

Tema 1. Estructura de la materia

Partiendo del modelo de partículas de la materia y del análisis de una gran cantidad de hechos experimentales, **Dalton** propuso en 1803 su **teoría atómica**, que recoge el concepto de átomo, ya planteado por los griegos en la antigüedad sin base científica, por contraposición a los cuatro constituyentes fundamentales de la materia de la tradición alquímica medieval: aire, agua, tierra y fuego.

Para él, la unidad más pequeña de materia es el **átomo**, partícula indivisible característica de cada sustancia simple, formada por uno o varios átomos iguales.

Actualmente se conocen más de 100 tipos de átomos diferentes. Cada uno de esos tipos de átomo recibe el nombre de **elemento químico**.



ELEMENTS			
Hydrogen	1	Strontian	46
Nitrogen	5	Barytes	68
Carbon	5	Iron	50
Oxygen	7	Zinc	56
Phosphorus	9	Copper	56
Sulphur	13	Lead	90
Magnesia	20	Silver	190
Lime	24	Gold	190
Soda	28	Platina	190
Potash	42	Mercury	167

Fíjate en la imagen en la representación que Dalton hizo de los átomos, con una base circular, del tipo que ya has utilizado. En algunos casos, dentro del círculo hay una letra, inicial del nombre en inglés.

La representación actual es mediante letras, una o dos, de origen latino en algunos casos y en honor a científicos importantes o lugares en otros.

Principios de la teoría atómica de Dalton

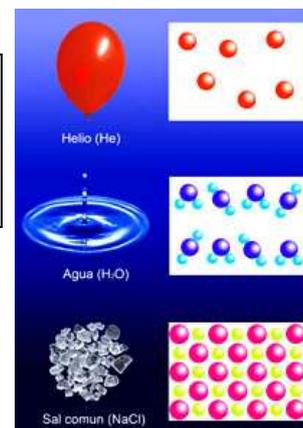
1. La materia está formada por átomos.
2. Los átomos son indivisibles.
3. Todos los átomos de una sustancia simple son iguales entre sí.
4. En las sustancias compuestas hay átomos diferentes.

Cuando en un recipiente hay una sola sustancia, se trata de una **sustancia pura**, y si hay más de una se trata de una **mezcla de sustancias**.

Si se pueden diferenciar los componentes de la mezcla, se trata de una **mezcla heterogénea**, y en caso contrario, de una **mezcla homogénea** (disolución).

Pero ¿cómo son las partículas que forman una sustancia pura? Por ejemplo, las partículas de agua son distintas de las de helio y de las de sal común, ya que las tres sustancias tienen propiedades muy diferentes.

¿En qué se basa esa diferencia? La respuesta es que están formadas por una combinación diferente de átomos: en el agua hay **moléculas** formadas por dos átomos de hidrógeno unidos a uno de oxígeno, y su estado a temperatura ambiente es el líquido. En el helio hay átomos libres, y



su estado físico es el gaseoso, mientras que la sal común no forma moléculas, sino que da lugar a una estructura con "átomos" de sodio y de cloro que no tiene más límite que el tamaño del trozo de sal: es lo que se conoce como una **estructura gigante**, siendo sólido el estado físico.

El tipo de partícula a que da lugar la unión de átomos depende precisamente de cuáles son esos átomos y de qué forma se unen, es decir, del **enlace químico** producido entre ellos.

Sustancias simples y compuestas

Punto de vista experimental: si se pueden descomponer en otras más sencillas, son compuestas, y simples en caso contrario.

Escala de partículas: si los átomos que las forman son iguales, se trata de una sustancia simple, y si hay átomos distintos, compuesta.

1. La estructura del átomo

A finales del siglo XIX se llegó a la conclusión de que el modelo de Dalton no era correcto, ya que se descubrieron partículas más pequeñas que el átomo más pequeño conocido, el de hidrógeno. Como se podían obtener a partir de átomos de diferentes elementos, se consideró que formaban parte de ellos y se les llamó **partículas fundamentales**.

Ya conoces las tres: el **electrón** (1897) y el **protón** (1918), descubiertas al estudiar las interacciones eléctricas, y el **neutrón** (1932), que resultó más difícil de descubrir, ya que no tiene propiedades eléctricas. En junio de 2012 parece ser que se ha descubierto el bosón de Higgs, que permite explicar el origen de la masa de la materia.

En la tabla siguiente tienes las características más importantes de las tres partículas fundamentales. Fíjate en que la carga de protón y electrón es de la misma magnitud pero sentidos contrarios, mientras que el neutrón carece de carga. En cuanto a las masas, las de protón y neutrón son muy parecidas, mientras que la del electrón es muy pequeña en comparación (casi 2000 veces menor).

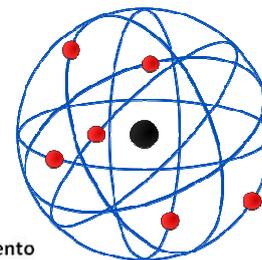
Nombre	Símbolo	Carga/C	Carga relativa	Masa en reposo/kg	Masa en reposo/u	Masa en reposo aproximada/u
Electrón	e ⁻	-1,60 10 ⁻¹⁹	-1	9,109 10 ⁻³¹	0,0005	0
Protón	p ⁺	1,60 10 ⁻¹⁹	1	1,672 10 ⁻²⁷	1,0066	1
Neutrón	n	0	0	1,675 10 ⁻²⁷	1,0084	1

Modelo de Rutherford

En 1910 **Rutherford** realizó un experimento que le obligó a proponer que en los átomos había un núcleo muy pequeño con carga positiva: bombardeó una lámina de oro con partículas positivas a muy alta velocidad, y observó que aunque la mayoría pasaban a través de la lámina sin desviarse, algunas se desviaban y unas pocas incluso llegaban a retroceder.

Como puedes ver en el vídeo, explicó este hecho suponiendo que en el átomo había una zona central, muy pequeña y con carga positiva, llamada núcleo y que a su alrededor se encontraban los electrones, con carga negativa.

Es decir, los átomos son eléctricamente neutros, con los protones en el núcleo y los electrones en la corteza, girando en órbitas (**modelo planetario**).



Cuando se descubrieron los neutrones unos años después, se les asignó su lugar en el núcleo atómico.

Forma de representar un átomo de un elemento

¿Dónde se sitúan las partículas fundamentales?

Protones y neutrones: en el **núcleo**.
Electrones: en la **corteza electrónica**.



- X Símbolo del elemento
- A Número másico ($A = p + n$)
- Z Número atómico ($Z = p$)

1.1 Construyendo átomos

Para especificar las partículas que constituyen un átomo, se indica su símbolo X y dos números, tal como ves en la imagen: en la parte inferior, el número atómico Z, que indica el número de protones, y en la parte superior el número másico A, que indica el número de protones más el de neutrones.

Ejemplos

Un átomo de litio tiene 3 protones, 4 neutrones y 3 electrones. Por tanto, $X=\text{Li}$, $Z=3$ y $A=7$.

Un átomo de cloro tiene 17 protones, 20 neutrones y 17 electrones. Por tanto, $X=\text{Cl}$, $Z=17$ y $A=37$.

También puedes saber el número de partículas de cada tipo si te indican los valores de X, Z y A, pero eso aprenderás a hacerlo más adelante.

Isótopos

Se trata de átomos de un mismo elemento, por tener el **mismo número de protones** en el núcleo, pero que tienen **diferente número de neutrones**, por lo que la masa del átomo es diferente.

La mayoría de los elementos tiene varios isótopos. Por ejemplo, el cloro tiene dos isótopos: el cloro 35, que tiene 18 neutrones y una abundancia del 77,50 %, y el cloro 37, con 20 neutrones y una abundancia del 22,50 %. Cuando se tiene una muestra de cloro puro, ése es el porcentaje que hay de cada uno de los dos isótopos.

La partícula que caracteriza a los elementos químicos

Los átomos de un elemento quedan caracterizados por el número de **protones** que tienen: como ya sabes, hay átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones (iones) o de neutrones (isótopos).

1.2 Estructuras electrónicas

El modelo de Bohr

Si te has fijado en el constructor de átomos, los electrones se mueven en **órbitas** alrededor del núcleo, pero no todos giran a la misma distancia del núcleo: hay diferentes órbitas, de forma que

en la primera se pueden situar hasta 2 electrones, 8 en la segunda y en la tercera, 18 en la cuarta y la quinta y 32 en la sexta y en la séptima.

En realidad, las órbitas segunda y tercera están formadas a su vez por dos, con hasta 2 y 6 electrones, respectivamente; la cuarta y quinta, con hasta 18 electrones, por tres órbitas con 2, 6 y 10 electrones, y la sexta y la séptima, con hasta 32 electrones, por otras cuatro órbitas, con hasta 2, 6, 10 y 14 electrones.

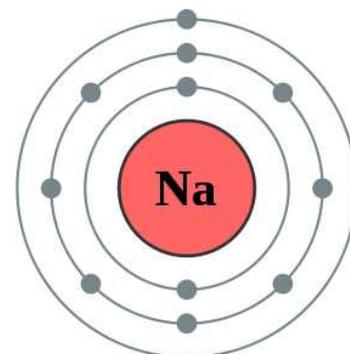
Por esa razón, se suele hablar de **capas**, de primera a séptima, que contienen entre una y cuatro órbitas (subcapas) cada una.

Este es el fundamento del modelo de Bohr: la existencia de capas y subcapas en las que se sitúan los electrones que hay en el átomo, comenzando por las de menor energía, ya que llevan a la situación energéticamente más estable para los átomos.

Por ejemplo, el sodio tiene 11 electrones, y su estructura electrónica la indicarás como: Na: 2, 8, 1

Fíjate en que detallas el número de electrones en cada capa, separados por comas. En la imagen puedes ver la representación gráfica de esta estructura.

Si vuelves al simulador del constructor de átomos, podrás observar cómo se van llenando las capas y escribir directamente las estructuras electrónicas de los átomos.



Electrones y capas electrónicas

1ª: 2 electrones (2).

2ª y 3ª: 8 electrones (2 + 6).

4ª y 5ª: 18 electrones (2 + 6 + 10).

6ª y 7ª: 32 electrones (2 + 6 + 10 + 14).

1.3 Iones

La mayoría de los átomos tienen tendencia a unirse con otros átomos, dando lugar a sustancias poliatómicas, simples si los átomos son iguales (O_2) o compuestas si hay átomos diferentes (CO_2 , NaCl). Para ello, con frecuencia ganan o pierden electrones, dando lugar a **iones**.

Cuando el sodio pierde un electrón, da lugar a un ión Na^+ : fíjate en que el sodio tiene 11 protones y 11 electrones, con lo que su carga es nula, pero al perder un electrón, que tiene una carga negativa, la carga neta que queda es +1. Los iones positivos reciben el nombre de **cationes**.

Y cuando el cloro (17 protones + y 17 electrones -) gana un electrón, adquiere una carga negativa, dando lugar a Cl^- , de forma que estos iones Cl^- pueden interactuar eléctricamente con los iones Na^+ , formándose la sustancia NaCl, llamada cloruro de sodio o sal común. Los iones negativos se llaman **aniones**.



Fíjate en que **los electrones son las partículas fundamentales que salen o entran de los átomos**, debido a que están en la corteza electrónica, y es más fácil que salgan de ahí que los protones del núcleo. Además, **los electrones que salen son los situados en la capa más externa**, menos atraídos por el núcleo al estar más alejados de él.

2. La tabla periódica

Actualmente se conocen más de 100 elementos químicos. El último, de número atómico 117, lo descubrieron en abril de 2010 dos equipos de investigadores rusos y norteamericanos.

Todos los elementos conocidos están ordenados por filas (**periodos**) y columnas (**grupos**) en una tabla bidimensional conocida como Tabla Periódica, de forma que **los elementos del mismo grupo tienen propiedades parecidas**.

La tabla periódica más famosa es la de **Mendeleiev**, que este químico ruso publicó en 1869. Se basaba en el orden creciente de masas atómicas. Como había huecos en la tabla que elaboró, predijo las propiedades de los elementos que deberían estar allí. Unos años después se descubrieron el galio y el germanio, con las propiedades previstas por Mendeleiev.

Sin embargo, hoy se utiliza la tabla de **Werner y Paneth**, publicada ya en el siglo XX (1954) y que se basa en las estructuras electrónicas de los átomos. Consta de 18 columnas y 7 filas, además de dos filas fuera de la tabla, como puedes ver en la imagen.

Puedes observar que los elementos se ordenan por **orden creciente de número atómico**. Es decir, el elemento número 11, que es el sodio, tiene 11 protones y 11 electrones. El elemento siguiente, situado a su derecha, es el 12, el siguiente más a la derecha el 13, y así sucesivamente.

La **Tabla Periódica de Elementos** es sencillamente el ordenamiento de los elementos químicos según su número atómico, es decir, la cantidad de protones del núcleo de un átomo. Las propiedades físicas y químicas de un elemento y sus compuestos se relacionan con la posición que ocupa ese elemento en la tabla, la que se divide básicamente en **grupos** y **periodos**.

PERIODO	GRUPO	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1		1 H HIDRÓGENO																	2 He HELIO
2		3 Li LITIO	4 Be BERILIO											5 B BORO	6 C CARBONO	7 N NITRÓGENO	8 O OXÍGENO	9 F FLÚOR	10 Ne NEÓN
3		11 Na SODIO	12 Mg MAGNESIO											13 Al ALUMINIO	14 Si SILICIO	15 P FÓSFORO	16 S AZUFRE	17 Cl CLORO	18 Ar ARGÓN
4		19 K POTASIO	20 Ca CALCIO	21 Sc ESCANDIO	22 Ti TITANIO	23 V VANADIO	24 Cr CROMO	25 Mn MANGANESIO	26 Fe HIERRO	27 Co COBALTO	28 Ni NIQUEL	29 Cu COBRE	30 Zn ZINC	31 Ga GALIO	32 Ge GERMANIO	33 As ARSENICO	34 Se SELENIO	35 Br BROMO	36 Kr CRIPTON
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr ZIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLIBDENO	43 Tc TECNOLIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RADIO	46 Pd PALADIO	47 Ag PLATA	48 Cd CADMIO	49 In INDIO	50 Sn ESTAÑO	51 Sb ANTIMONIO	52 Te TELURO	53 I YODO	54 Xe XENÓN
6		55 Cs CESIO	56 Ba BARIO	57 La LANTANO	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIIO	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALIO	82 Pb PLOMO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADÓN
7		87 Fr FRANCIO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIO	104 Rf RUFENIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SILBORGIO	107 Bh BOHONIO	108 Hs HASSIO	109 Mt MITLENIO	110 Uun UNUNUNIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUNBIO	114 Uuq UNUNQUADRO	116 Uuh UNUNHEXIO	118 Uuo UNUNOCTIO			
LANTANIDOS		58 Ce CESIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLINIO	65 Tb TERBIO	66 Dy DISPROSIO	67 Ho HOLMIO	68 Er ERBIO	69 Tm TULIO	70 Yb YTERBIO	71 Lu LUTECIO				
ACTINIDOS		90 Th TORIO	91 Pa PROTACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELIO	98 Cf CALIFORNIO	99 Es EINSTEINIO	100 Fm FERMIUM	101 Md MENDELIVIO	102 Np NOBELIO	103 Lr LAURENCIO				

NOTAS:

- METALES
- METALOIDES
- NO METALES
- GASES NOBLES

¿Qué debes saber de la tabla?

En primer lugar, el **nombre** y **símbolo** de los elementos que están marcados con el punto rojo. Además, también tienes que saber el nombre de los siguientes grupos: 1- **Alcalinos**; 2- **Alcalinotérreos**; 17- **Halógenos**; 18- **Gases nobles**.

2.1 Tabla y estructuras electrónicas

La tabla periódica y las estructuras electrónicas

- Las estructuras electrónicas quedan reproducidas en la tabla periódica: 2 elementos en el primer periodo, 8 en el segundo (2 + 6) y en el tercero, 18 en el cuarto y el quinto (2 + 10 + 6) y 32 en el sexto y el séptimo (2 + 10 + 6 + 14 fuera de la tabla).
- Los elementos del mismo grupo tienen la misma estructura electrónica en la capa más externa.
- El periodo en el que se encuentra cada elemento coincide con el número de la capa más externa que se está ocupando.

Tanto la ordenación de Mendeleiev como la actual se caracterizan porque los elementos del mismo grupo tienen propiedades físicas y químicas parecidas: reactividad, tamaño atómico, carácter metálico, etc. Como esas propiedades varían regularmente reciben el nombre de propiedades periódicas.

Vas a ver cómo se justifica la variación de esas propiedades teniendo en cuenta precisamente las estructuras electrónicas de los elementos químicos.

2.2 Reactividad

En el vídeo puedes observar la diferente reactividad de los elementos alcalinos cuando reaccionan con agua. La conclusión es clara: el orden de reactividad es $\text{Li} < \text{Na} < \text{K} < \text{Rb} < \text{Cs}$ ¡La explosión en este último caso resulta espectacular!

¿Cómo puedes justificarlo? Debes tener en cuenta que en todos los casos la reacción es (donde M es un elemento alcalino):



Es decir, M se transforma en M^+ , para lo que debe perder un electrón.

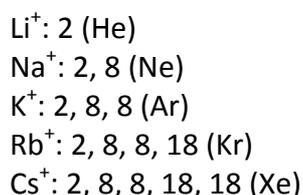


En resumen, los elementos alcalinos reaccionan con agua formando un ión positivo y perdiendo un electrón. Fíjate ahora en las estructuras electrónicas de esos elementos:

Li: 2, 1
Na: 2, 8, 1
K: 2, 8, 8, 1
Rb: 2, 8, 8, 18, 1
Cs: 2, 8, 8, 18, 18, 1

¡Todos los elementos alcalinos reaccionan perdiendo un electrón, el único que tienen en la capa más externa!

Las estructuras de los iones resultantes son:

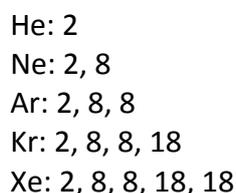


Entre paréntesis se indica el elemento químico que tiene esa misma estructura electrónica, el gas noble anterior a cada elemento ionizado.

En conclusión, los elementos han reaccionado ionizándose para alcanzar la estructura del gas noble anterior en la tabla periódica.

Al hacer un estudio similar con los halógenos se observa que reaccionan ganando el electrón que necesitan para alcanzar la estructura electrónica del gas noble siguiente en la tabla. Por ejemplo, $\text{Cl} + e^- \rightarrow \text{Cl}^-$.

Si **los elementos reaccionan para alcanzar la estructura electrónica de los gases nobles** ¿cómo reaccionan estos? Los gases nobles no reaccionan mas que en condiciones extremas de presión y temperatura, por lo que en las condiciones habituales son muy estables, tanto que los demás elementos tienden a alcanzar su estructura. El término **noble** en química indica poco reactivo.



La regla del octeto

Los elementos químicos tienden a reaccionar para alcanzar la estructura electrónica de gas noble, con la última capa electrónica completa. Como las capas segunda y tercera tienen ocho electrones, se suele llamar **regla del octeto**.

2.3 Otras propiedades periódicas

Tamaño de los átomos

Es muy sencillo justificar la diferencia de tamaño de los átomos de los elementos de un grupo de la tabla. En la imagen puedes ver el radio comparado de tres pares de átomos del mismo grupo, supuesto que son esferas perfectas. Los datos se dan en picómetros (pm), que equivalen a 10^{-12} metros.

Si observas los datos, es mayor en todos los casos el tamaño del átomo de los elementos que están más abajo en el grupo de la tabla periódica (alcalinos, alcalinotérreos y halógenos).



¿Cómo puedes justificar este hecho experimental? Solamente debes tener en cuenta las estructuras electrónicas respectivas de los elementos:

Li: 2, 1

Na: 2, 8, 1

Es decir, los dos átomos tienen un único electrón en la capa más externa. Pero como en el Na hay una capa más que en el Li (tres y dos), el Na es mayor.

El mismo razonamiento puedes aplicar en los otros dos casos. Pero no intentes justificar por qué el radio disminuye de Li a Be y a F: la razón es mucho más compleja y queda para Bachillerato.

Carácter metálico

Los metales son los elementos que tienen tendencia a perder electrones, mientras que los no metales tienen tendencia a ganarlos.

Serán metales aquellos elementos con pocos electrones en la capa más externa, y que pueden perderlos con facilidad, como sucede en los alcalinos y los alcalinotérreos, que pierden uno o dos electrones para quedarse con la capa más externa completa. Están colocados hacia la izquierda en la tabla periódica.

Por el contrario, los no metales ganan electrones para completar su capa electrónica más externa. Están situados hacia la derecha de la tabla.

Los gases nobles no tienen carácter metálico ni no metálico.

En la imagen los **metales** aparecen en azul, los **no metales** en naranja y los **gases nobles** en rojo. Los elementos en color verde oscuro son los **semimetales**, que tienen características intermedias entre metales y no metales.

Grupo	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	H																	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	* Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	** Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Uub	Uut	Uuq	Uup	Uuh	Uus	
			* La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb		
			** Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No		

3. La medida de la masa de los átomos

En la tabla periódica en formato web tienes detalladas las propiedades más importantes de cada elemento. En este momento solamente te vas a fijar en la masa atómica.

Masa atómica relativa

La masa que aparece en la tabla periódica corresponde al promedio ponderado de las masas de los isótopos del elemento. De esta forma, el dato de **masa atómica relativa** del cloro se calcula teniendo en cuenta que el isótopo 35 tiene una abundancia del 77,50 % y el 37 del 22,50 %:

$$m_{relativa}(Cl) = \frac{35 \cdot 77,50 + 37 \cdot 22,50}{100} = 35,45$$

Sin embargo, no hay ningún átomo de cloro que tenga esa masa (ni tampoco en otros elementos, salvo que el elemento no tenga isótopos, caso muy poco habitual, y todos los átomos tengan la misma masa).

Su valor indica cuántas veces tiene más masa un átomo de un elemento químico que la masa que se toma como referencia. Inicialmente se tomó como patrón la masa del átomo de hidrógeno, pero actualmente es la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono. La diferencia es muy pequeña: 1,0000 o 1,008 para la masa atómica relativa del H.

El orden creciente de número atómico por el que se ordenan los elementos en la tabla se reproduce en el orden de masas atómicas, salvo en tres excepciones: Ar-K, Co-Ni y Te-I, pares en los que el segundo elemento, que va detrás en la tabla, tiene menos masa que el primero.

La unidad de masa atómica

Inicialmente se tomó como patrón de referencia de masas a escala atómica (unidad de masa atómica, uma ó u) la masa del átomo de hidrógeno, pero actualmente el patrón es la doceava parte de la masa atómica del isótopo 12 del carbono.

La masa real de la uma es $1,66 \cdot 10^{-24}$ g.

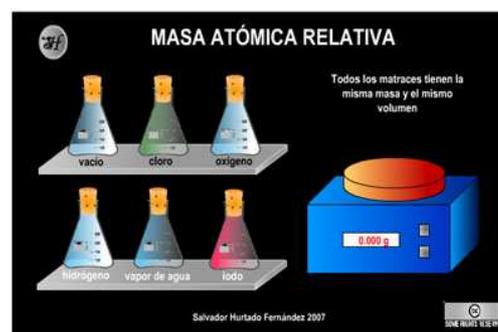
La masa de los iones

La **masa de los átomos y la de los iones que forman se consideran iguales**, ya que la diferencia es la masa de los electrones ganados o perdidos, despreciable en comparación con la masa del átomo neutro. Es decir, si la masa relativa del Na es 23, la del ión Na^+ también es 23.

3.1 Una escala de masas relativas

¿Cómo se determina la escala de masas atómicas relativas?

Vas a trabajar con la simulación siguiente. Observa que hay seis erlenmeyers iguales (misma masa y volumen). Uno de ellos está vacío, y los otros cinco tienen gases diferentes (cloro, oxígeno, hidrógeno, vapor de agua y yodo), de forma que su temperatura y la presión que producen es la misma.



Según el modelo de partículas de la materia que ya conoces, la presión está originada por el movimiento desordenado de las partículas del gas al chocar con las paredes del recipiente que las contiene. Como la temperatura es la misma, la energía del choque es la misma en todos los casos. Luego si la presión tiene el mismo valor, se debe a que en todos los recipientes hay el mismo número de partículas. Este razonamiento se conoce como **hipótesis de Avogadro**.

Una escala de masas relativas

De acuerdo con las medidas anteriores, la masa de gas en el recipiente que contiene cloro (m) es el número de partículas que hay de cloro (N) por la masa de cada una de ellas (M). Lo mismo sucede en el resto de los gases, considerando que **N es el mismo en todos los casos pero M es diferente**.

$$m(\text{cloro}) = N(\text{cloro}) \cdot M(\text{cloro}) = 0,887 \text{ g}$$

$$m(\text{oxígeno}) = N(\text{oxígeno}) \cdot M(\text{oxígeno}) = 0,400 \text{ g}$$

$$m(\text{hidrógeno}) = N(\text{hidrógeno}) \cdot M(\text{hidrógeno}) = 0,025 \text{ g}$$

$$m(\text{vapor de agua}) = N(\text{vapor de agua}) \cdot M(\text{vapor de agua}) = 0,215 \text{ g}$$

$$m(\text{yodo}) = N(\text{yodo}) \cdot M(\text{yodo}) = 3,169 \text{ g}$$

Como en el erlenmeyer que contiene hidrógeno hay la menor masa de gas, la partícula de hidrógeno es la de menor masa, y, por tanto, se toma como referencia: vas a determinar cuántas veces tiene más masa cada una de las otras cuatro partículas que la de hidrógeno.

Para ello, divides la igualdad de cada gas por la del hidrógeno, de la forma siguiente para el cloro:

$$\frac{0,887 \text{ g}}{0,025 \text{ g}} = \frac{N M(\text{cloro})}{N M(\text{hidrógeno})} = \frac{M(\text{cloro})}{M(\text{hidrógeno})} = 35,48$$

El dato de masa atómica relativa del cloro que aparece en la tabla periódica es muy aproximadamente 35,48, aunque ningún átomo de cloro tiene esa masa.

Debes tener en cuenta que las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno y yodo son biatómicas, por lo que si hay N moléculas también hay $2N$ átomos, pero la relación anterior no varía.

3.2 Medida de la masa de las partículas

La unidad de masa atómica

La masa real de un átomo de un elemento se mide en **unidades de masa atómica** (cuyo símbolo se escribe **u** o **uma**) que es la masa real tomada como referencia a escala atómica.

De esta forma, se puede decir que la masa atómica relativa del cobre es 63,54, y que su masa real es de 63,54 u.

La masa real de las partículas

Para saber la masa real de un átomo, molécula o ión solamente necesitas saber qué masa real tiene la unidad de masa atómica, cuyo valor es de $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

Es decir, en el caso anterior: $m(\text{Cu}) = 63,54 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g}$

¿Cuántos átomos hay en un gramo de cobre? Acabas de ver que un átomo de cobre tiene una masa de $1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g}$. Por tanto, no tienes mas que plantear la proporción siguiente:

$$\frac{1 \text{ átomo de Cu}}{1,055 \cdot 10^{-22} \text{ g}} = \frac{N \text{ átomos}}{1 \text{ g}}; \quad N = 9,48 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Cu}$$

Esto supone que para tener un gramo de cobre hacen falta $9,48 \cdot 10^{21}$ átomos, que son nada menos que 9480 trillones de átomos. ¡La masa de los átomos es realmente muy pequeña!

El número de Avogadro

Si en lugar de calcular el número de átomos que hay en un gramo de hierro quieres determinar el número que hay en 55,85 gramos de Fe (es decir, en una masa en gramos numéricamente igual a su masa atómica relativa), no tienes mas que cambiar el número 1 por 55,85 en la proporción resuelta antes. El resultado obtenido es $6,023 \cdot 10^{23}$.



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

Y si repites el cálculo con cualquier otro átomo o molécula, siempre sale ese número de partículas $6,023 \cdot 10^{23}$. Es decir, en una masa de cualquier sustancia igual a su masa atómica o molecular relativa (según sea átomo o molécula) hay $6,023 \cdot 10^{23}$ átomos o moléculas. Ese número tiene una importancia extraordinaria en Química y recibe el nombre de **número de Avogadro**.

4. El enlace entre los átomos

¿Por qué se unen los átomos?

Los únicos átomos que existen libres en la naturaleza son los de los gases nobles, que se utilizan en iluminación decorativa. Como tiene su última capa electrónica completa, su situación es muy estable y no cambia.

Sin embargo, el resto de átomos tiende a completar su última capa (**regla del octeto**), porque esa situación es la más estable.

¿Cómo quedan unidos los átomos?

Las **fuerzas** que mantienen unidos los átomos son **de naturaleza electrostática**.

Si dos átomos están separados, no interaccionan, pero si se acercan aparecen fuerzas electrostáticas entre los núcleos y los electrones de los dos átomos (atractivas entre el núcleo de un átomo y los electrones del otro, y repulsivas entre los núcleos de los dos átomos por un lado y entre los electrones de ambos átomos por otro).

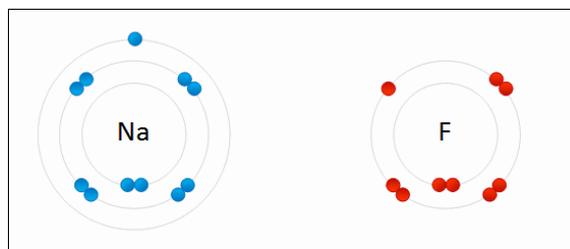
Hay tres mecanismos fundamentales de unión de átomos, **tres tipos de enlace**.

Enlace iónico

Si los átomos tienen pocos electrones en la capa más externa (entre 1 y 4), los pierden con facilidad, formando cationes (iones positivos). Es lo que les sucede a los elementos metálicos.

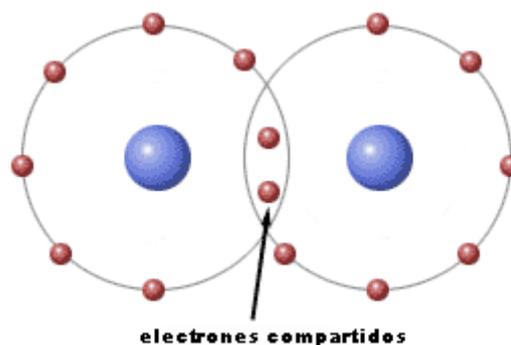
Si los átomos necesitan pocos electrones para completar su capa más externa (también entre 1 y 4), los ganan, dando lugar a aniones (iones negativos). Este comportamiento lo tienen los elementos no metálicos.

En general, los átomos se ionizan perdiendo o ganando electrones para tener completa la última capa electrónica, de forma que los electrones que pierde un átomo para formar un catión los gana otro dando lugar a un anión.



Enlace covalente

Pero si se ponen en contacto sustancias cuyos átomos necesitan ganar electrones para completar sus capas más externas, no puede haber transferencia de electrones, porque ningún átomo puede perderlos. La solución consiste en compartirlos, de manera que inicialmente cada uno de los dos átomos tenía un electrón propio, y al unirse los dos electrones pertenecen a la vez a los dos átomos, los comparten. Se dice que el enlace es covalente, por compartición de electrones.



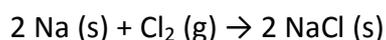
Enlace metálico

En este caso a todos los átomos les sobran electrones. Se trata del caso más complejo y solamente verás un modelo de enlace metálico muy sencillo aunque incompleto.

4.1 Enlace iónico

¿De dónde salen los electrones que necesitan los no metales para completar su capa más externa? Como ya has visto, de los que pierden los metales cuando vacían su capa electrónica exterior.

Por tanto, si se mezclan en un recipiente una sustancia como el sodio, que tiene una gran tendencia a perder el electrón de su capa más externa, con el cloro, que necesita un electrón para completarla, la reacción se producirá con facilidad, transfiriéndose el electrón del sodio, que lo pierde, al cloro, que lo gana.



La reacción tiene tanta tendencia a producirse que resulta casi explosiva, produciéndose un gran desprendimiento de energía en forma de luz y calor.

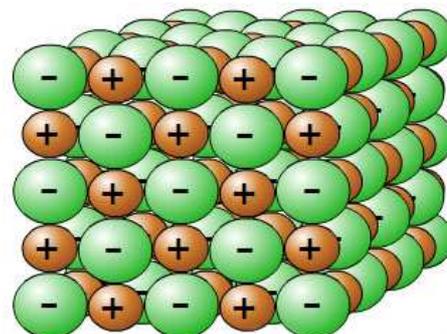
Si te fijas en la simulación, observarás que en realidad no se forma un par de iones de cada tipo (Na^+ y Cl^-), sino que se forma una gran cantidad de cada uno de ellos, según cuál sea la cantidad de reactivos que se hayan transformado.

Toda esa enorme cantidad de iones se distribuye de una forma regular, muy ordenada, equilibrándose las fuerzas electrostáticas atractivas y repulsivas, dando lugar a una **estructura gigante**. Se le suele llamar también cristal, pero ese nombre puede dar lugar a errores, porque en muchos casos no tienen aspecto cristalino.

La fórmula de las sustancias iónicas

Cuando el sodio reacciona con el cloro, cada átomo de sodio pierde un electrón, que gana un átomo de cloro para formar el par de iones Na^+ y Cl^- .

Pero si en lugar de sodio reacciona magnesio, pierde los dos electrones que tiene en la capa más externa, formando el ión Mg^{2+} . Por tanto, reaccionará con dos átomos de cloro, dando lugar a dos iones Cl^- . La fórmula de la sustancia formada será MgCl_2 . En un trozo de cloruro de magnesio habrá una enorme cantidad de los dos tipos de iones, pero habrá el doble de iones Cl^- que de iones Mg^{2+} . Por eso, la fórmula indica la **proporción de iones en la sustancia**.



Significado de la fórmula de las sustancias iónicas

La fórmula indica la proporción de iones de cada tipo en la sustancia.

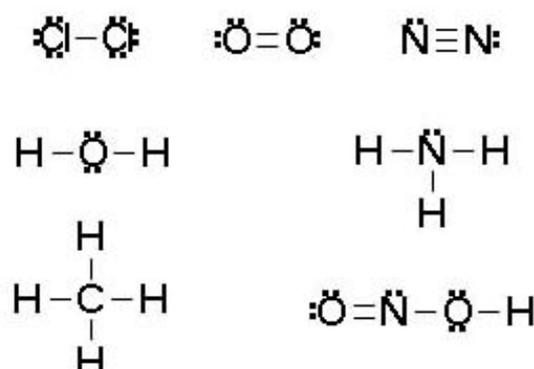
4.2 Enlace covalente

En este caso, los dos átomos que se van a enlazar necesitan electrones, por lo que los comparten para completar sus capas electrónicas más externas respectivas. Se llama **valencia** al número de enlaces formados y el enlace recibe el nombre de covalente.

La forma más sencilla de justificar la formación de sustancias con enlaces covalente es utilizar las **estructuras electrónicas de Lewis**. Como cada uno de los dos átomos unidos aporta un electrón al par compartido, se suele trabajar directamente con pares de electrones.

¿Cómo se representan las estructuras de Lewis?

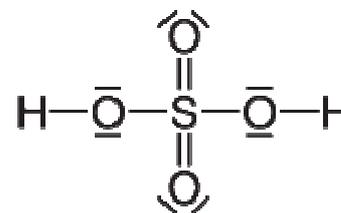
- Se determina el número de electrones de la capa más externa de todos los átomos de la sustancia (1 en H, 4 en C, 5 en N, 6 en O, 7 en Cl, etc) y se establece el número total de pares de electrones a distribuir.
- Se colocan los átomos unidos entre sí por un par de electrones. Las distribuciones espaciales de átomos suelen ser simétricas.
- El número de pares resultante se reparte entre todos los átomos de manera que se cumpla la regla del octeto.



- Cada par de electrones se representa por dos puntos o una raya.
- Si no hay suficiente número de pares de electrones, se utilizan enlaces dobles o triples para alcanzar el octeto.

La regla del octeto no siempre se cumple

La regla del octeto tiene excepciones: hay moléculas en las que el átomo central está rodeado por 2, 3, 5 o 6 pares de electrones, por lo que no se cumple la regla del octeto.



Por ejemplo, el azufre está rodeado por seis pares de electrones en el H_2SO_4 , el nitrógeno por cinco en el ácido nítrico (HNO_3), pero el boro solamente por tres pares en el BF_3 , y el berilio por dos en el $BeCl_2$. ¡Y en todos los casos se trata de moléculas estables!

Moléculas y estructuras gigantes covalentes

Los enlaces covalentes dan lugar habitualmente a moléculas. Las sustancias moleculares constituyen un porcentaje superior al 95% entre todas las sustancias conocidas hoy en día.

Pero en unos pocos casos se forman sustancias cuyas propiedades no se parecen nada a las moleculares. Los casos más conocidos son la sílice (SiO_2) y el diamante (C). En esas sustancias no hay moléculas, sino que se forma una estructura gigante de átomos unidos mediante enlace covalente.



El número de enlaces que forman los átomos

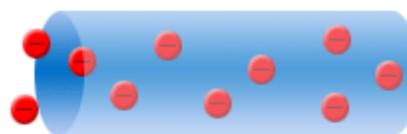
El **hidrógeno** forma un único enlace, por lo que solamente está unido a un átomo, y siempre está en los extremos de las moléculas.

El **oxígeno** forma dos enlaces, con dos átomos diferentes o con un único átomo, y entonces el enlace es doble.

El **carbono** forma cuatro enlaces. En algunos compuestos, dos de ellos son sencillos y uno doble.

4.3 Enlace metálico

El enlace que se produce en los metales es el más difícil de explicar. Sin embargo, hay un modelo sencillo que permite justificar la propiedad más característica de los metales, que es la conducción de la corriente eléctrica.



Ya sabes que para que haya corriente eléctrica en un material es necesario que haya un flujo de electrones todos en la misma dirección y sentido. Por tanto, debe haber **electrones con facilidad de movimiento** dentro de los metales, de manera que si se conectan los extremos de un tubo metálico a una diferencia de potencial (¡a un generador de corriente!), los electrones se mueven hacia el extremo positivo del generador y se produce corriente eléctrica.

Los metales forman estructuras gigantes en las que los átomos están ordenados en una red tridimensional. Como los átomos metálicos tienen pocos electrones en la capa más externa, tienden a perderlos para quedarse con su capa más externa completa (regla del octeto). Se forman iones positivos y quedan electrones libres, que se mueven desordenadamente dentro del metal como si fueran las partículas de un gas (por esa razón se llama **modelo del gas electrónico**). Y al actuar una diferencia de potencial, los electrones se desplazan todos en un sentido y hay corriente eléctrica.

4.4 Tipos de sustancia y tipos de enlace

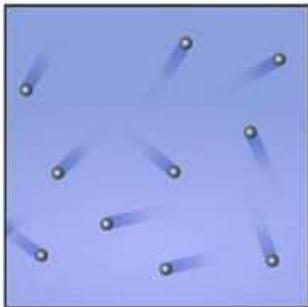
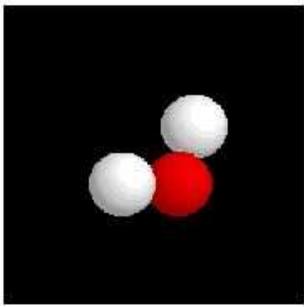
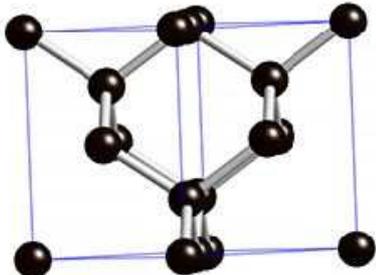
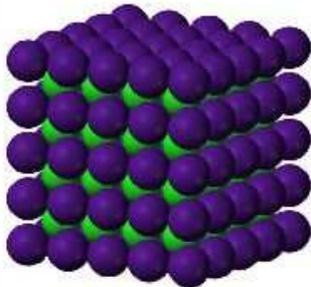
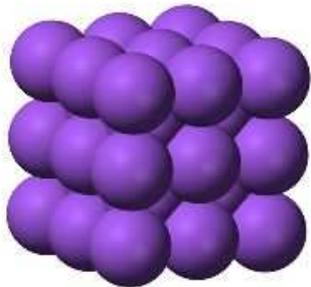
Los átomos de los gases nobles no forman ningún tipo de enlace, dado que su estructura electrónica es muy estable y no tienen tendencia a alterarse. Por esa razón, un recipiente con un gas noble no contiene más que átomos libres (Ne).

Pero si se forma una sustancia mediante enlace iónico, los iones se organizan en una estructura gigante (NaCl).

Si en la sustancia los átomos se unen mediante enlace covalente, hay dos posibilidades: que se formen moléculas (H₂O) o que los átomos se organicen en una estructura gigante (C diamante).

Por último, si la sustancia es metálica, hay iones del metal dando lugar a una estructura gigante y electrones deslocalizados, libres (Cu).

Fíjate en que hay **tres tipos de enlace, cuatro tipos de sustancias, tres tipos de partículas y dos tipos de estructuras**.

<p>Partículas individuales (a la derecha)</p> <p>Estructuras gigantes (debajo)</p>	 <p>Neón (Ne)</p>	 <p>Agua (H₂O)</p>
 <p>Diamante (C)</p>	 <p>Cloruro de sodio (NaCl)</p>	 <p>Cobre (Cu)</p>

Enlace	Tipo de sustancia	Partículas	Estructura
Iónico	Iónica	Iones	Gigante
Metálico	Metálica	Átomos	Gigante
Covalente	Molecular Covalente	Moléculas Átomos	Partículas Gigante

5. Las propiedades de las sustancias

El estudio experimental de las propiedades de las sustancias permite clasificarlas en cuatro grupos: iónicas, moleculares, covalentes y metálicas.

El estado sólido es el único en que se dan los cuatro tipos de sustancias: si se trata de un gas, seguro que es una sustancia molecular; y también si es líquida, excepto que sea mercurio, que tiene un aspecto y propiedades tan características que se reconoce con facilidad.

En la imagen tienes algunas sustancias muy habituales, clasificadas por tipo de enlace y de sustancia.



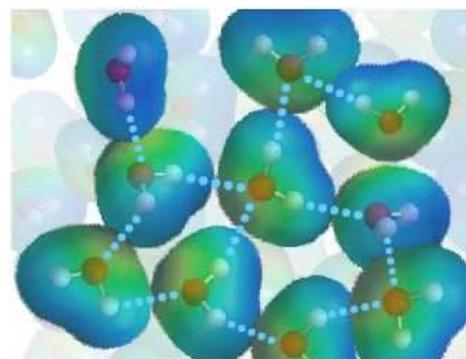
Las propiedades de las sustancias dependen de las características de las estructuras formadas.

Así, para separar los iones de una red iónica hay que vencer fuerzas electrostáticas, muy intensas.

También son muy intensos los enlaces covalentes que hay que romper para destruir una red covalente como la del diamante.

Fuerzas intermoleculares

Sin embargo, para separar moléculas hay que vencer interacciones mucho más débiles, las **fuerzas intermoleculares**. Hay un tipo particular muy importante de fuerzas intermoleculares llamadas **puentes de hidrógeno**, que unen moléculas en las que hay H unido a O o N: se dice que esos enlaces están polarizados, ya que el O y el N atraen al par de electrones del enlace covalente con mucha mayor intensidad que el H, por lo que en esos enlaces hay una cierta separación de cargas, con el extremo positivo en el H y



el negativo en el O o en el N. Debido a esa separación de cargas las moléculas se orientan unas con respecto a otras, atrayéndose y estableciéndose un cierto orden entre ellas, como puedes ver en la simulación.

Entre todas las moléculas hay fuerzas de atracción llamadas **dispersivas**, que son mayores cuanto mayor es la masa de las moléculas, y que permiten explicar la existencia de sustancias moleculares en estado líquido o sólido.

Por esta razón, los puntos de fusión y ebullición de las sustancias moleculares son apreciablemente menores, salvo excepciones, que los de las sustancias iónicas, covalentes y metálicas.

La fuerzas intermoleculares entre moléculas de importancia biológica

Las sustancias que forman la materia viva están formadas por moléculas (azúcares, proteínas, etc). Su actividad biológica depende en gran medida de cómo interaccionan entre ellas, es decir, del tipo e intensidad de sus fuerzas intermoleculares.

Comparación de las propiedades de las sustancias

En la tabla siguiente puedes ver las propiedades de los diferentes tipos de sustancias.

		IÓNICA	MOLECULAR	COVALENTE	METÁLICA
	Tipo de enlace	Iónico	Covalente	Covalente	Metálico
	Fuerza de enlace entre partículas	Atracción electrostática catión-anión	Intermoleculares	Enlaces covalentes	Atracción electrostática cationes-electrones de la nube
1	Dureza	Alta	Baja	Alta	Variable
2	Estado natural (25°C y 1 atm)	Sólidos	Gas, líquido o sólido	Sólido	Sólido (excepto Hg)
3	Puntos de fusión y de ebullición	Altos	Bajos	Muy altos	Altos
4	Solubilidad en agua	Si	Variable	No	No
5	Conductividad de la corriente eléctrica	Sólidos no Fundidos o disueltos sí	No	No	Si
		NaCl, CaCO ₃	Cl ₂ , HCl, azúcar	Diamante (C) Sílice (SiO ₂)	Cu, Fe

Identificación de sustancias

Dadas las propiedades de una sustancia es posible clasificarla según su tipo e incluso reconocerla entre varias.

Por ejemplo, si una sustancia tiene un punto de fusión de -15 °C, es blanquecina y no conduce la corriente eléctrica, puedes asegurar que es molecular, ya que no es sólida a temperatura ambiente (¡ha fundido a 15 bajo cero!) y por ser blanquecina no es mercurio, que tiene aspecto metálico.

6. Nomenclatura y formulación

A mitad de 2012 se conocen más de 60 millones de sustancias, por lo que es imprescindible un sistema de nomenclatura para asignar un nombre a cada una de ellas que permita identificarlas.

En la Física y Química de 3º de ESO aprendiste el nombre de las sustancias de la tabla siguiente.

agua H ₂ O	agua oxigenada H ₂ O ₂	amoníaco NH ₃	dióxido de carbono CO ₂	ácido clorhídrico HCl
ácido carbónico H ₂ CO ₃	ácido nítrico HNO ₃	ácido sulfúrico H ₂ SO ₄	cloruro de sodio NaCl	hidróxido de sodio NaOH
carbonato de calcio CaCO ₃	bicarbonato de sodio NaHCO ₃	sulfato de cobre CuSO ₄	nitrato de amonio NH ₄ NO ₃	hipoclorito de sodio NaClO

Además, te hiciste una idea de cómo es el sistema de nomenclatura utilizado por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry) con dos tipos de compuestos en los que su uso resulta muy sencillo: los óxidos, los hidróxidos y las sales binarias.

Óxidos: están formados por cualquier elemento y oxígeno. No tienes más que indicar el número de átomos de cada tipo que hay en la sustancia (SO_3 : trióxido de azufre). Utiliza los prefijos di, tri, tetra, penta, hexa, etc. No se utiliza el prefijo mono para indicar un grupo, excepto en el CO , que se llama monóxido de carbono.



Hidróxidos: están formados por un átomo de metal unido al grupo OH. Siempre hay solamente un átomo de metal, por lo que no tienes más que indicar el número de grupos hidróxido que hay ($\text{Mg}(\text{OH})_2$: dihidróxido de magnesio).

Sales binarias: están formadas por un metal, que se escribe en primer lugar, y por un no metal, que se escribe a la derecha. Los no metales implicados son solamente cinco, formando los iones F^- (fluoruro), Cl^- (cloruro), Br^- (bromuro), I^- (ioduro) y S^{2-} (sulfuro). Se nombran como en los casos anteriores: el K_2S es el sulfuro de dipotasio.

Tipos de sustancias para nombrar y formular

Aunque hay muchos más tipos, solamente vas a ver cómo se nombran y formulan los siguientes tipos de compuestos:

Tipo	Características	Fórmula general
óxido	oxígeno unido a metal o no metal	$\text{M}_2\text{O}_x, \text{N}_2\text{O}_x$
hidróxido	metal unido a grupo OH	$\text{M}(\text{OH})_x$
hidruro	metal o no metal unido a hidrógeno	MH_x, NH_x
sal binaria	metal unido a no metal	M_xN_y
ácido oxoácido	no metal con oxígeno e hidrógeno	$\text{N}_x\text{O}_y\text{H}_z$
sal ternaria	anión de ácido oxoácido unido a metal	$\text{N}_x\text{O}_y\text{M}_z$

El símbolo M indica que se trata de un metal, y N que es un no metal. Los subíndices explicitan el número de átomos de cada tipo que hay en el compuesto.

El **número de enlaces que forma un átomo** se llama **valencia**. El **hidrógeno** forma siempre un enlace, y por eso se dice que **su valencia es I**. La **valencia del oxígeno es II**. La mayoría de los elementos tienen más de una valencia. Por ejemplo, los alcalinos siempre tienen valencia I, el aluminio tiene valencia III, pero el hierro tiene valencias II y III.

Sistemas de nomenclatura

Hay tres sistemas de nomenclatura admitidos por la IUPAC:

- **Sistemática:** se indica el **número de átomos de cada tipo** que hay en el compuesto. Es el que viste el curso pasado.
- **De stock:** se indica la **valencia de los elementos** que tengan más de una (no es necesario indicarla para H, N, Al, alcalinos, etc).
- **Tradicional:** sigue unas reglas con sufijos algo más complejas, pero se sigue usando sobre todo en ácidos oxoácidos y sales ternarias.

6.1 Compuestos binarios

En todos los casos se trata de que los dos átomos o grupos unidos formen el mismo número de enlaces uno con otro.

Óxidos

Como el oxígeno forma dos enlaces con el otro elemento, si éste tiene valencia I (solamente forma un enlace) harán falta dos átomos para unirse al oxígeno, pero solamente uno si tiene valencia II. Y si el elemento tiene valencia IV, harán falta dos átomos de oxígeno para unirse al elemento (cada oxígeno formará dos enlaces, y los dos formarán cuatro en total).

Si el elemento tiene valencias III o V, harán falta tres o cinco átomos de oxígeno por cada dos del otro elemento.

Na: el sodio forma un enlace y el oxígeno dos, formándose Na_2O (óxido de disodio, óxido de sodio (I)).

Mg: el magnesio forma dos enlaces, y se origina MgO (óxido de magnesio, óxido de magnesio (II)).

C: el carbono forma cuatro enlaces, dando lugar a CO_2 (dióxido de carbono, óxido de carbono (IV)).

Al: el aluminio tiene valencia III y el oxígeno II; en total se deben formar 6 enlaces (mínimo común múltiplo de 3 y 2), por lo que hacen falta 2 átomos de Al (que forman 6 enlaces) y 3 de O (que también forman 6 enlaces). La sustancia resultante es Al_2O_3 (trioxido de dialuminio, óxido de aluminio (III)).

Hidróxidos

Como el oxígeno forma dos enlaces y el hidrógeno solamente uno (-O-H), el grupo OH forma un enlace y tiene valencia I.

Na: NaOH , hidróxido de sodio o hidróxido de sodio (I).

Ca: Ca(OH)_2 , dihidróxido de calcio o hidróxido de calcio (II).

Fe: Fe(OH)_2 , dihidróxido de hierro o hidróxido de hierro (II), Fe(OH)_3 , trihidróxido de hierro o hidróxido de hierro (III).

Pb: Pb(OH)_2 , dihidróxido de plomo o hidróxido de plomo (II), Pb(OH)_4 , tetrahidróxido de plomo o hidróxido de plomo (IV).

Hidruros

Se nombran como hidruros, pero hay algunos hidruros de no metal que tienen nombres tradicionales o vulgares que están admitidos y se siguen utilizando.

Ca: CaH_2 , dihidruro de calcio o hidruro de calcio (II).

Al: AlH_3 , trihidruro de aluminio o hidruro de aluminio (III).

N: NH_3 , trihidruro de nitrógeno, hidruro de nitrógeno (III), amoniaco.

Cl: HCl , hidruro de cloro, hidruro de cloro (I), cloruro de hidrógeno, ácido clorhídrico.

H_2O	agua	HF	ácido fluorhídrico
NH_3	amoniaco	HCl	ácido clorhídrico
CH_4	metano	HBr	ácido bromhídrico
H_2S	ácido sulfhídrico	HI	ácido iodhídrico

Sales binarias

Se nombran a partir del no metal, que es uno de los cinco elementos de los ácidos hidrácidos anteriores (S, F, Cl, Br y I), con la terminación -uro. El S forma dos enlaces mientras que los halógenos solamente forman uno.

Estos compuestos se derivan de los ácidos hidrácidos, sustituyendo el hidrógeno por metal.

S: Na_2S , sulfuro de disodio, sulfuro de sodio (I).

S: Ni_2S_3 , trisulfuro de diníquel, sulfuro de níquel (III).

Cl: KCl , cloruro de potasio, cloruro de potasio (I).

Br: FeBr_3 , tribromuro de hierro, bromuro de hierro (III).

I: SnI_4 , tetraioduro de estaño, ioduro de estaño (IV).

6.2 Compuestos ternarios

Ácidos oxoácidos

En este caso se utiliza la nomenclatura tradicional. Fíjate en el caso del H_2SO_4 , que es un ácido muy habitual. Se llama ácido sulfúrico, cuando su nombre IUPAC es tetraoxosulfato (VI) de hidrógeno.

Como hay muy pocos ácidos, lo más práctico es aprender su nombre en la tabla siguiente, que además te facilitará saber nombrar las sales ternarias.

Fíjate en que la tabla de ácidos presenta muchas regularidades: siempre hay un átomo del no metal, todos los ácidos del mismo elemento tienen igual número de hidrógenos (uno o dos) y el número de oxígeno disminuye de uno en uno.

El nombre proviene de la nomenclatura tradicional, con sufijos **-ico** y **-oso**, y prefijos **per-** e **hipo-**.

Ácidos oxoácidos			
H₂CO₃ (Si) ácido carbónico			
HNO₃ (P) ácido nítrico	HNO₂ ácido nitroso		
H₂SO₄ ácido sulfúrico	H₂SO₃ ácido sulfuroso	H₂SO₂ ácido hiposulfuroso	
HClO₄ (Br, I) ácido perclórico	HClO₃ ácido clórico	HClO₂ ácido cloroso	HClO ácido hipocloroso

Sales ternarias

Se derivan de los ácidos oxoácidos, sustituyendo el hidrógeno por metal. Como tiene comportamiento ácido, liberan H⁺ y queda un ión negativo con tantas cargas como átomos de H tenía el ácido. Ese anión forma enlaces iónicos con cationes metálicos. El nombre del anión es el del ácido cambiando el sufijo **-ico** por **-ato** y **-oso** por **-ito**, como puedes ver en la tabla.

Aniones de los ácidos oxoácidos			
CO₃²⁻ (Si) carbonato			
NO₃⁻ (P) nitrato	NO₂⁻ nitrito		
SO₄²⁻ sulfato	SO₃²⁻ sulfito	SO₂²⁻ hiposulfito	
ClO₄⁻ (Br, I) perclorato	ClO₃⁻ clorato	ClO₂⁻ clorito	ClO⁻ hipoclorito

¿Qué sal forman el HNO₃ y el Na? El HNO₃ da lugar al NO₃⁻, y el Na al Na⁺ (tiene valencia I, al tener el Na un único electrón en la capa más externa). Por tanto, reacciona un ión de cada tipo y la sal resultante es neutra: NaNO₃, nitrato de sodio (I).

Reactivos	Iones	Sal	Nombre
H ₂ SO ₄ + Ca (II)	SO ₄ ²⁻ + Ca ²⁺	CaSO ₄	sulfato de calcio (II)
HClO ₄ + Fe (II)	ClO ₄ ⁻ + Fe ²⁺	Fe(ClO ₄) ₂	perclorato de hierro (II)
H ₂ CO ₃ + Na (I)	CO ₃ ²⁻ + Na ⁺	Na ₂ CO ₃	carbonato de sodio (I)
HNO ₂ + Pb (IV)	NO ₂ ⁻ + Pb ⁴⁺	Pb(NO ₂) ₄	nitrito de plomo (IV)
H ₂ SO ₂ + Al (III)	SO ₂ ²⁻ + Al ³⁺	Al ₂ (SO ₂) ₃	hiposulfito de aluminio (III)

7. Compuestos del carbono

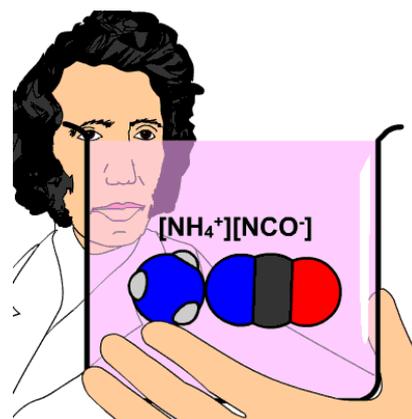
La urea y el vitalismo

El carbono es el elemento de la tabla periódica que forma más compuestos, con una enorme diferencia sobre todos los demás. Hasta hace casi dos siglos se pensaba que los compuestos que forma el carbono solamente existían en la materia viva, y que únicamente se podían obtener a partir de ella. Sin embargo, Whöler sintetizó urea a mitad del siglo XIX a partir de sustancias inorgánicas, terminando con la teoría vitalista vigente hasta entonces.

La urea, de fórmula $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, se produce cuando el cuerpo humano metaboliza las proteínas en el hígado. Se elimina por la orina (unos 30 g cada día).

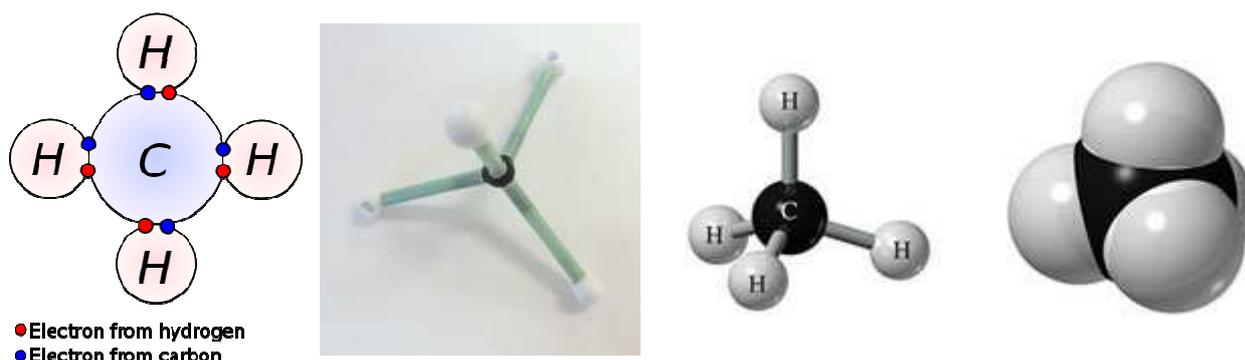
Se prepara comercialmente a partir de amoníaco y de CO_2 , y se utiliza sobre todo en la fabricación de fertilizantes agrícolas (el 90%). La producción mundial de urea en 2008 fue de 146 millones de toneladas.

Por esa razón ya no se usa el nombre de química orgánica, sino el de **química de los compuestos del carbono**.



Cadenas carbonadas

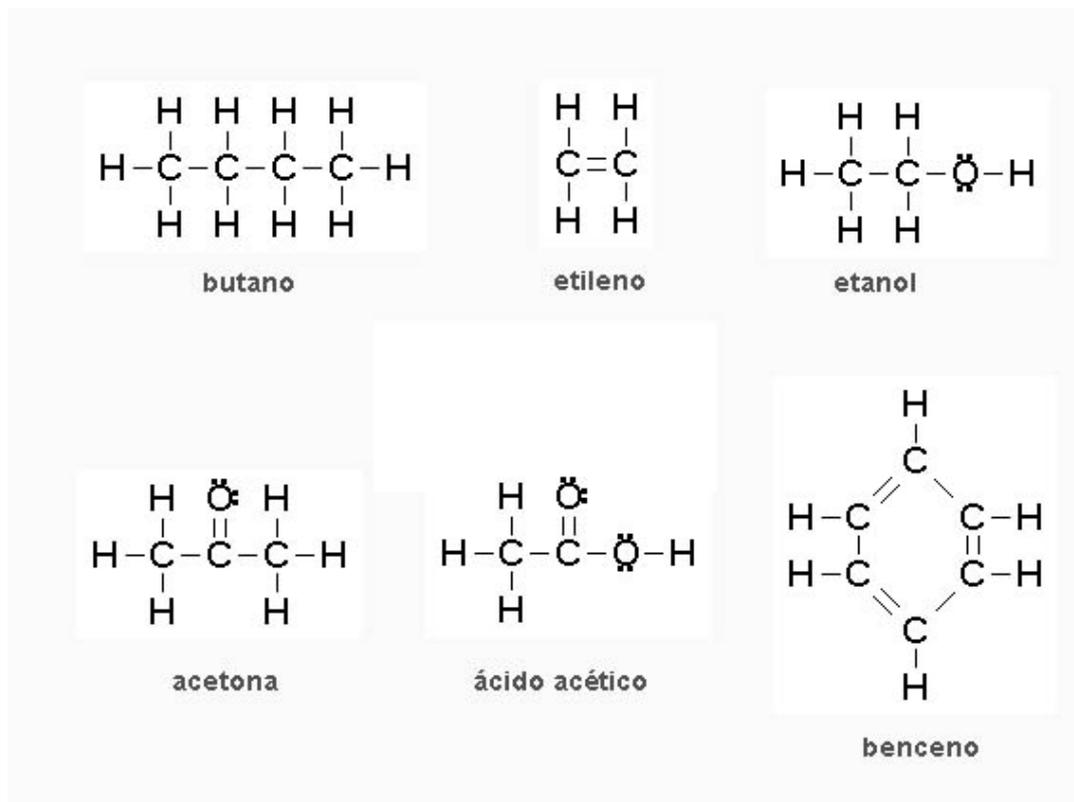
¿Por qué hay tantos compuestos del carbono? El carbono tiene como estructura electrónica C: 2, 4, por lo que le faltan cuatro electrones para completar la segunda capa electrónica. La forma más sencilla de hacerlo es compartir cuatro electrones con otros átomos, de manera que la molécula más sencilla que forma es el CH_4 , metano. En las imágenes siguientes puedes ver la forma de compartir electrones y tres modelos moleculares diferentes.



Pero si en lugar de unirse con un átomo de H lo hace con otro átomo de C, se forma una cadena de dos átomos de C, $\text{CH}_3\text{-CH}_3$, etano. Y si se sustituye otro H por C, se forma el $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-CH}_3$, propano. Es decir, se forman **cadenas carbonadas**, que pueden llegar a tener miles de átomos de carbono. Observa en la simulación siguiente cómo se pasa del metano al etano, al propano y al butano, alargando la cadena carbonada. Como el resto de los enlaces se realiza con hidrógeno, este tipo de compuestos se llama **hidrocarburos**.

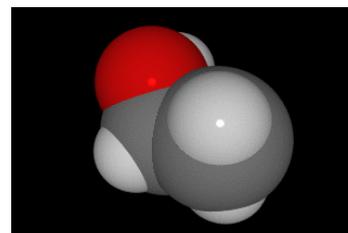
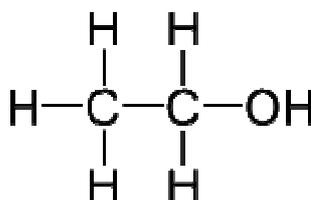
Estructuras electrónicas de Lewis

En la imagen puedes ver las estructuras electrónicas de Lewis de varios compuestos del carbono. Sigue el método que ya conoces para obtenerlas.



Las fórmulas de los compuestos del carbono

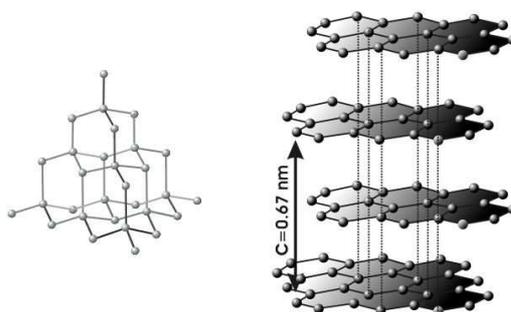
El etanol, o alcohol etílico, es la sustancia presente en las bebidas alcohólicas. Su **fórmula molecular** es C_2H_6O . Así escrita no aporta información sobre cómo están unidos los átomos en la molécula. Por esa razón se usa la **fórmula semidesarrollada**, que en este caso es CH_3-CH_2OH , en la que se



indican los enlaces de la cadena, y la **fórmula desarrollada**, en la que se detallan todos los enlaces entre átomos, como puedes ver en la imagen junto con un modelo molecular animado.

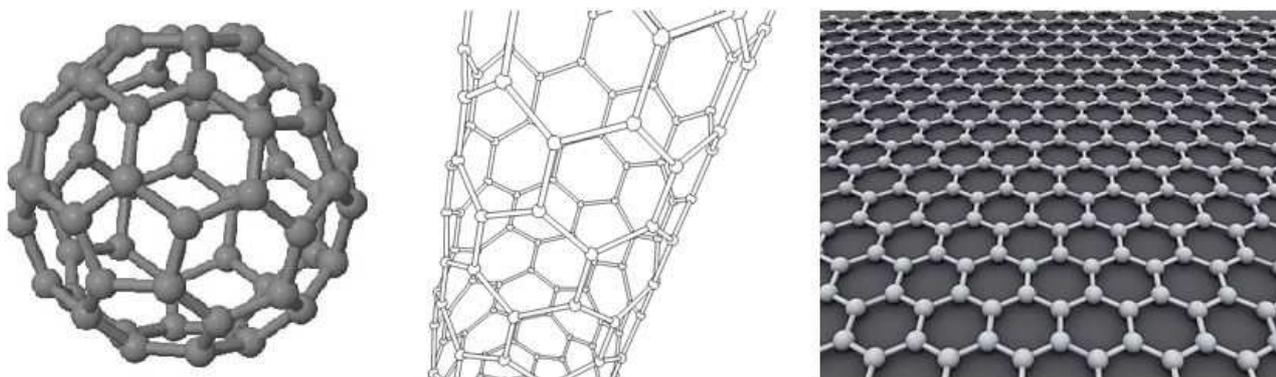
Formas alotrópicas del carbono

Ya has visto que el carbono se presenta en la naturaleza en forma de **diamante**, formando una estructura gigante en la que solamente hay átomos de carbono unidos entre sí mediante enlaces covalentes. Como son enlaces muy intensos entre los átomos, son difíciles de romper, y el diamante es la sustancia más dura en la escala de Mohs. Su uso principal es tanto en joyería como en herramientas de corte.



También se presenta en otra forma cristalina, el **grafito**, con anillos hexagonales de átomos de carbono, unidos por enlaces sencillos o dobles de forma alternada. Se forman láminas de anillos unidas entre sí por fuerzas más débiles, parecidas a las intermoleculares (cada lámina se puede considerar como una molécula muy grande), por lo que la dureza del grafito es menor. Se usa como conductor de la corriente eléctrica, para fabricar minas de lápiz, etc.

En los últimos años se han descubierto otras estructuras más complejas y que van a tener sin duda gran importancia en la tecnología: los **fullerenos** (más conocidos como futbolenos, debido a su forma de balón de fútbol), los **nanotubos de grafito** (láminas de grafito formando tubos) y, sobre todo, el **grafeno** (lámina monoatómica de grafito) cuyo uso va a revolucionar los sistemas informáticos y de comunicaciones en los próximos años.



Y todavía hay que considerar que el carbono forma **carbones** (hulla, antracita, lignito y turba), materiales de origen natural formados a partir de materia orgánica, en los que los átomos de carbono no tienen una estructura cristalina definida, y contienen más o menos impurezas de otros elementos.

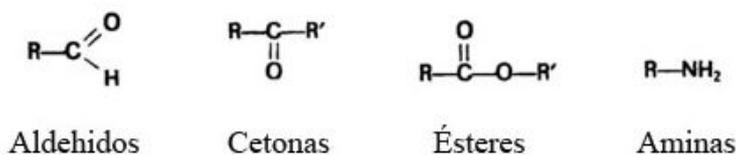
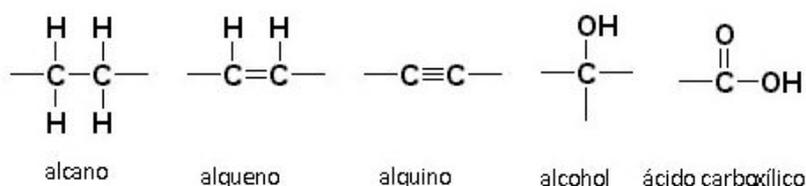


Su uso principal es como fuente de energía, ya desde la antigüedad y sobre todo desde la Revolución Industrial de finales del siglo XVIII.

8. Nomenclatura y formulación

Los elementos fundamentales de los compuestos del carbono son el **carbono** y el **hidrógeno**, pero también son frecuentes el **oxígeno** en alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos y ésteres, y el **nitrógeno** en aminas.

Este curso solamente vas a aprender a nombrar y formular tres tipos de sustancias: **hidrocarburos**, **alcoholes** y **ácidos** y a reconocer los otros cuatro tipos de compuestos.



Como puedes ver, hay tres tipos de hidrocarburos: alcanos, con enlaces sencillos entre átomos de carbono; alquenos, si hay algún enlace doble, y alquinos, con al menos un enlace triple.

La parte de la molécula característica de los alcoholes (el **grupo funcional**) es el grupo -OH, mientras que la de los ácidos es el grupo -COOH.

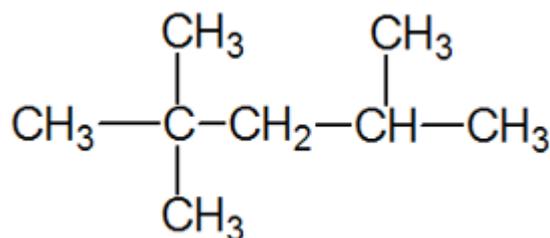
Las cadenas carbonadas se nombran con un **prefijo** que tiene en cuenta el número de átomos de la cadena y con un **sufijo** que indica el tipo de compuesto.

Átomos de C	Prefijo	Tipo de compuesto	Sufijo
1	met-	alcano	-ano
2	et-	alqueno	-eno
3	prop-	alquino	-ino
4	but-	alcohol	-ol
5	pent-	ácido	-oico
6	hex-		
7	hept-		
8	oct-		

Las cadenas carbonadas pueden ser lineales o ramificadas como la de la figura. Para nombrar la sustancia solamente hay que tener en cuenta la ramificación (-CH₃ se llama metilo y **se nombra metil**, y -CH₂-CH₃ se llama etilo y **se nombra etil**) y el número de orden del carbono en el que se encuentra.

Posición del grupo funcional y de los sustituyentes

En los alquenos, los alquinos y los alcoholes hay que indicar la posición del enlace múltiple o el grupo-OH. Si hay ramificaciones, también hay que indicar su posición. Se trata de que esos indicadores de posición tengan el menor número posible, comenzando a contar por el lado de la molécula que sea necesario. En todo caso, **tiene preferencia el número de posición menor del grupo funcional** (enlace múltiple o -OH).



El hidrocarburo ramificado de la imagen recibe el nombre de 2,2,4-trimetilpentano.

En la simulación puedes ver diferentes hidrocarburos, alcoholes y ácidos, además de otros tipos de compuestos. Puedes girar las moléculas pulsando sobre ellas con el ratón, y también modificar su tamaño. Fíjate en las alternativas para indicar la posición del grupo funcional en los alcoholes

Fíjate en las alternativas para indicar la posición del grupo funcional en los alcoholes (propan-1-ol o bien 1-propanol) y en el nombre vulgar de algunas sustancias (ácido etanoico o acético).

En las imágenes siguientes tienes las fórmulas y nombres de algunos alcoholes y ácidos carboxílicos.

CH ₃ OH	Metanol	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{COH} - \text{CH}_3 \end{array}$	2-metil-2-propanol
CH ₃ - CH ₂ OH	Etanol		
CH ₃ - CHOH - CH ₃	2-propanol		
CH ₃ - CH ₂ -CH ₂ OH	1-propanol	CH ₂ OH - CHOH - CH ₂ OH	1,2,3-propanotriol (glicerina)
HCOOH	Ácido metanoico (ácido fórmico)	CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Ácido butanoico (ácido butírico)
CH ₃ - COOH	Ácido etanoico (ácido acético)	HOOC - COOH	Ácido etanodioico (ácido oxálico)
CH ₂ = CH - COOH	Ácido 2-propenoico (ácido acrílico)	CH ₃ -CHOH - COOH	Ácido 2-hidroxiopropanoico (ácido láctico)

9. Hidrocarburos y fuentes de energía

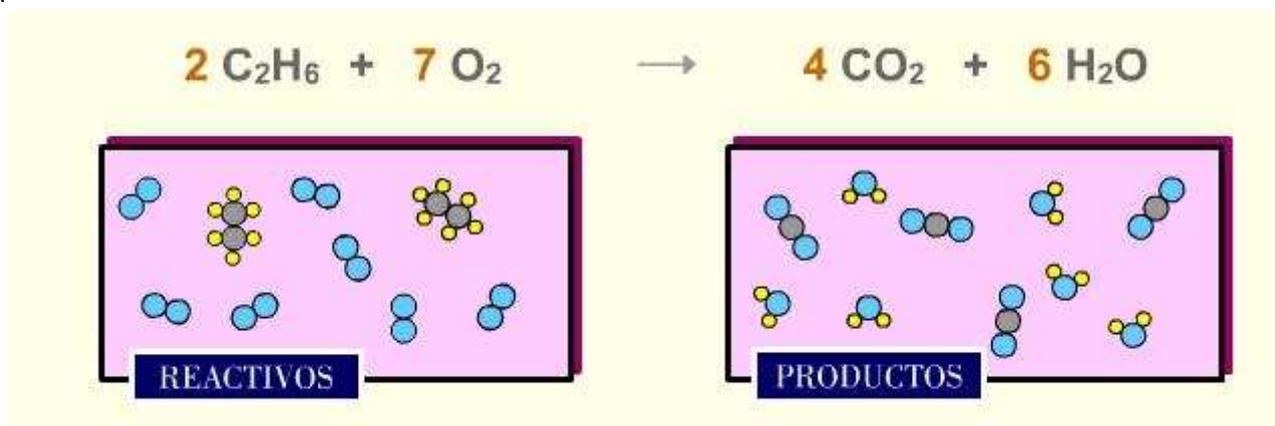
Los hidrocarburos se utilizan como **fuentes de energía**, obtenida mediante reacciones de combustión. Se trata de reacciones exotérmicas, y la energía desprendida en forma de calor se puede utilizar directamente, como sucede en los quemadores de gas que se usan para cocinar, o bien se puede transformar en energía mecánica en los motores de los automóviles o en energía eléctrica en las centrales térmicas.



En las reacciones de combustión de los compuestos del carbono reacciona un compuesto del carbono, que es el combustible, con oxígeno, formándose dióxido de carbono y agua. Además, se desprende una muy apreciable cantidad de energía en forma de calor, por lo que se trata de una reacción exotérmica.

Por ejemplo, al quemar 1 kg de butano se desprende una cantidad de energía en forma de calor que podría elevar 10,9 °C la temperatura de 1000 litros de agua.

En la imagen tienes ajustada la reacción de combustión del etano y su representación a escala de partículas.

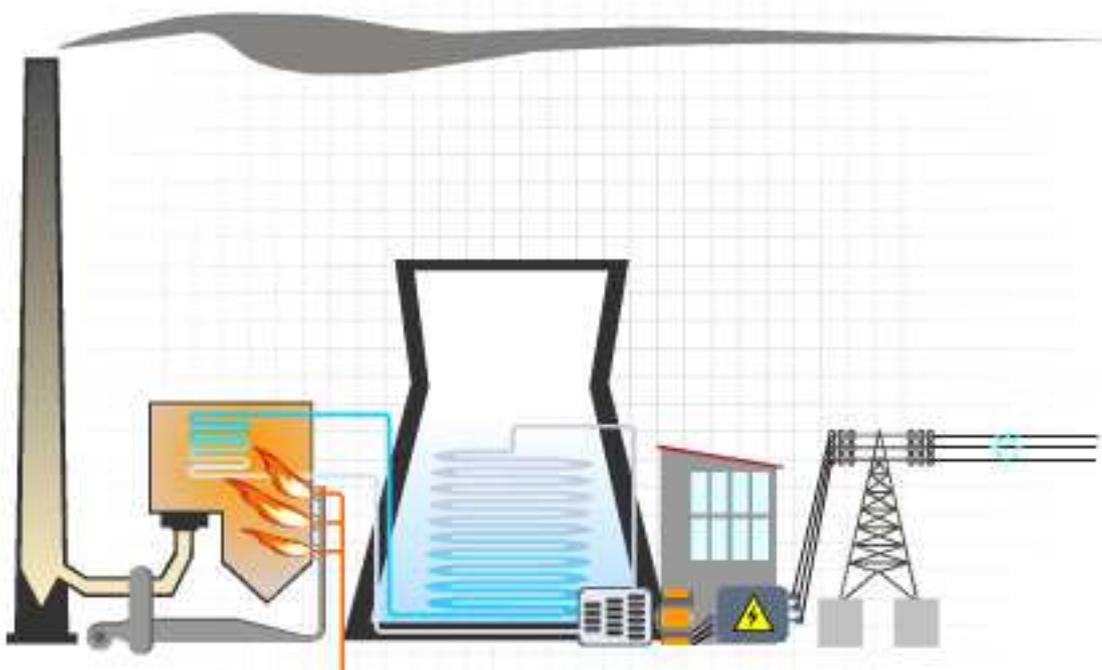


El principal problema que tienen los combustibles tradicionales como el carbón y los derivados del petróleo es que la cantidad que hay en la Tierra es limitada: son fuentes de energía no renovables.

Como la necesidad de energía se va incrementando año a año debido a la mejora de la calidad de vida y al desarrollo de países muy poblados (India y China fundamentalmente), es necesario desarrollar otras fuentes de energía que no se basan en la combustión, tales como la eólica (España es una potencia mundial en este sector), la fotovoltaica, la hidráulica, etc.

En las **centrales térmicas** se quema un combustible como carbón, gas ciudad (el componente mayoritario es metano) o gasoil. El calor desprendido vaporiza agua, y ese vapor a alta presión hace girar una turbina, con lo que se genera corriente eléctrica.

En la simulación puedes ver el funcionamiento de una central termoeléctrica.



Es importante que te fijes en que las centrales térmicas tienen dos tipos de chimenea: una estrecha y muy alta, y otras más anchas y de menor altura. La alta libera un penacho de humo oscuro, producido al quemarse el combustible: vapor de agua, dióxido de carbono y combustible mal quemado.

Las chimeneas anchas son torres de refrigeración, y vierten a la atmósfera el vapor de agua producido en el circuito de refrigeración del quemador. En estas centrales se consume una gran cantidad de agua, y por eso deben estar situadas cerca de ríos caudalosos.



En la imagen tienes una vista general de la central térmica de Andorra (Teruel).