

## Tema 2. Estructura atómica de la materia

En la Física y química de 2º de ESO utilizaste el modelo de partículas de la materia para explicar algunas propiedades experimentales que puedes ver en tu entorno: un globo se hincha al inyectarle aire, una jeringa disminuye su volumen si la comprimes, etc. Te basabas en suponer que la materia está formada por partículas muy pequeñas, invisibles a simple vista, que se mueven desordenadamente, y más rápidamente cuanto mayor es la temperatura a la que se encuentra la sustancia. Para diferenciar las partículas de las sustancias, las representabas con símbolos diferentes, como círculos de colores diferentes, o con un punto, o una raya, o un aspa, etc.



También aprendiste a diferenciar las sustancias puras de las mezclas: si en un recipiente hay una única sustancia, se trata de una sustancia pura, pero si hay más de una sustancia se dice que es una mezcla.

No es sencillo disponer de sustancias puras, ya que la materia se presenta como mezclas en la mayoría de los casos: el agua que hay en un vaso no es una sustancia pura, ya que lleva sustancias disueltas, que son imprescindibles para los organismos vivos; el hierro normalmente va mezclado con otras sustancias para mejorar sus características de resistencia y antioxidantes, como sucede en el acero; el butano de las bombonas es inodoro, pero se le añaden unas sustancias llamadas mercaptanos que tienen un olor muy intenso para detectar escapes de gas.

¿En qué se diferencian las partículas de cada una de las sustancias puras conocidas?

Para dar respuesta a esa pregunta, hay que tener en cuenta otra característica experimental: a partir de hierro no hay formas de obtener una sustancia más sencilla que el hierro. Lo mismo sucede con el oxígeno, pero no con el agua: hay un procedimiento llamado electrolisis mediante el cual el agua se descompone en dos sustancias más sencillas, el oxígeno y el hidrógeno. Y al revés, combinando oxígeno e hidrógeno se puede obtener agua.

Es decir, parece ser que la partícula de agua no es indivisible, ya que da lugar a otras más pequeñas, las de oxígeno e hidrógeno. Las sustancias como el agua reciben el nombre de **sustancias compuestas**, mientras que las que son como el hierro o el oxígeno se llaman **sustancias simples**.

En la imagen puedes ver unas cuantas sustancias, alguna de las cuales posiblemente conozcas: ácido sulfúrico, azufre, agua, cinc, sulfato de cobre y benceno. El primero es en realidad una disolución de ácido sulfúrico en agua, y las demás son sustancias puras. El cinc y el azufre son sustancias simples porque a partir de ellas no se puede obtener otra más sencilla, mientras que a partir de ácido sulfúrico se puede obtener hidrógeno, oxígeno y azufre, a partir de sulfato de cobre, oxígeno, azufre y cobre, y a partir de benceno, carbono e hidrógeno, por lo que son sustancias compuestas.



En este tema profundizarás en la estructura de las partículas que forman las diferentes sustancias, desde el átomo a las partículas subatómicas fundamentales.

### Sustancias simples y compuestas

Sustancia **simple**: a partir de ella no se puede obtener otra más sencilla.

Sustancia **compuesta**: a partir de ella se pueden obtener otras más sencillas, que en último extremo son sustancias simples.

## 1. Teoría atómica de Dalton

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**.

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

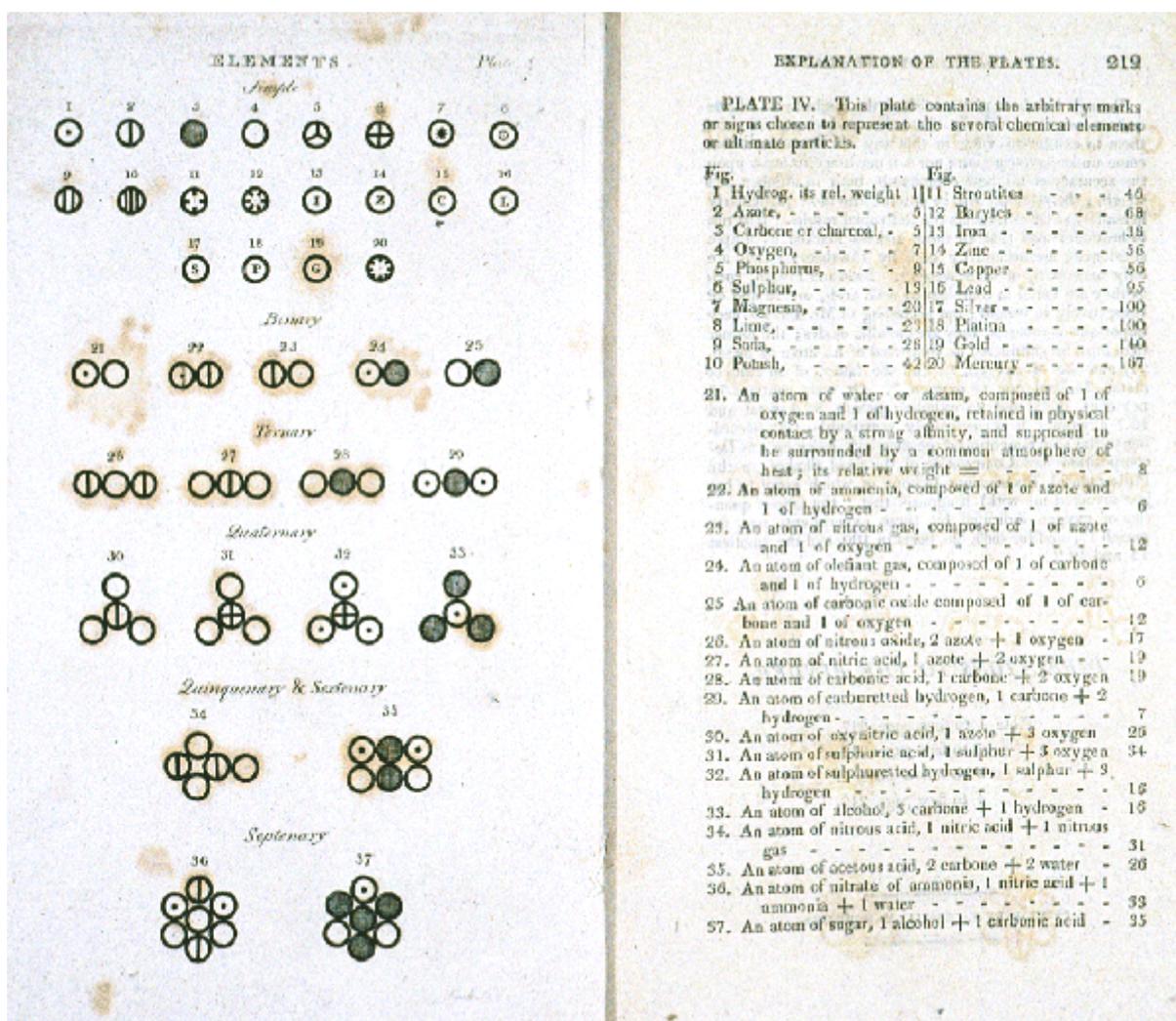
ELEMENTS				
	Hydrogen	1	Strontian	46
	Azote	5	Barytes	68
	Carbon	5	Iron	50
	Oxygen	7	Zinc	56
	Phosphorus	9	Copper	56
	Sulphur	13	Lead	90
	Magnesia	20	Silver	190
	Lime	24	Gold	190
	Soda	28	Platina	190
	Potash	42	Mercury	167

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

### 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.

En los compuestos hay al menos dos tipos de átomos distintos: están formados por átomos de al menos dos elementos diferentes. Fíjate en la tabla que hizo Dalton con sustancias compuestas:



Hay muchos aspectos de la publicación original de Dalton que hoy se han revisado, porque el conocimiento científico ha experimentado un avance enorme, pero, sin embargo, su planteamiento básico sigue siendo válido.

Fíjate en que habla de átomo refiriéndose a una única partícula, pero también a partículas formadas a su vez por varios átomos; él las llamó átomos compuestos, y poco después se les dio el nombre actual: **moléculas**.

También es interesante que te des cuenta de que la composición de las sustancias compuestas, hoy perfectamente determinada, tampoco se conocía entonces: el "átomo binario" de la sustancia número 21 está formado por un átomo de oxígeno y uno de hidrógeno, y se afirma que es el agua. ¡Y seguro que sabes que en el agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno!

## 2. Modelos atómicos

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 dos de ellas, descubiertas al estudiar las interacciones eléctricas: el **electrón** (1897) y el **protón** (1918). Pero hay una tercera partícula, que resultó más difícil de descubrir, ya que no tiene propiedades eléctricas, el **neutrón** (1932). Aunque actualmente se conocen muchas más partículas (bosones, leptones, bariones, muones, etc), esas tres son suficientes para explicar la estructura de los átomos.

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).

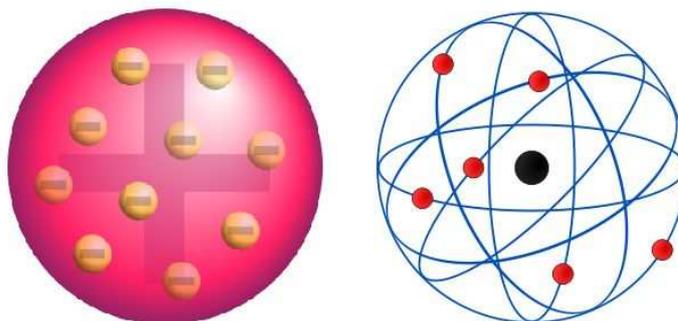
Nombre	Símbolo	Carga/C	Carga relativa	Masa en reposo/kg	Masa en reposo/u	Masa en reposo aproximada/u
Electrón	e <sup>-</sup>	-1,60 10 <sup>-19</sup>	-1	9,109 10 <sup>-31</sup>	0,0005	0
Protón	p <sup>+</sup>	1,60 10 <sup>-19</sup>	1	1,672 10 <sup>-27</sup>	1,0066	1
Neutrón	n	0	0	1,675 10 <sup>-27</sup>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

La existencia de estas partículas modifica el modelo de Dalton, ya que demuestra que los átomos son divisibles.

### Modelo de Rutherford

**Thomson** propuso un modelo inicial de átomo en 1904, siete años después de descubrir el electrón, asimilando el átomo a una especie de sandía con pepitas dentro (electrones), sumergidos en una masa positiva (la pulpa), como puedes ver en la imagen. En conjunto, el átomo era eléctricamente neutro.

Pero en 1910 **Rutherford** realizó un experimento que obligó a modificar el modelo de Thomson: 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.

Aunque hay modelos que se han tenido que desarrollar para explicar otros hechos experimentales más complejos (Bohr-Sommerfeld, Schrödinger), el modelo de Rutherford es suficiente para lo que necesitas saber en este momento.

### ¿Dónde se sitúan las partículas fundamentales?

**Protones y neutrones:** en el **núcleo**.

**Electrones:** en la **corteza electrónica**.

## 2.1 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,  $X=Li$ ,  $Z=3$  y  $A=7$ .

Un átomo de cloro tiene 17 protones, 20 neutrones y 17 electrones. Por tanto,  $X=Cl$ ,  $Z=17$  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.

Ahora vas a construir átomos de diferentes elementos químicos. Fíjate en que te dan la representación del átomo y tienes que elegir el número de partículas de cada tipo que hay. Una vez seleccionadas, elige Construir para ver un modelo animado del átomo.

### La partícula que caracteriza a los elementos químicos

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

Forma de representar un átomo de un elemento



X Símbolo del elemento

A Número másico ( $A = p + n$ )

Z Número atómico ( $Z = p$ )

## 2.2 Estructuras electrónicas

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.

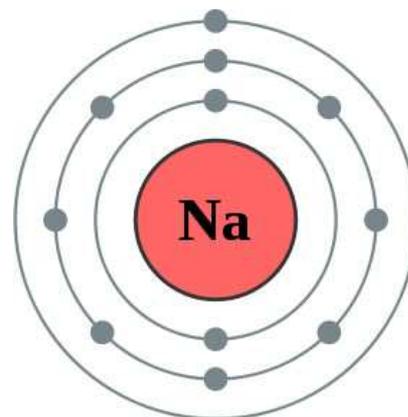
Por esa razón, se suele hablar de **capas**, de primera a séptima, que contienen entre una y cuatro órbitas cada una.

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).

## 2.3 Iones e isótopos

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**. Como los iones tienen carga eléctrica, se atraen entre sí y esa forma de unión se llama **enlace iónico**.

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.

### 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** (distinto número másico A), 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, éste es el porcentaje que hay de cada uno de los dos isótopos.

## 3. La Tabla Periódica

Actualmente se conocen más de 100 elementos químicos. Parece ser que 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. 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.

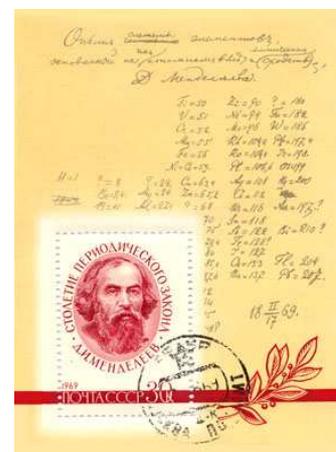
En la imagen tienes un sello emitido en la URSS (antigua Rusia) en 1969 para conmemorar el centenario de la publicación de la tabla.

Sin embargo, hoy se utiliza la tabla de **Werner y Paneth**, publicada ya en el siglo XX (1954). 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.

### ¿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**.



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 MANGANESO	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 CRIPCIÓN
5		37 Rb RUBIDIO	38 Sr ESTRONCIO	39 Y ITRIO	40 Zr ZIRCONIO	41 Nb NIOBIO	42 Mo MOLEBDENO	43 Tc TECNOCIO	44 Ru RUTENIO	45 Rh RODIO	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 LANTANOS	72 Hf HAFNIO	73 Ta TANTALO	74 W WOLFRAMIO	75 Re RENIUM	76 Os OSMIO	77 Ir IRIDIO	78 Pt PLATINO	79 Au ORO	80 Hg MERCURIO	81 Tl TALO	82 Pb PLOMO	83 Bi BISMUTO	84 Po POLONIO	85 At ASTATO	86 Rn RADÓN
7		87 Fr FRANCO	88 Ra RADIO	89 Ac ACTINIOS	104 Rf RIFORMIO	105 Db DUBNIO	106 Sg SILBERGIO	107 Bh BOHRIUM	108 Hs HASSIO	109 Mt METELIO	110 Uun UNUNONIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUBIO	114 Uuq UNUNQUATRO	116 Uuh UNUNSEIS				118 Uuo UNUNOCHO
	LANTANÍDOS	58 Ce CECIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLINIO	65 Tb TERBIO	66 Dy DISPROBIO	67 Ho HOLMIO	68 Er ERBIO	69 Tm TULIO	70 Yb YTERBIO	71 Lu LUTECIO				
	ACTÍNIDOS	90 Th TORIO	91 Pa PROACTINIO	92 U URANIO	93 Np NEPTUNIO	94 Pu PLUTONIO	95 Am AMERICIO	96 Cm CURIO	97 Bk BERKELEIO	98 Cf CALIFORNIO	99 Es EINSTEINIO	100 Fm FERMIUM	101 Md MENDELIVIO	102 Np NOBELIO	103 Lr LAWRENCIO				

**NOTAS:**

  METALES   
   METALOIDES   
   NO METALES   
   GASES NOBLES

Elementos como los alcalinos y los alcalinotérreos son **metales**, y se caracterizan porque tienen tendencia a perder los pocos electrones que tienen en la capa más externa, de manera que quede completa. Por tanto, se quedan con carga positiva, formando cationes. Es lo que le sucede al Na o al Mg, que forman  $\text{Na}^+$  y  $\text{Mg}^{2+}$ . Los metales están situados hacia la izquierda de la tabla.

Por otro lado, elementos como el O o el Cl tienen tendencia a ganar electrones, formando aniones, ya que les faltan muy pocos para tener la última capa completa. Son **no metales** y están situados hacia la derecha de la tabla.

Por último, los **gases nobles** son los elementos que tienen la última capa completa. Por esa razón no necesitan ganar ni perder electrones.

### La regla del octete

En general, los átomos se ionizan ganando o perdiendo 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.

### 3.1 Elementos en la tabla

#### Elementos químicos "españoles"

Hay tres elementos descubiertos por españoles:

- En 1748 Antonio de Ulloa descubrió el **platino** en Colombia. A la derecha puedes ver una imagen de un trozo de platino.
- En 1783 los hermanos Juan José y Fausto Elhúyar aislaron el **wolframio**, también llamado tungsteno, en Méjico.
- En 1801 Antonio José del Río descubrió en Méjico el **vanadio**, aunque recibió este nombre 30 años después.



#### Los gases nobles

Uno de los objetivos fundamentales de la Química es estudiar cómo se combinan los átomos de los diferentes elementos para dar lugar a nuevas sustancias.

En este sentido, los gases nobles son los elementos "menos químicos", porque no se combinan: son los únicos que están en la naturaleza como átomos libres, en estado gaseoso a temperatura ambiente.



### 3.2 La masa atómica

Las propiedades de los elementos de un grupo son parecidas, ya que tienen el mismo número de electrones en la capa más externa o les falta el mismo número para completarla. Así, todos los alcalinos tienen un electrón en la capa más externa y a los halógenos les falta uno para completarla, mientras que los gases nobles la tienen completa.

El dato de masa que aparece en la tabla periódica es la **masa atómica relativa**.

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 1,0079 para la masa atómica relativa del H.

Es el promedio ponderado de las masas isotópicas del elemento, teniendo en cuenta sus abundancias relativas. Sin embargo, no hay ningún átomo que tenga esa masa (salvo que el elemento no tenga isótopos, caso muy poco habitual, y todos los átomos tengan la misma masa).

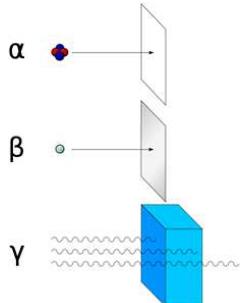
El orden creciente de número atómico por el que se ordenan los elementos en la tabla se reproduce en el orden de masas atómicas, salvo en tres excepciones: Ar-K, Co-Ni y Te-I, pares en los que el segundo elemento, que va detrás en la tabla, tiene menos masa que el primero.



Cada vez resulta más difícil obtener nuevos elementos, ya que se sintetizan solamente unos pocos átomos, que además son muy inestables, descomponiéndose en otros elementos más estables en muy poco tiempo. Este proceso de transformación de unos elementos en otros emitiendo partículas y energía recibe el nombre de **radiactividad**.

Los elementos químicos a partir del plomo tienen isótopos radiactivos. El más conocido es el uranio, debido a su uso en la obtención de material para reactores de fisión en centrales nucleares y en bombas atómicas.

### Tipos de radiactividad

	Hay tres tipos de emisiones radiactivas: <b>Rayos alfa:</b> son núcleos de helio, con carga positiva (no atraviesan una hoja de papel). <b>Rayos beta:</b> son electrones, con carga negativa (no atraviesan una lámina de plomo de 1 mm de grosor). <b>Rayos gamma:</b> es energía electromagnética (no atraviesan una lámina de acero de 15 cm de grosor).
---	---

En 1896 Becquerel descubrió accidentalmente que algunos compuestos del uranio impresionaban las placas fotográficas envueltas en papel negro. Aunque probó con diferentes compuestos y condiciones, siempre sucedía lo mismo, por lo que concluyó que el origen estaba en el interior del átomo de uranio. El fenómeno se llamó radiactividad. Su estudio se debe al matrimonio Curie (**Marie Curie** es la única científica que tiene los premios Nobel de Física, en 1903, y de Química, en 1911), que encontraron otros elementos radiactivos como el torio y el radio.



Como has visto en la tabla anterior, hay elementos radiactivos naturales, pero se puede conseguir que haya radiactividad artificial, bombardeando núcleos atómicos con partículas de alta energía, de forma que los núcleos formados son inestables y se descomponen produciendo emisiones radiactivas.

### 4.1 Aplicaciones

La radiactividad tiene aplicaciones positivas y negativas. El trabajo con material radiactivo exige normas de seguridad muy estrictas, ya que son materiales muy peligrosos y cuando se produce un accidente, escasos por otra parte, las consecuencias son desastrosas.

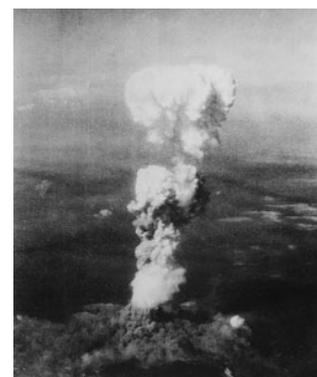


### Aplicaciones militares

Las bombas atómicas se utilizaron para finalizar la Segunda Guerra Mundial. Se lanzaron dos bombas en 1945 sobre Hiroshima y Nagasaki, que causaron cientos de miles de muertos o afectados de por vida.

Posteriormente, se han usado como elemento disuasorio ante otros países "enemigos", pero no hay constancia de su empleo en guerras concretas.

Actualmente hay bastantes países con armamento atómico, como EEUU, Rusia, Inglaterra, Francia, Corea del Norte, Israel o Irán. La intervención de algunos de ellos en conflictos internacionales supone un peligro para la paz mundial.



### Fuente de energía

Uno de los métodos para obtener energía eléctrica se basa en la construcción de centrales nucleares. La diferencia fundamental con otros tipos de centrales, como ya has visto en el tema anterior, estriba en el combustible usado para producir el vapor que hace girar la turbina: carbón, gasoil, gas natural o material nuclear.

La obtención de energía se basa en la reacción de fisión del uranio o del plutonio que se obtiene precisamente partiendo de uranio. En el proceso, los átomos se rompen (se "fisionan") formándose otros átomos más estables como Ba o Kr, y se desprende una cantidad enorme de energía. El proceso se realiza de forma controlada en el núcleo del reactor de la central nuclear, como puedes ver en la imagen. Si se produce de forma descontrolada, la reacción se produce en cadena y es explosiva (bomba atómica).

Estas centrales tienen unos mecanismos de seguridad extraordinariamente sofisticados, pero aún así se producen accidentes, sobre todo en centrales construidas con tecnología antigua y no preparadas para soportar determinados fenómenos naturales, como sucedió en Chernobyl (Ucrania) en 1986 o en Fukushima (Japón) en marzo de 2011.

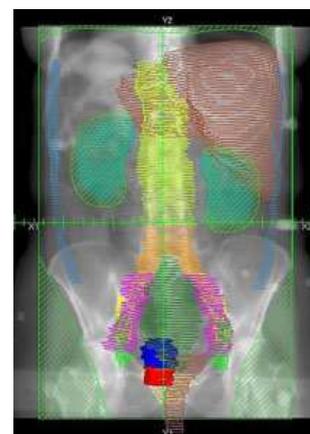


### Médicas

Los isótopos radiactivos se utilizan como marcadores en exploraciones diagnósticas, inyectándose en el torrente sanguíneo y acumulándose en zonas donde hay algún problema fisiológico (por ejemplo, una estenosis o estrechamiento arterial que puede dar lugar a un infarto).

Las emisiones de ciertos isótopos radiactivos se utilizan para destruir células cancerosas, sobre todo tras la intervención quirúrgica para extirpar el tumor. Permiten un tratamiento muy localizado.

Las zonas de los hospitales en las que se producen estos tratamientos están debidamente señalizadas, y los trabajadores sanitarios deben estar adecuadamente protegidos, además de llevarse un control muy riguroso de la radiación ambiental.



### **Datación de materiales**

El isótopo 14 del carbono se utiliza para la datación de materiales que provienen de materia que un día perteneció a seres vivos. La técnica se basa en que la proporción de C-14 en la materia viva es constante, pero disminuye cuando el ser vivo muere, de forma que sabiendo la proporción en un momento dado se puede saber el tiempo transcurrido desde su muerte. De esta forma se puede saber la antigüedad de una momia como la que ves en la imagen.



### **La energía nuclear en España**

Los datos del Ministerio de Industria, Turismo y Comercio correspondientes a 2010 indican que en España hay 8 reactores nucleares en funcionamiento en 6 centrales. En el año 2010 produjeron el 20,2 % de la energía eléctrica total producida en España.

En la Unión Europea hay 143 reactores, que proporcionan el 37,5 % de la energía total. España ocupa el puesto 12 en el mundo por potencia instalada (7727 MW). Francia ocupa el segundo lugar en el mundo, después de EEUU, con 58 reactores y 63130 MW.

### **El tratamiento de los residuos radiactivos**

La manipulación de materiales radiactivos genera una gran cantidad de sustancias y objetos peligrosos, cuya radiactividad tarda cientos de años en desaparecer y que hay que almacenar de forma segura.

En los últimos años se ha generado en España un amplio debate sobre el lugar elegido para instalar un almacén temporal centralizado de residuos radiactivos, ya que el municipio en el que finalmente se instale tendrá importantes compensaciones económicas y de creación de puestos de trabajo, a cambio del potencial peligro que la instalación supone.

### **Ventajas e inconvenientes de la energía nuclear**

- Con poco material se obtiene una gran cantidad de energía.
- No se produce CO<sub>2</sub>, con lo que no afecta al cambio climático.
- La obtención del material utilizado como combustible se concentra en muy pocos países.
- Se generan residuos muy difícilmente eliminables.
- Un accidente puede ocasionar consecuencias desastrosas.

## 5. Representación de sustancias

### La fórmula de las sustancias

Cuando ves escrito  $\text{CO}_2$ , se hace referencia a la sustancia dióxido de carbono; si lees  $\text{NaCl}$ , se indica la sustancia cloruro de sodio, y si aparece  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  se representa la sustancia llamada butano. Son las fórmulas de las sustancias, en las que se detallan los elementos químicos que las forman, además de cuántos átomos o iones de cada uno hay.

En el caso del  $\text{NaCl}$  se han formado iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , ya que el Na pierde el electrón que tiene en la capa más externa y lo gana el Cl, con lo que ambos iones tiene su capa más externa completa. Pero en el  $\text{CO}_2$  no se forman iones, sino que los átomos se unen mediante enlaces que se llaman covalentes, compartiendo electrones y dando lugar a una molécula, formada por tres átomos. En el caso del  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ , la molécula está formada por 14 átomos, y hay moléculas formadas por miles de átomos, las macromoléculas.

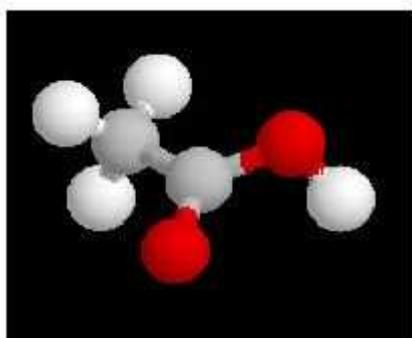
Las propiedades de las sustancias formadas son muy diferentes (¡compara el dióxido de carbono,  $\text{CO}_2$ , con la sal común,  $\text{NaCl}$ !) y es importante saber a qué se debe, porque así será posible diseñar sustancias que tengan las propiedades que nos interesen. Algunos de esos aspectos se abordan en la primera parte de la Física y Química de 4º.

### Fórmulas de las sustancias moleculares

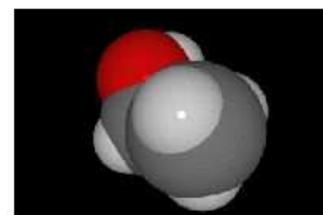
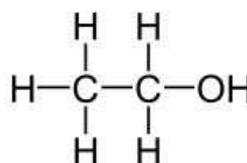
Indican el número de átomos de cada tipo que están unidos entre sí para formar una molécula. Así, la fórmula  $\text{H}_2\text{O}$  indica que en la molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos entre sí de alguna forma, pero con ningún otro átomo.

En la molécula de ácido acético, que es la sustancia que hay disuelta en agua en el vinagre, hay dos átomos de C, dos de O y cuatro de H, como puedes ver en la imagen (C gris, O rojo y H blanco).

A la derecha puedes ver dos representaciones del metano,  $\text{CH}_4$ , elaboradas con modelos moleculares del tipo de los que usarás en el laboratorio.



El etanol, o alcohol etílico, es la sustancia presente en las bebidas alcohólicas. Su **fórmula molecular** es  $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ . 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  $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{OH}$ , y la **fórmula desarrollada**, en la que se detallan todos los enlaces entre átomos, que puedes ver en la imagen junto con un modelo molecular animado.



### Fórmulas de las sustancias que forman estructuras gigantes

En el caso de que haya iones, las interacciones de atracción y repulsión entre ellos producen estructuras en las que los iones de un tipo quedan rodeados por los de otro y así sucesivamente, y que si se extienden lo suficiente en las tres dimensiones del espacio llegan a ser macroscópicas y visibles. Por esa razón se llaman **estructuras gigantes** o también **cristales**.

En ellas hay una enorme cantidad de iones positivos y negativos, de forma que la fórmula indica la proporción de iones que hay de cada tipo. Es decir, en el NaCl hay la misma cantidad de iones  $\text{Na}^+$  y  $\text{Cl}^-$ , mientras que en el  $\text{Na}_2\text{S}$  hay el doble de iones  $\text{Na}^+$  que  $\text{S}^{2-}$ .

La estructura que se repite continuamente se suele llamar celda unidad. Fíjate en la imagen cómo se reproduce la estructura cúbica de la celda unidad del NaCl en un cristal de sal común.



Estas estructuras gigantes también se dan en unas pocas sustancias formadas por átomos sin ionizar, como es el caso de la sílice ( $\text{SiO}_2$ ) y el carbono cristalizado como diamante, cuya celda unidad puedes ver en la imagen animada.

### Tipos de partículas

- **Átomos**, libres como en el gas helio (He) o formando estructuras gigantes como en el diamante (C) o en el hierro (Fe).
- **Iones**, formando estructuras gigantes iónicas como en el NaCl, en el que hay iones  $\text{Na}^+$  e iones  $\text{Cl}^-$ .
- **Moléculas**, formadas por un número limitado de átomos unidos entre sí, que pueden ser iguales ( $\text{O}_2$ ) o distintos (HCl).

### La masa de las moléculas

Como una molécula es una agrupación finita de átomos (2, 3, 4, o el número de átomos que sea en cada caso), la masa de una molécula se calcula simplemente sumando las masas de los átomos que la forman, datos que están en la Tabla periódica.

Por ejemplo, la masa relativa de la molécula de agua,  $\text{H}_2\text{O}$ , es de 18 (la del O es 16 y la del H 1, teniendo en cuenta que hay dos H), y su masa real de 18 u.

## 5.1 Modelos moleculares

Para construir a escala macroscópica modelos tanto de moléculas como de estructuras gigantes se utilizan modelos de bolas y varillas, de mayor o menor tamaño, algunos de los cuales ya has visto en imágenes.

Ahora vas a construir e identificar algunas moléculas, detallando sus fórmulas moleculares, semidesarrolladas y desarrolladas.

Fíjate en las diferentes formas de representar los cuatro primeros hidrocarburos (formados solamente por H y C), siguiendo las instrucciones de la simulación.

### El número de enlaces que forman los átomos

Como se trata de moléculas, los enlaces son covalentes, por compartición de pares de electrones. Cada par de electrones se representa en el papel por una raya, o es una varilla en los modelos moleculares.

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.

Fíjate en los modelos moleculares: el oxígeno puede tener uno o dos vástagos, y el carbono, tres o cuatro, según sea el número de átomos a los que se unen.

## 5.2 Diagramas de partículas

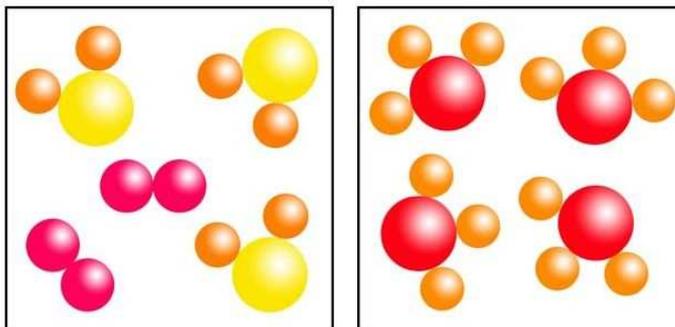
Recuerdas los diagramas de partículas que aprendiste a elaborar e interpretar al ver el modelo de partículas de la materia? Ahora se trata de detallar además cómo son las partículas que entonces representabas. Así, podrás clasificar los diagramas en sustancias puras o mezclas de sustancias simples y/o compuestas, e identificarás las sustancias que las forman.

### Criterios de clasificación

Fíjate en cuántos tipos de moléculas hay: si solamente hay uno, se trata de una **sustancia pura**, y si hay varios, de una **mezcla de sustancias**. Para saber qué tipo de sustancias es cada una, solamente debes fijarte en si hay átomos diferentes en cada molécula: si son todos iguales, se trata de una **sustancia simple**, y si hay diferentes, de una **sustancia compuesta**.

Observa los dos diagramas siguientes:

En el diagrama de la izquierda hay dos tipos de moléculas (dos átomos rojos en una, un átomo amarillo y dos naranjas en la otra), por lo que se trata de una mezcla. La molécula formada por los dos átomos rojos se trata de una sustancia simple, mientras que la otra es una sustancia compuesta.



Sin embargo, el diagrama de la derecha corresponde a una sustancia pura, ya que solamente hay un tipo de moléculas. Se trata de una sustancia compuesta, porque la molécula está formada por un átomo rojo y tres naranjas.

### 5.3 El nombre de las sustancias

A finales de 2015 se conocen casi 70 millones de sustancias, por lo que es imprescindible un sistema de nomenclatura para asignar un nombre a cada una de ellas que permita identificarlas. Este sistema está regulado por la IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry). Este curso solamente debes saber el nombre sistemático de tres grupos de sustancias (los óxidos, los hidróxidos y las sales binarias), así como el nombre y la fórmula de unas cuantas sustancias que encontrarás con frecuencia en tu vida diaria y que aparecen en la tabla siguiente.

agua H <sub>2</sub> O	agua oxigenada H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	amoníaco NH <sub>3</sub>	dióxido de carbono CO <sub>2</sub>	ácido clorhídrico HCl
ácido carbónico H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	ácido nítrico HNO <sub>3</sub>	ácido sulfúrico H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	cloruro de sodio NaCl	hidróxido de sodio NaOH
carbonato de calcio CaCO <sub>3</sub>	bicarbonato de sodio NaHCO <sub>3</sub>	sulfato de cobre CuSO <sub>4</sub>	nitrato de amonio NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>	hipoclorito de sodio NaClO
metano CH <sub>4</sub>	etano CH <sub>3</sub> -CH <sub>3</sub>	propano CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	butano CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>2</sub> -CH <sub>3</sub>	etileno CH <sub>2</sub> =CH <sub>2</sub>
acetileno CH≡CH	metanol CH <sub>3</sub> OH	etanol CH <sub>3</sub> -CH <sub>2</sub> OH	acetona CH <sub>3</sub> -CO-CH <sub>3</sub>	ácido acético CH <sub>3</sub> -COOH

Para que te hagas una idea de cómo es el sistema de nomenclatura utilizado por la IUPAC vas a ver la nomenclatura sistemática de 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<sub>3</sub>: 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. Por convenio, el oxígeno se escribe siempre a la derecha.

**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 (Mg(OH)<sub>2</sub>: dihidróxido de magnesio). El grupo OH también se escribe por convenio a la derecha.

**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, formado los iones F<sup>-</sup> (fluoruro), Cl<sup>-</sup> (cloruro), Br<sup>-</sup> (bromuro), I<sup>-</sup> (ioduro) y S<sup>2-</sup> (sulfuro). Se nombran como en los casos anteriores: el K<sub>2</sub>S es el sulfuro de dipotasio.

