se escribe así,



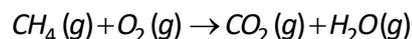
### 2.3. Ajuste de ecuaciones químicas: coeficientes estequiométricos

En todo proceso químico se debe cumplir la ley de Lavoisier o de conservación de la masa, según la cual el número de átomos de cada elemento, después de que éstos se reagrupen en la reacción, debe permanecer constante.

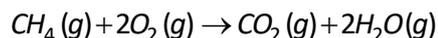
Para que en una ecuación química los átomos de los reactivos y de los productos sean los mismos se utilizan los **coeficientes estequiométricos**, que son números que se colocan delante de cada fórmula para que haya los mismos átomos de cada elemento en los reactivos y en los productos.

Una ecuación química en la que hay los mismos átomos de cada elemento en reactivos y productos se dice que está **ajustada**.

Sea por ejemplo la reacción del metano ( $\text{CH}_4$ ) con el oxígeno para dar dióxido de carbono y agua. La ecuación que representa a la reacción es,



Sin embargo, la ecuación no describe correctamente a la reacción porque el número de átomos de O y de H en los reactivos y en los productos es diferente. El problema se resuelve si colocamos un 2 delante del oxígeno y otro 2 en el agua,



Ahora la ecuación está ajustada y describe correctamente a la reacción química.

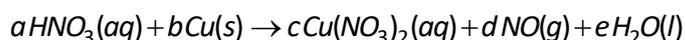
Para ajustar una ecuación química suelen utilizarse dos métodos:

- **Método de tanteo:** se utiliza en ecuaciones sencillas y consiste en aplicar el método de *ensayo y error*.
- **Método del sistema de ecuaciones:** consiste en plantear sistemas de ecuaciones con los coeficientes, tantas como clases de átomos intervienen en la reacción química.

Por ejemplo, sea la reacción,



y designemos por *a*, *b*, *c*, *d* y *e* a los correspondientes coeficientes estequiométricos. Entonces,



Para que el número de átomos de cada clase sea el mismo en los reactivos y en los productos (y se cumpla la ley de Lavoisier), se han de verificar las siguientes ecuaciones,

$$\left. \begin{array}{l} a=2e \\ a=2c+d \\ 3a=6c+d+e \\ b=c \end{array} \right\}$$

Fíjate en que hay 4 átomos diferentes y 5 coeficientes; es decir, vamos a obtener un sistema con 4 ecuaciones y cinco incógnitas. Por lo tanto, hay que asignar un valor particular a uno de los coeficientes y hallar el valor de los demás en función de él<sup>1</sup>.

Si le asignamos, por ejemplo, a  $e$  el valor 1 (que es más sencillo),

$$e=1 \Rightarrow a=2e=2$$

utilizando las ecuaciones 2 y 3,

$$\left. \begin{array}{l} 2=2c+d \Rightarrow d=2-2c \\ 6=6c+d+1 \end{array} \right\} \Rightarrow 6=6c+(2-2c)+1 \Rightarrow -4c=-3 \Rightarrow c=\frac{3}{4}$$

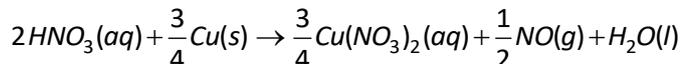
de la ecuación 3 obtenemos,

$$d=a-2c=2-2\frac{3}{4}=2-\frac{3}{2}=\frac{4}{2}-\frac{3}{2}=\frac{1}{2}$$

y de la última ecuación,

$$b=3/4$$

Comprobemos que la ecuación está ajustada,



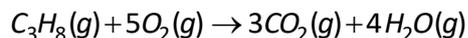
Llegamos a una ecuación igualmente ajustada si multiplicamos todos los coeficientes por 4,



con la ventaja de que ahora los coeficientes son números enteros.

#### 2.4. Interpretación de una ecuación química ajustada

Las ecuaciones químicas proporcionan una información cualitativa de las reacciones químicas, indicando los reactivos y los productos, y su estado físico. Pero, además, si la ecuación está ajustada, los coeficientes aportan información cuantitativa. Consideramos, por ejemplo, la ecuación de la reacción del propano ( $C_3H_8$ ) con el oxígeno,



La interpretación atómico-molecular de los coeficientes de la ecuación en el marco de la teoría atómica de Dalton es la siguiente: *por cada molécula de propano reaccionan 5 de oxígeno para dar 3 de dióxido de carbono y 4 de agua.*

Ahora bien, si en lugar de 1 molécula de propano, tenemos un mol de moléculas (o sea,  $N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas), reaccionarán  $5N_A$  moléculas de oxígeno (es decir, 5 moles) y se obtendrán  $3N_A$  moléculas de dióxido de carbono (3 moles) y  $4N_A$  moléculas de agua (4 moles).

<sup>1</sup>Justificaremos por qué esto es así en el próximo punto.

En definitiva, podemos interpretar a los coeficientes de una ecuación química en términos átomos y moléculas, y en términos de moles.

La siguiente tabla proporciona una información resumida:

Ecuación química	$C_3H_8(g) + 5O_2(g) \rightarrow 3CO_2(g) + 4H_2O(g)$			
Proporción del número de moléculas	1 molécula	5 moléculas	3 moléculas	4 moléculas
	$1 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$5 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$3 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas	$4 \times 6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas
Proporción de cantidad de materia	1 mol	5 mol	3 mol	4 mol
Masa molar x nº moles	44 g	+ 160 g	→ 132 g	+ 72 g

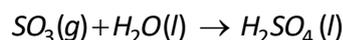
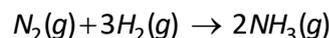
Como se observa en la última fila de la tabla, se verifica la ley de Lavoisier porque la suma de los reactivos y la de los productos es la misma (204 g).

### 3. Tipos de reacciones químicas

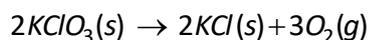
Las reacciones químicas se pueden clasificar según diversos criterios, como los energéticos, los cinéticos y los de transferencias de partículas.

Un criterio de clasificación, que es el que vamos a ver, es el que atiende a la forma en que se agrupan los átomos en la reacción. De acuerdo con este criterio podemos distinguir los siguientes tipos de reacciones químicas:

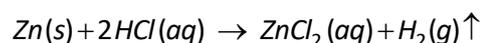
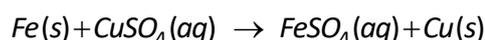
**Reacciones de síntesis**, aquellas en las que se forma una sustancia a partir de dos o más sustancias más sencillas. Por ejemplo, las síntesis del amoníaco ( $NH_3$ ) y la del ácido sulfúrico ( $H_2SO_4$ ):



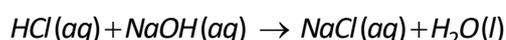
**Reacciones de descomposición**, aquellas en las que una sustancia se descompone en otras más sencillas. Son inversas a las de síntesis. Por ejemplo, las descomposiciones del clorato de potasio ( $KClO_3$ ) y del carbonato de calcio ( $CaCO_3$ ):



**Reacciones de sustitución**, son aquellas en las que un elemento o grupo de elementos que forman parte de un compuesto se sustituye por otro. Por ejemplo, la sustitución del cobre por el hierro en el sulfato de cobre ( $CuSO_4$ ) y la sustitución del hidrogeno por el cinc en el ácido clorhídrico ( $HCl$ ):



**Reacciones de doble sustitución**, Son aquellas en las que dos elementos o grupos de elementos que forman parte de compuestos diferentes intercambian sus posiciones. Por ejemplo, la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de sodio:



## 4. Cálculos estequiométricos

Tanto en el laboratorio como en la industria química, con frecuencia es necesario conocer con exactitud la cantidad de producto que se puede obtener a partir de cantidades específicas de reactivos. Y también la cantidad de reactivos que se necesita para elaborar una cantidad de producto dada.

Para ello es indispensable conocer la proporción exacta en la que intervienen todas las sustancias, información que proporciona la ecuación química ajustada. Los cálculos necesarios para obtener dichas cantidades reciben el nombre de **cálculos estequiométricos**.

En general, los pasos a seguir para realizar los cálculos son los siguientes:

1. Escribir la ecuación de la reacción química y ajustarla.
2. Convertir las cantidades de las sustancias conocidas en moles.
3. Utilizar los coeficientes estequiométricos para hallar el número de moles de las sustancias desconocidas.
4. A partir del número de moles obtenido para una sustancia dada, calcular la cantidad de misma en las unidades requeridas (gramos, litros, ...).

### 4.1. Cálculos con masas

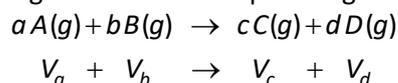
Uno de los casos más sencillo de cálculos estequiométricos se da cuando todas las cantidades de las sustancias implicadas se expresan en unidades de masa. En este caso el número de moles de cada sustancia se obtiene simplemente dividiendo la masa de la misma, expresada en gramos, entre su masa molar.

### 4.2. Cálculos con volúmenes

En las reacciones químicas en las que intervienen gases, se suele indicar el volumen del gas consumido como reactivo o el desprendido como producto.

Cuando las condiciones de presión y temperatura no se modifican durante la reacción, las relaciones entre los volúmenes de los gases y las indicadas por los coeficientes estequiométricos son iguales. Esto es así porque el principio de Avogadro establece que, a  $p$  y  $T$  constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del mismo.

En efecto, supongamos la siguiente ecuación química genérica entre gases,



donde  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  representan, respectivamente, los moles de  $A$ ,  $B$ ,  $C$  y  $D$ ; mientras que  $V_a$ ,  $V_b$ ,  $V_c$  y  $V_d$  son los volúmenes de las correspondientes sustancias. Si consideramos, por ejemplo, las sustancias  $A$  y  $C$ , tenemos que la relación entre sus coeficientes es  $a/c$  y la de sus volúmenes  $V_a/V_c$ . Según el principio de Avogadro,

$$\left. \begin{array}{l} V_a = ka \\ V_c = kc \end{array} \right\} \Rightarrow \frac{V_a}{V_c} = \frac{ka}{kc} = \frac{a}{c}$$

como queríamos demostrar.

Muchas veces se dan reacciones en la que intervienen reactivos y productos que se encuentran en diferentes estados. Entonces, si tenemos que comparar una

sustancia sólida con otra gaseosa (de la que conocemos su volumen), tenemos que hallar el número de moles de la misma a partir de su volumen. Esto se consigue fácilmente aplicando la ecuación de los gases ideales,

$$pV = nRT$$

### 4.3. Cálculos con reactivos y productos en disolución

Cuando se tienen reactivos y productos en disolución, la información acerca de la cantidad de sustancia presente en la reacción se obtiene a partir de datos sobre la concentración de la disolución, que habitualmente se suelen expresar en tanto por ciento en masa o en concentración molar.

Si conocemos el volumen y la concentración de la disolución podemos determinar con exactitud, utilizando nuestros conocimientos sobre disoluciones, la masa y el número de moles de la sustancia o sustancias disueltas.

### 4.4. Cálculos con reactivo limitante

Muchas veces ocurre que una reacción química llega a su fin porque uno de los reactivos se ha agotado, mientras que una parte del resto de reactivos queda sin reaccionar. Por ejemplo, el motor de un coche se para al consumirse la gasolina.

*El reactivo limitante es el que se consume totalmente en una reacción química, de modo que limita la cantidad de producto que se puede formar.*

*El reactivo en exceso es el que se encuentra en mayor cantidad de la necesaria en relación a la cantidad del reactivo limitante, de modo que al final de la reacción siempre hay una cantidad del mismo que sobra.*

Observa que no podemos utilizar los datos de un reactivo en exceso para hacer cálculos porque no se consume en su totalidad. El reactivo que hay que usar para realizar los cálculos es siempre el limitante.

### 4.5. Rendimiento de las reacciones químicas

Las cantidades de productos calculadas a partir de una ecuación química ajustada son las **cantidades teóricas** que obtendríamos si la reacción fuese completa. Sin embargo, en la práctica, las cantidades reales de productos que se obtienen son casi siempre menores. Cuando ocurre esto decimos que el rendimiento de la reacción es inferior al 100 %

Algunas de las razones que explican la disminución del rendimiento son:

- Los reactivos no son totalmente puros.
- La existencia de reacciones secundarias paralelas.
- Los productos reaccionan para formar productos secundarios.
- La reacción es un equilibrio químico.

El rendimiento de una reacción química ( $r$ ) mide la eficacia del proceso y si lo expresamos en tanto por ciento, se calcula así,

$$r(\%) = \frac{\text{cantidad real producto}}{\text{cantidad teórica producto}} \cdot 100$$

## 5. Reacciones químicas importantes

Las reacciones químicas constituyen una parte fundamental de la Química. La industria química, cuyo objetivo es la obtención de productos de interés técnico y comercial, se fundamenta en el estudio de las reacciones químicas.

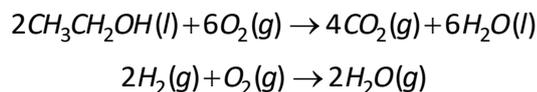
Algunas de las reacciones químicas más importantes son las siguientes: combustión, ácido-base, oxidación-reducción y precipitación.

### 5.1. Reacciones de combustión

Han sido las más utilizadas por el ser humano a lo largo de la historia como fuente de calor. En la actualidad son reacciones fundamentales en procesos industriales, sistemas de calefacción, funcionamiento de motores térmicos, etc.

La **combustión** es una reacción química entre un reactivo llamado **combustible**, sustancia que arde, y un segundo denominado **comburente**, generalmente oxígeno, que se desarrolla con mucha rapidez y que desprende una gran cantidad de energía en forma de luz y calor.

Dos ejemplos de combustión son la del alcohol etílico (etanol) y la del hidrógeno,



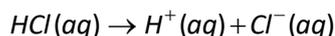
### 5.2. Reacciones ácido-base o de transferencia de protones

Una de las primeras clasificaciones de las sustancias fue la que realizó Robert Boyle en el siglo XVII, que las dividió en **ácidos** y **bases** según sus propiedades.

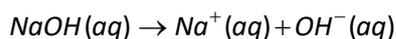
Propiedades de los ácidos	Propiedades de las bases
<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tienen sabor agrio, como el limón.</li> <li>• Son corrosivos y cáusticos.</li> <li>• Reaccionan con algunos metales como el <i>Mg</i> y el <i>Zn</i> con desprendimiento de <math>\text{H}_2</math></li> <li>• Tiñen de rojo el papel de tornasol.</li> <li>• Son ácidos el limón, el vinagre y el ácido clorhídrico (<i>HCl</i>).</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Tienen sabor amargo, como el café y tacto resbaladizo, como el jabón.</li> <li>• Son cáusticos.</li> <li>• Tiñen de azul el papel de tornasol.</li> <li>• Son bases el amoníaco, la lejía y el hidróxido de sodio (<i>NaOH</i>).</li> </ul>

En el año 1880 el sueco Svante A. Arrhenius estableció la primera definición de ácidos y bases:

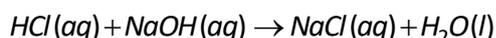
Un **ácido** es una sustancia que en disolución acuosa cede un iones hidrógeno (o sea, un protón),  $\text{H}^+$ . Por ejemplo,

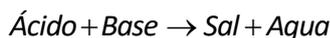


Una **base** es una sustancia que en disolución acuosa cede iones hidroxilo,  $\text{OH}^-$ . Por ejemplo,



La reacción química entre un ácido y una base recibe el nombre de **reacción de neutralización**, dando como productos una sal y agua. Por ejemplo, al añadir hidróxido de sodio a una disolución de ácido clorhídrico hay un doble intercambio de iones originándose cloruro de sodio (una sal) y agua,





La reacción recibe el nombre de neutralización porque, al producirse, se neutralizan las propiedades de ambas sustancias.

### 5.3. Reacciones redox o de transferencia de electrones

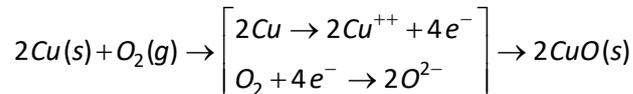
Muchos metales, como el hierro o el cobre, experimentan una transformación cuando se exponen al aire libre, sobre todo si hay humedad. Decimos que el metal ha sufrido una **oxidación** porque se ha combinado con el oxígeno, elemento muy activo en el proceso de atraer electrones de otros átomos.

De forma análoga a lo que sucede en las reacciones-ácido base, en las que se produce una transferencia de protones, existen otros procesos en los que se transfieren electrones y reciben el nombre de **reacciones de oxidación-reducción** o **redox**.

Una **reacción redox** es aquella en la que hay una transferencia de electrones de una sustancia a otra.

Las sustancias que ceden electrones se llaman **reductoras** y sufren un proceso de **oxidación**. Las sustancias que captan electrones se denominan **oxidantes** y sufren un proceso de **reducción**.

Así, en la oxidación del cobre en presencia de oxígeno se forma óxido de cobre (II),  $\text{CuO}$ , que es un compuesto con un marcado carácter iónico. La estructura gigante del  $\text{CuO}$  contiene iones  $\text{Cu}^{2+}$  y iones  $\text{O}^{2-}$ ; es decir, el cobre ha perdido electrones (se ha oxidado) y el oxígeno los ha ganado (se ha reducido). La ecuación de la reacción química es,



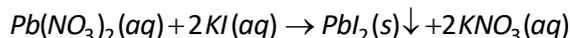
Los cuatro electrones perdidos por los dos átomos de cobre son captados por dos átomos de oxígeno. En consecuencia, para que una sustancia se oxide (cediendo electrones) tiene que haber otra que se reduzca (captándolos). Por eso no podemos hablar de procesos aislados independientes, ya que toda oxidación va acompañada de una reducción y viceversa.

### 5.4. Reacciones de precipitación

En una reacción de doble desplazamiento que tiene lugar en disolución, puede ocurrir que alguno de los productos formados no sea soluble en el disolvente (habitualmente agua) y se forme un **precipitado**.

Los procesos químicos en disolución que dan lugar a un precipitado reciben el nombre de **reacciones de precipitación**.

Por ejemplo, la reacción entre el nitrato de plomo (II) y el yoduro de potasio origina un precipitado amarillo de yoduro de plomo (II),



## 6. Química industrial

Como hemos dicho en la introducción al tema, la aplicación de la Química a las



necesidades de la sociedad es el origen de la química industrial.

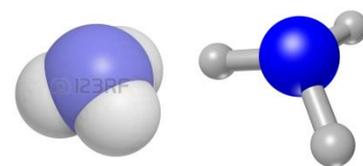
El desarrollo de la química industrial tiene, en ocasiones, repercusiones negativas sobre las personas y sobre el medio ambiente que es necesario conocer y prevenir. Algunas de ellas son las siguientes:

- **La contaminación del terreno** en el que se ubica la planta industrial. Fundamentalmente el **agua** (como consecuencia de subproductos que se depositan en ella) y el **aire** (como consecuencia de los gases generados).
- **El agotamiento de materias primas** de las que se nutre la industria química.
- **Los accidentes y enfermedades** derivados de la manipulación, la producción y el transporte de sustancias tóxicas, corrosivas o venenosas.

Veamos ahora los procesos de obtención de algunas de las sustancias de gran importancia en nuestra sociedad industrial.

### 6.1. El amoníaco

El **amoníaco** o **azano**, a temperatura ambiente, es un gas incoloro de olor profundo e irritante. Su fórmula es  $NH_3$ , donde el átomo de nitrógeno forma tres enlaces covalentes con los tres átomos de hidrógeno, dando lugar a una molécula con forma de pirámide trigonal.



En el siglo XIX, cuando se fueron agotando los depósitos de fertilizantes de origen animal (el guano), se planteó el reto mundial de obtener amoníaco, de una forma fácil y rentable, a partir del nitrógeno atmosférico ( $N_2$ ), muy abundante.

El amoníaco es una sustancia muy importante porque es la base de posteriores procesos industriales, sobre todo en la industria de los fertilizantes.

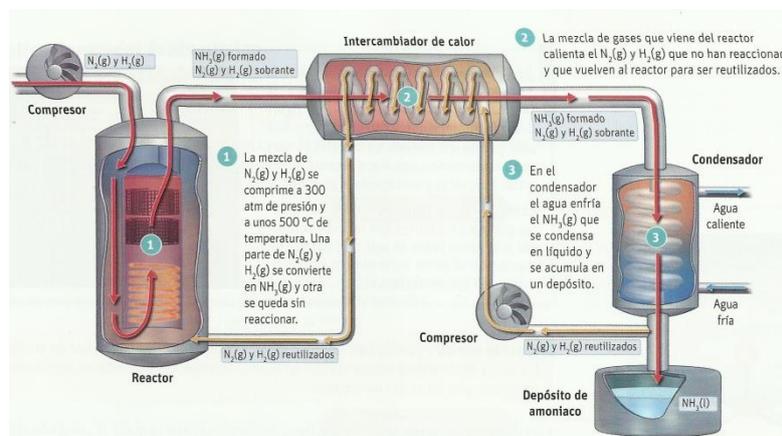
A comienzos del siglo XX, los alemanes F. Haber y C. Bosch desarrollaron y patentaron el proceso que lleva sus nombres (proceso de Haber-Bosch), que se resume en la reacción global.



La figura esquematiza el proceso de obtención del amoníaco. Las materias primas son abundantes y baratas. El nitrógeno se obtiene directamente del aire y el hidrógeno del gas natural ( $CH_4$ ). Sin embargo, el amoníaco producido tiene tendencia a descomponerse de nuevo en  $N_2$  y  $H_2$  (se trata de una reacción **reversible**), por lo que es necesario realizar el proceso a 300 atm de presión y unos 500 °C de temperatura. Asimismo, la reacción se acelera utilizando un **catalizador**<sup>2</sup> (formado por una mezcla de  $Fe$ ,  $Mo$  y  $Al_2O_3$ ).

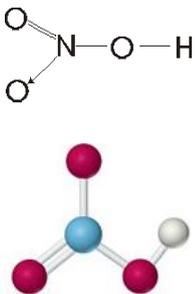
Las aplicaciones más importantes del amoníaco son las siguientes:

- Disuelve bien las grasas, por lo que se emplea como limpiador doméstico.
- Es un componente habitual de muchos productos cosméticos, como los tintes
- Sus disoluciones acuosas se emplean como aditivo en las carnes de consumo para evitar infecciones alimentarias, como la salmonela.



<sup>2</sup>Sustancia que aumenta la velocidad de la reacción, pero que al final del proceso permanece intacta.

- El hidrogenocarbonato de amonio ( $NH_4HCO_3$ ), que es un compuesto derivado del amoniaco, se emplea en panadería y en repostería.
- El 75 % del amoniaco se emplea en la elaboración de fertilizantes como el nitrato de amonio ( $NH_4NO_3$ ), el sulfato de amonio ( $(NH_4)_2SO_4$ ) y la urea.
- Se utiliza en muchas instalaciones frigoríficas como gas refrigerante. Tiene la ventaja de que no ataca a la capa de ozono.



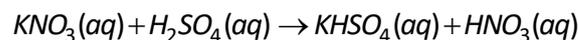
## 6.2. El ácido nítrico

El **ácido nítrico**, a temperatura ambiente, es un líquido aceitoso e incoloro. Su fórmula es  $HNO_3$ , donde el nitrógeno forma tres enlaces covalentes con los tres oxígenos (uno doble, un sencillo coordinado y un tercero sencillo normal). A su vez, el tercer oxígeno forma un segundo enlace covalente sencillo con el hidrógeno.

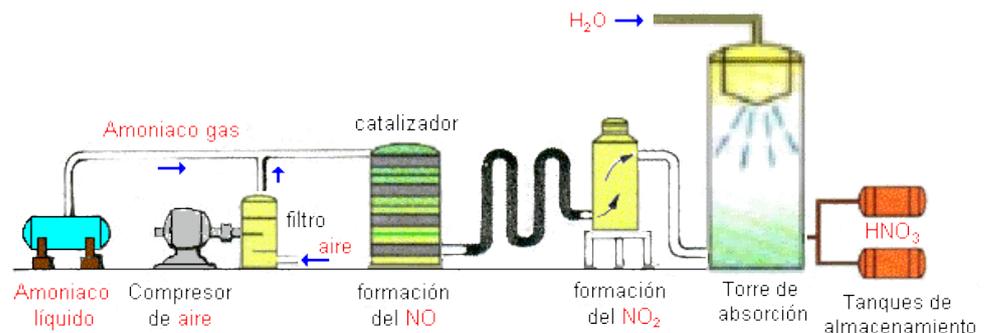
- Es un ácido fuerte en disolución acuosa.
- Una característica de este ácido es su fuerte carácter oxidante, lo que le confiere capacidad para atacar y disolver rápidamente metales como el cobre o el hierro,



El ácido nítrico puede obtenerse en el laboratorio calentando nitrato de potasio con ácido sulfúrico concentrado, según la reacción,



Su **obtención industrial** se realiza oxidando amoniaco (que es la materia prima) con ayuda de catalizadores adecuados. El método utilizado, esquematizado en la figura, es el de Ostwald que produce una disolución acuosa de ácido del 60 % de riqueza en masa aproximadamente. Consta de los siguientes pasos:



1. El amoniaco se oxida a altas temperaturas insuflándole aire a presión y con ayuda de catalizadores. El proceso genera gas monóxido de nitrógeno ( $NO$ ).
2. El  $NO$  en presencia de aire y altas temperaturas y luz se oxida a dióxido de nitrógeno ( $NO_2$ ).
3. Al dióxido de nitrógeno, que es un gas, se le pasa una corriente de agua en una torre de absorción y reacciona con ella dando ácido nítrico en disolución acuosa y monóxido de nitrógeno, que, al ser un gas, escapa de la disolución.

Las aplicaciones más importantes de este ácido son las siguientes:

- El ácido nítrico mezclado con ácido clorhídrico en la proporción de 3:1 y disueltos en agua dar lugar a una disolución denominada **agua regia** que es capaz de disolver metales “nobles” como la plata o el oro (de ahí su nombre).

- Uno de los fertilizantes sintéticos más importantes, como ya hemos visto, es el nitrato amónico, que se obtiene con amoníaco y ácido nítrico.
- Elaboración de colorantes, como la anilina.
- Obtención de productos explosivos, como dinamita.
- Obtención de sales derivadas, como el nitrato de plata ( $AgNO_3$ ) que se emplea como desinfectante y en la fabricación de espejos.

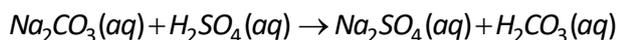
### 6.3. El ácido sulfúrico

El **ácido sulfúrico**, a temperatura ambiente, es un líquido de aspecto aceitoso e incoloro. Su fórmula es  $H_2SO_4$ , con el átomo de azufre formando dos dobles enlaces con dos átomos de oxígeno y dos enlaces simples con otros dos.

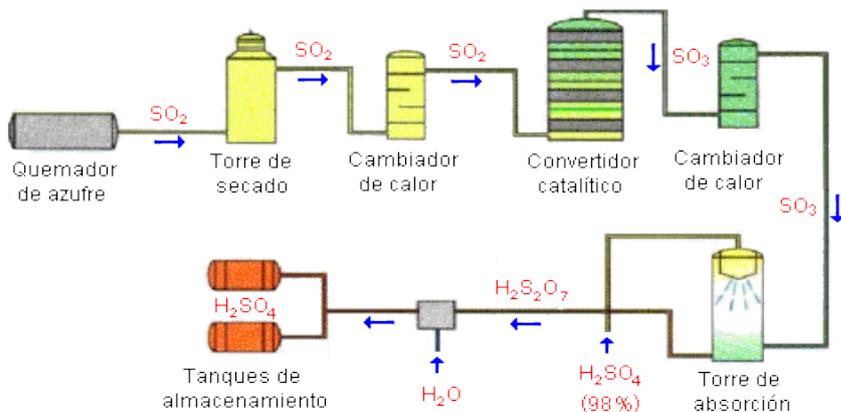
- El ácido sulfúrico comercial tiene una riqueza en masa del 98 % .
- Es fuertemente corrosivo y ataca químicamente a muchos materiales.
- Es un ácido fuerte en disolución acuosa, con un ligero poder oxidante que se incrementa en disoluciones concentradas y calientes, de modo que llega a disolver al cobre,



- Su elevado punto de fusión (340 °C) lo hace útil para desplazar de sus sales a otros ácidos que hierven a temperaturas más bajas, empleándose en la obtención de las mismas. Por ejemplo,



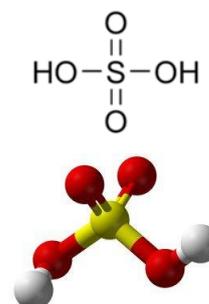
En la actualidad la **obtención industrial** del ácido sulfúrico se realiza mediante el denominado **proceso de contacto**, que consta de los siguientes pasos:



1. Producción del  $SO_2$  a partir de azufre y oxígeno.
2. Producción del  $SO_3$  a partir de  $SO_2$ , oxígeno y catalizadores adecuados.
3. Producción de ácido disulfúrico ( $H_2S_2O_7$ ) a partir de  $SO_3$  y agua.
4. Producción del ácido sulfúrico de 98 % de riqueza a partir del ácido disulfúrico y agua.

El ácido sulfúrico se emplea en múltiples campos, siendo la sustancia química con mayor producción mundial. Algunas de sus aplicaciones son:

- La mayor parte del ácido sulfúrico producido se emplea en la industria de los fertilizantes, siendo uno de los más importantes el sulfato de amonio.
- Se emplea como decapante en el tratamiento del acero. Se libera la capa de óxido que se forma en el acero mediante un baño de ácido sulfúrico.



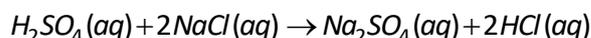
- Se usa como agente sulfonante o deshidratante en moléculas orgánicas y en la producción de pulpa de papel.
- Del ácido sulfúrico se obtiene el sulfato de aluminio ( $AlSO_4$ ) que se emplea en la depuración de aguas.
- Se emplea en la producción de sulfito de sodio ( $Na_2SO_3$ ), que se utiliza en el blanqueo del papel y como conservante de frutas.

#### 6.4. El ácido clorhídrico

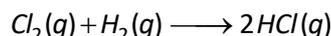
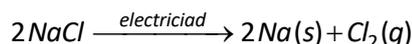
El **ácido clorhídrico** es una disolución acuosa del cloruro de hidrógeno, un gas tóxico de olor sofocante a temperatura ambiente. Su fórmula es  $HCl$ , donde hidrógeno y cloro están unidos por un enlace covalente sencillo.

- Es un gas muy soluble en agua.
- En disolución acuosa tiene el comportamiento de un ácido fuerte.

El ácido clorhídrico puede obtenerse en el laboratorio mediante la reacción del ácido sulfúrico y la sal común en disolución acuosa,



La obtención industrial del ácido clorhídrico se realiza a partir de gas cloro generado en la electrolisis de la sal común fundida y el gas hidrógeno generado a partir del metano,



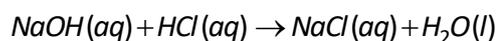
Entre las aplicaciones de este ácido podemos citar las siguientes:

- Es uno de los ácidos fuertes más usado en el laboratorio para crear un medio ácido, porque es poco oxidante y porque el ion  $Cl^-$  (que se forma al disolver el  $HCl$  en agua) es poco reactivo y no interviene en otras reacciones.
- Se emplea en reacciones donde es necesario atacar a metales reactivos, como el  $Mg$  o el  $Zn$ .
- En la industria alimentaria se usa para producir gelatina, que ayuda a desnaturalizar las proteínas. El jugo gástrico del estómago tiene un 3 % de este ácido.
- El **agua fuerte** o **sulfumán** es una disolución acuosa de  $HCl$  ( $g$ ) con una concentración entre un 20 y un 30 % en masa. Se emplea en la limpieza doméstica como desincrustante, para eliminar la cal o para eliminar restos de óxidos metálicos.

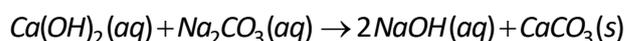
#### 6.5. La sosa cáustica

La **sosa cáustica** es hidróxido de sodio ( $NaOH$ ), un compuesto que se presenta como una red gigante iónica formada por los iones  $Na^+$  y  $OH^-$ .

Sus disoluciones acuosas se comportan como una **base fuerte** capaz de reaccionar con los ácidos, neutralizándolos. Por ejemplo,



Tradicionalmente la sosa cáustica se ha obtenido mediante la reacción del hidróxido de calcio (**cal apagada**) y el carbonato de sodio,



Entre sus aplicaciones podemos destacar:

- Producción de jabón tradicional, blanqueo de papel y como producto de limpieza doméstico (debido a su poder desincrustante).
- Fabricación de explosivos, industria petroquímica, fabricación de tejidos, como decapante de pinturas y, en bajas concentraciones, para lavar frutas y verduras.

## 7. Metalurgia

La **metalurgia** estudia los procesos de obtención de metales y la fabricación de sus diferentes aleaciones.

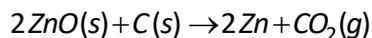
Los metales se obtienen a partir de **minerales** localizados en **yacimientos**. La parte aprovechable de los minerales extraídos se denomina **mena** y la no aprovechable es la **ganga**.

Para **extraer la mena de la ganga** se utilizan diversos **métodos físicos**. Los más comunes son:

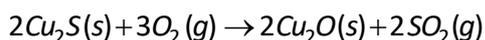
- **Triturado y molido del material.** Se disminuye el tamaño de las “piedras” del mineral por medios mecánicos.
- **Filtrado y centrifugado.** Separa “piedras” de distintos tamaños con tamices (filtrado) o forzándolas, mediante un movimiento de rotación, a pasar a través de agujeros (centrifugado).
- **Decantación y flotación.** Separan minerales de diferente densidad, que flotan o se hunden, en líquidos adecuados.
- **Disolución y destilación.** La disolución selectiva separa minerales según su solubilidad. La posterior destilación separa el mineral del disolvente.

Para **separar los metales de sus menas** se emplean **métodos químicos**. Algunos de ellos son los siguientes:

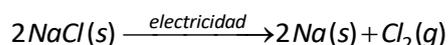
- **Reducción.** Es el método más usado, consiste en la obtención de metales por reducción de sus óxidos (es decir, eliminando el oxígeno que contienen usando sustancias que se oxiden). Por ejemplo, cinc, el hierro, el cromo y el manganeso se obtienen así,



- **Tostación.** Los sulfuros de algunos metales, muy abundantes en la Naturaleza, se transforman previamente en óxidos para su posterior reducción. Dos minerales típicos que se tuestan son los sulfuros de hierro y de cobre,



- **Electrolisis.** Consiste en forzar una reacción química que no es espontánea aplicando una diferencia de potencial. Entre otros metales, se obtienen por electrolisis el aluminio el litio, el magnesio y el sodio,



- **Cianuración.** Se ha empleado a lo largo de la historia para disolver metales nativos (o sea, puros) como el oro la plata para separarlos de sus gangas. El cianuro del metal formado se trata posteriormente para obtener el metal

precioso.

## 8. Siderurgia

La **siderurgia** comprende el conjunto de técnicas de tratamiento de los distintos minerales de hierro para obtener el metal y sus aleaciones, principalmente toda la gama de aceros.

Actualmente existen dos métodos de fabricación del acero:

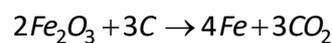
- **Siderurgia integral.** El acero se obtiene a partir de minerales de hierro. Se emplea un **alto horno** para la reducción de estos minerales y un **convertidor** para su afino.
- **Siderurgia de horno de arco eléctrico.** El acero se obtiene a partir de chatarra reciclada. Se emplea un **horno de arco eléctrico** para la fusión de la chatarra.

### 8.1. Siderurgia integral

Las materias primas necesarias en el proceso son:

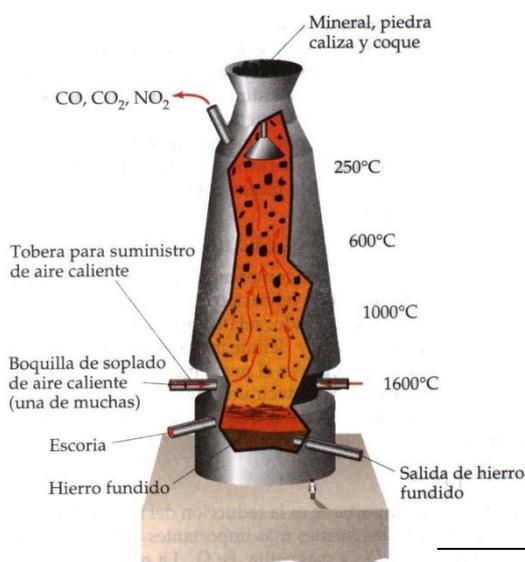
- **Mineral de hierro.** El hierro se encuentra en la Naturaleza en forma de óxidos, sulfuros, silicatos y carbonatos. Los más utilizados en la industria siderúrgica son los minerales en forma de óxidos, como la hematita ( $Fe_2O_3$ ) y la magnetita ( $Fe_3O_4$ ) o de carbonatos, como la siderita ( $FeCO_3$ ). Estos minerales son triturados y sometidos a un proceso de **sinterización**<sup>3</sup> para obtener un producto poroso que mejora la eficiencia del proceso.
- **Carbón mineral.** Que se transforma en **coque**<sup>4</sup> mediante un proceso térmico. El coque actúa como reductor del mineral de hierro y como combustible del alto horno.
- **Fundentes.** Materiales (piedra caliza o arcilla) que se usan para disminuir la temperatura durante la reacción de reducción y facilitar la eliminación de impurezas en la **escoria**.
- **Aire caliente.** Que permite la combustión del coque.

Estas materias primas se mezclan en un **horno alto**, que es un reactor vertical en forma de cuba, en el que se efectúa el proceso de reducción directa del mineral de hierro. Las materias primas sólidas se introducen por el **tragante** del alto horno (entrada superior) mientras que el aire caliente lo hace por las **toberas** (ver figura). Un ejemplo de reacción que tiene lugar en un alto horno es,



La parte inferior del alto horno recibe el nombre de **crisol**, que es donde se obtienen fundidos los productos del proceso que son el **arrabio** y la **escoria**.

El **arrabio** es una aleación de hierro (95-96 %), carbono (4 %) y otras im-



<sup>3</sup> Tratamiento térmico de un material triturado para obtener una forma compacta.

<sup>4</sup> Tratamiento térmico del carbón mineral (el obtenido en una mina) que elimina los gases, el agua y el alquitrán que lleva.

purezas, como el azufre y el fósforo, que se trata fuera del alto horno para obtener el acero

La **escoria** es un subproducto formado los fundentes, impurezas y las cenizas. Uno de los usos de la escoria es en el firme de las carreteras.

Para obtener el acero con la composición y características adecuadas se somete el arrabio al proceso de **afino**. El objetivo del afino es reducir el contenido en carbono, eliminar las impurezas (como el azufre y el fósforo) que disminuyen las propiedades mecánicas y añadir otros elementos que le dan al acero unas cualidades específicas.

El **reactor** en el que se realiza la operación de afino se llama **convertidor**. El proceso comienza con la carga de chatarra, arrabio fundido, diversos fundentes y oxígeno que es el responsable de la eliminación del exceso de carbono. En la fase final se adicionan otros elementos (*Cr, Mn, V, Mo, Ni, Ti, ...*) que dan lugar a las ferroaleaciones y que le confieren al acero propiedades especiales.

La **colada** del acero es el proceso en el que el acero líquido se conforma en forma sólida acorde a su posterior transformación en un producto industrial.

## 8.2. Siderurgia de horno de arco eléctrico

Este método permite el reciclado masivo de chatarra, lo que resulta muy importante desde el punto de vista ambiental. El fundamento del proceso es la fusión de la chatarra mediante el calor generado por el arco eléctrico entre dos electrodos y la citada chatarra. En un segundo horno, más pequeño, se ajusta la composición y, finalmente, se solidifica el acero en un proceso de colada.

Este sistema permite la fabricación distintos tipos de acero en función de la clase de carga y requiere una menor inversión que el de la ruta integral. El 75 % del acero que se fabrica en España se obtiene por este método.

## 8.3. Tipos de aceros

Los aceros se pueden clasificar en función de distintos parámetros, como su composición química, su empleo, su preparación, etc. La siguiente clasificación aporta una idea general de todas ellas:

- a. **Aceros al carbono.** Es el acero de la construcción porque su propiedad fundamental es la resistencia a fuerzas estáticas y dinámicas. También se emplea en máquinas, carrocerías de coches y cascos de buques. Los más importantes son los siguientes:
  - i. **Acero dulce**, con un contenido en carbono en torno al 0,25 %.
  - ii. **Acero semidulce**, con un contenido en carbono en torno al 0,35 %.
  - iii. **Acero semiduro**, con un contenido en carbono en torno al 0,45 %.
  - iv. **Acero duro**, con un contenido en carbono en torno al 0,55 %.
- b. **Aceros aleados.** Contienen una proporción determinada de vanadio, molibdeno, cromo y otros elementos, además de cantidades mayores de manganeso, silicio y cobre que los aceros normales. Pueden ser aceros:
  - i. **Estructurales**, se emplean para engranajes, ejes y palancas. También se utilizan en las estructuras de edificios, construcción de chasis de automóviles, motocicletas, bicicletas, puentes y barcos.

- ii. **Herramientas**, se emplean en materiales empleados para cortar y para herramientas tales como taladros y fresas.
- iii. **Especiales**, con un contenido en cromo superior al 12 %. Estos aceros de gran dureza y alta resistencia a las altas temperaturas y a la corrosión, se emplean en turbinas de vapor, engranajes, ejes y rodamientos.
- c. **Aceros inoxidables**. Contienen cromo, níquel y otros elementos de aleación, que los mantiene brillantes y resistentes a la oxidación a pesar de la acción de la humedad o de ácidos y gases corrosivos.  
Algunos aceros inoxidables son muy duros; otros son muy resistentes y mantienen esa resistencia durante largos periodos de tiempo a temperaturas extremas. Se utilizan para tuberías y tanques de refinерías de petróleo o plantas químicas, para fuselajes de los aviones o para cápsulas espaciales.  
En las cocinas los utensilios son a menudo de acero inoxidable porque no oscurece los alimentos y se limpian con facilidad.

## 9. La investigación de nuevos materiales



Los nuevos materiales, que se diseñan para responder a nuevas necesidades o aplicaciones tecnológicas, son el fruto del desarrollo de la química y la física aplicadas, de la ingeniería y de la ciencia de los materiales. Veamos algunos de ellos:

- A. **Siliconas**. Polímeros compuestos por cadenas de silicio en lugar de carbono. Son muy flexibles, ligeras y moldeables. Son aislantes del calor y de la electricidad y no les afectan ni el agua, ni las vibraciones ni la temperatura. Además no son rechazadas por los tejidos vivos.  
Se usan para la fabricación de revestimientos exteriores, tapar y sellar grietas, fabricación de prótesis e implantes, material quirúrgico y cirugía estética.
- B. **Materiales inteligentes**. Son una variedad de materiales que se caracterizan por su capacidad para responder a estímulos externos. Son, por ejemplo, los recubrimientos termocrómicos, capaces de cambiar de color al ser sometidos a distintas temperaturas. Se utilizan como sensores en **domótica**<sup>5</sup> y en sistemas inteligentes de seguridad.
- C. **Materiales con memoria de forma**. Capaces de “recordar” la disposición de su estructura espacial y volver a ella después de una deformación. Las aleaciones de níquel y titanio y algunas variedades de poliuretano y poliestireno son ejemplos de estos materiales.
- D. **Materiales híbridos**. Materiales ligeros con gran resistencia mecánica y a las altas temperaturas. Están formados por una fibra y una matriz de diferente material. La unión de estos materiales da lugar a uno nuevo con propiedades muy superiores a las de sus componentes por separado. Podemos destacar:
  - i. **Fibras de carbono**. Se trata de un tejido de hilos de carbono (de una centésima de milímetro de diámetro) que aporta flexibilidad y resistencia mezclado con un polímero termoestable. Es un material muy liviano con



---

<sup>5</sup> Conjunto de técnicas orientadas a automatizar una vivienda, que integran la tecnología en los sistemas de seguridad, gestión energética, bienestar o comunicaciones.

extraordinarias propiedades mecánicas que se emplea en artículos deportivos, automóviles de alta gama, tecnología aeroespacial, medicina, equipos de audio, relojes e ingeniería.

**ii. Fibra óptica.** Son fibras formadas por un núcleo central de vidrio muy transparente dopados con pequeñas cantidades de óxido de germanio o de fósforo, y rodeados por una fina capa de vidrio con propiedades ópticas ligeramente diferentes. Atrapan la luz que penetra en ellas y la transmiten, a lo largo de la fibra, casi íntegramente. Se utilizan en telecomunicaciones porque permiten enviar una gran cantidad de datos a grandes distancias con velocidades, superiores a las del cable convencional.

**E. Nuevos materiales eléctricos.** Los más importantes son:

**i. Semiconductores.** Son materiales como el silicio o el germanio dopados con arsénico o galio. A partir de ellos se obtienen los transistores, cuya resistencia al paso de la corriente se controla. Se emplean en todos los productos electrónicos.

**ii. Superconductores.** Materiales que a muy bajas temperaturas no oponen resistencia al paso de la corriente eléctrica. Son muy importantes en el transporte de la energía eléctrica y en la construcción de grandes electroimanes.

**F. Nanomateriales.**

La nanotecnología es una disciplina en auge que se encarga del diseño de materiales cuya estructura se puede modificar a la escala del nanómetro ( $10^{-9} m$ ) Esto permite prácticamente poder diseñar materiales a la carta. Por ejemplo, los nanotubos de carbono son nanomateriales con estructura tubular con comportamiento eléctrico semiconductor o superconductor, con enorme resistencia a la tensión y con una gran capacidad para conducir el calor.

En el campo de la nanomedicina se estudia la posibilidad de construir dispositivos diminutos que recorran el cuerpo para detectar enfermedades o depositar fármacos. Se postula con diseñar máquinas moleculares de tamaño inferior al de las células que se usarían como sistemas autoinmunes que buscarían y destruirían virus, células cancerígenas, etc.

En el campo de la nanoelectricidad y la nanoelectrónica destaca la fabricación de baterías flexibles de nanotubos de carbono y nanochips.

En el campo de la energía, la nanotecnología está contribuyendo a la construcción de células fotovoltaicas más eficientes.

**G. Grafeno.** Es una forma alotrópica del carbono (las otras dos son el diamante y el grafito). En realidad el grafeno tiene la estructura del grafito, pero con un espesor uno o de unos pocos átomos de carbono. Se postula que este material tendrá grandes aplicaciones.

