



Tema 1. Sustancias puras y mezclas

Contenidos pág. 1

Tema 2. Estructura atómica de la materia

Contenidos pág. 33

Tema 3. Reacciones químicas

Contenidos pág. 65

© Jesús Molledo, Germán Tomás y Ruth Vicente

Licencia de uso libre con fines educativos

Tema 1. Sustancias puras y mezclas

El curso pasado aprendiste a determinar algunas **propiedades características** de la materia, mediante las cuales puedes identificar las sustancias que hay en una muestra (densidad y temperaturas de cambio de estado).

También aprendiste a clasificar la materia en **sustancia pura** o **mezcla**, según haya una sustancia o más de una, y en **heterogénea** o **homogénea**, si se distinguen diferentes componentes a simple vista o no.

Además, utilizaste el **modelo corpuscular de la materia**, representando **diagramas de partículas** de diferentes sistemas materiales de interés y explicaste **hechos experimentales** que suceden en tu entorno, sobre todo en el caso de los gases.

Ahora vas a estudiar, en primer lugar, la relación cuantitativa que existe entre las magnitudes que caracterizan el estado de un gas, las llamadas **leyes de los gases**.

Después, aprenderás a preparar disoluciones de diferente composición. En la imagen tienes sulfato de cobre sólido y la **disolución** formada al añadirlo a un erlenmeyer con agua, que toma un color azul característico. ¿De qué depende la intensidad del color de la disolución? ¿Tiene alguna influencia la temperatura en la cantidad de sulfato que se disuelve? ¿Y si la sustancia disuelta es un gas?



Por último, te plantearás cómo puedes conseguir recuperar la sustancia disuelta, por ejemplo, separar el sulfato de cobre del agua.

Las **técnicas de separación** son la base de centros de proceso de materiales tales como las estaciones depuradoras de aguas residuales (EDAR), que vierten agua limpia a los ríos después de su uso en poblaciones e industrias, y las desalinizadoras, en las que se obtiene agua potable a partir de agua de mar.

1. Gases

El estado gaseoso es el que más fácilmente se estudia, ya que para describir la situación de un gas que se encuentra en un recipiente cerrado basta con conocer cuatro magnitudes: la **cantidad** de gas (**n**), el **volumen** del recipiente (**V**), la **temperatura** a la que se encuentra (**T**) y la **presión** que produce (**P**).

La **presión** es una magnitud que mide la relación entre la fuerza realizada sobre un objeto y la superficie sobre la que se realiza. Utilizando el Sistema Internacional de unidades, se mide en pascales (Pa), pero es muy habitual medirla en los laboratorios en **atmósferas (atm)** o en milímetros de mercurio (mm o mm Hg).



Así, cuanto mayor sea la fuerza ejercida y menor la superficie sobre la que se realiza, mayor será la presión, ya que **$P=F/S$** .

A finales del siglo XVII ya se obtuvieron relaciones experimentales entre las magnitudes que caracterizan el estado de los gases (ley de Boyle, que relaciona la presión y el volumen), y se completaron posteriormente a principios del siglo XIX.

Relación entre la presión y el volumen: ley de Boyle

Cuando comprimes una jeringa hermética que contiene aire, cuya punta se ha sellado con una gota de pegamento, puedes observar que el volumen que ocupa el gas disminuye conforme vas empujando el émbolo de la jeringa, y que cada vez has de realizar mayor fuerza sobre la misma superficie del émbolo de la jeringa, lo que supone mayor presión.

Observa la siguiente tabla de datos de presión y volumen, medidos en una situación experimental concreta en una jeringa, así como la gráfica que las relaciona. Si te fijas, el producto de la presión por el volumen es constante; es decir, puedes afirmar que:

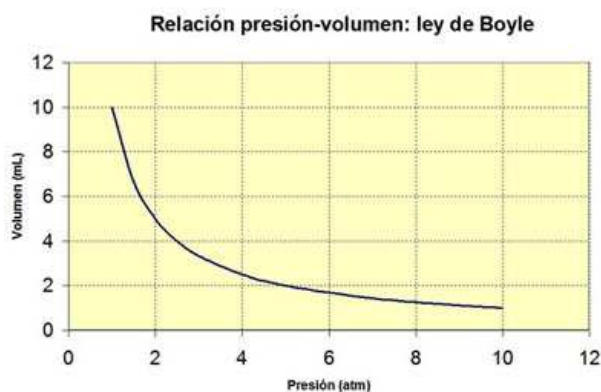
$$PV = \text{constante (ley de Boyle)}$$

En esta experiencia no cambia la cantidad de gas que hay dentro de la jeringa ni la temperatura a la que se encuentra el gas. Al realizar la experiencia con otra cantidad de gas o a otra temperatura, se mantiene la misma relación entre presión y volumen (su producto es constante), pero el valor de la constante varía.



Para determinar valores numéricos, solamente debes tener en cuenta que $P_i V_i = P_f V_f$ donde *i* indica la situación inicial y *f* la final. Si de los cuatro valores sabes tres, es fácil determinar el que queda despejando en la expresión anterior.

Presión (atm)	Volumen (mL)	PV
1	10	10
2	5	10
4	2.5	10
5	2	10
10	1	10

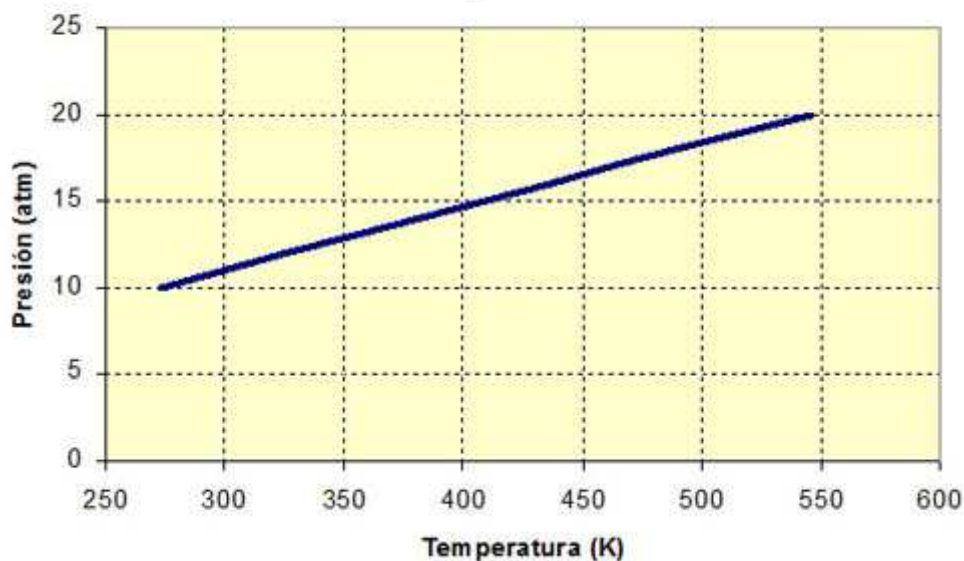


1.1. P, V, T y n

Relación entre la presión y la temperatura

Si se dispone de un recipiente de volumen fijo con una cantidad concreta de gas, se observa que al calentar el gas la presión aumenta proporcionalmente a la temperatura absoluta del gas. Es decir, si la temperatura se duplica, también lo hace la presión ($P/T = \text{cte}$, o $P_i/T_i = P_f/T_f$), con lo que la gráfica que relaciona ambas magnitudes es una recta.

Relación Temperatura - Presión



Relación entre el volumen y la temperatura

También puedes observar que si se calienta un gas que está en un recipiente de volumen variable, éste varía proporcionalmente al cambio de temperatura. Es decir, $V/T = cte$ o $V_i/T_i = V_f/T_f$.

Por ejemplo, si colocas al sol un globo poco hinchado, observarás que se hincha a ojos vista. ¡Es muy fácil comprobarlo!

La representación gráfica de la variación del volumen frente a la temperatura también es una recta.



Influencia de la cantidad de gas

Si un recipiente cuya temperatura no varía se mantiene a volumen constante, cuanto más gas hay, más presión genera, y más volumen ocupa si lo que se mantiene constante es la presión. Por esa razón se hincha un globo si se inyecta más gas en él.

Desde el punto de vista numérico, las constantes de las leyes anteriores son mayores cuanto más gas hay.

Las leyes de los gases

$$PV = cte \quad P/T = cte \quad V/T = cte$$

Se pueden resumir en una ley única: $PV/T = cte$. Las unidades pueden ser cualesquiera excepto para la temperatura, que debe expresarse necesariamente en la escala absoluta, en Kelvin.

Explicación de hechos experimentales

El curso pasado viste en la Física y química de 2º de ESO el modelo de la materia aplicado a los gases. Allí explicaste hechos que suceden en tu entorno de una forma muy sencilla; ahora acabas de ver cómo se explican mediante leyes numéricas experimentales, las leyes de los gases.

¿Recuerdas la explicación de los hechos que aparecen en las imágenes siguientes?



2. Disoluciones

En general, **una disolución es cualquier mezcla homogénea**. Por ejemplo, el aire, mezcla de nitrógeno, oxígeno y otros gases en proporciones menores; o el bronce, que es una aleación metálica de cobre y estaño.

La sustancia que se encuentra en mayor proporción, el cobre en el bronce y el nitrógeno en el aire, se llama **disolvente**, y la sustancia disuelta recibe el nombre de **soluto**.

Las disoluciones más importantes son las que tienen agua como disolvente, ya que constituyen el medio en el que se desarrolla la vida. El soluto puede ser un gas (oxígeno, dióxido de carbono en las bebidas con gas), un líquido (etanol o alcohol etílico en las bebidas alcohólicas) o un sólido (sal, azúcar, sulfato de cobre, ...).

La conservación de la masa en las disoluciones

Cuando se produce la disolución del soluto en el disolvente la masa no varía: la masa de la disolución es la suma de las masas del disolvente y del soluto.

2.1 Medidas de composición

Las características y propiedades de las disoluciones dependen de la cantidad de soluto disuelta en una cantidad determinada de disolvente o de disolución; es decir, de la **proporción entre las cantidades que hay de soluto y de disolvente o de disolución**.

Si esa proporción es pequeña, la disolución se llama **diluida**, si es alta, **concentrada**, y si no se puede disolver más soluto, **saturada**.

Observa la imagen, en la que hay una sustancia coloreada disuelta en agua en diferentes proporciones.



El color de la disolución va siendo más intenso de izquierda a derecha, lo que significa que cada vez hay mayor proporción de soluto, que es la sustancia que origina el color: la disolución va de más diluida a más concentrada.

Medidas de composición de las disoluciones

Las medidas de composición más importantes son:

Gramos por litro: masa de soluto por litro de disolvente o por litro de disolución.

Porcentaje en masa: porcentaje en masa de soluto.

Porcentaje en volumen: porcentaje en volumen de soluto (solamente se usa si el soluto también es líquido).

La densidad de una disolución y su composición se miden en las mismas unidades, masa por unidad de volumen (g/L, gramos por litro de disolución habitualmente), pero su significado es distinto: en el caso de la densidad, la masa es de disolución, mientras que en el caso de la unidad de composición, la masa es únicamente de soluto

2.2 Preparación de disoluciones

En el caso concreto de tener que preparar 250 mL de disolución de una sustancia con composición 10 g/L, debes calcular en primer lugar la masa de sustancia a pesar en la balanza (2,5 g). Después añadirás la sustancia a un vaso de precipitados, la disolverás con agua, llevarás la disolución a un matraz aforado de 250 mL y enrasarás con un frasco lavador y un cuentagotas.



2.3 Grado alcohólico

Cuando se disuelve un líquido en agua, se suele hablar de **porcentaje en volumen**. Si el líquido es alcohol, se habla de grado alcohólico en las disoluciones de alcohol metílico (metanol) y de alcohol etílico (etanol).

El alcohol de farmacia es una disolución muy concentrada de alcohol etílico, ya que es de 96º, lo que significa que tiene un 96 % de alcohol en volumen: de cada 100 mL de alcohol, 96 son de alcohol y solamente 4 de agua.



2.4 Solubilidad de sólidos

La **solubilidad de una sustancia en agua** indica la máxima cantidad de sustancia que se puede disolver en un volumen determinado de disolvente, o que puede estar disuelta en un volumen dado de disolución; es decir, la composición de la disolución saturada.

Hay sustancias muy solubles, como la sal común, cuya solubilidad a 20 °C es de 360 gramos por litro de agua, mientras que otras son prácticamente insolubles, como el mármol, con una solubilidad de solamente 0,01 gramos por litro.

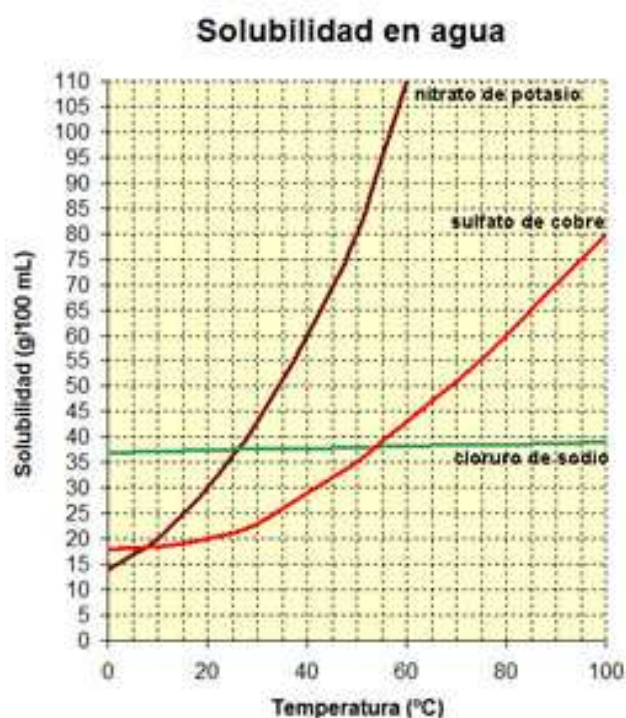
Gráficas de solubilidad

En la gráfica se representa la solubilidad de tres sustancias en agua.

Observa que la solubilidad depende de la temperatura: aumenta al calentar en los tres casos, pero muy poco para el cloruro de sodio, bastante en el sulfato de cobre y mucho en el nitrato de potasio.

Utilizando la gráfica, puedes saber la masa de sustancia que se disuelve en un volumen de agua a una temperatura concreta.

Fíjate en el nitrato de potasio. ¿Cómo puedes saber su solubilidad a 40 °C? Simplemente debes trazar una línea vertical desde esa temperatura



hasta que corte la línea del nitrato de potasio (línea de color marrón). Ahora, trazas una línea horizontal hasta que corte el eje vertical: lo hace justo en el punto de 60 g/100 mL, lo que significa que la solubilidad del nitrato de potasio es de 60 g en 100 mL de agua, o de 600 g/L.

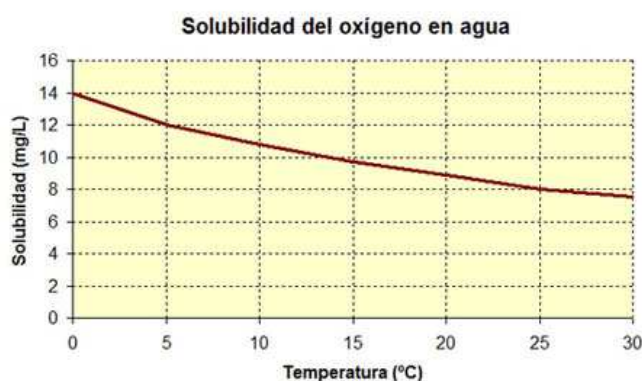
2.5 Disoluciones de gases

Los gases también se disuelven en agua. El caso más conocido es el de las bebidas carbónicas como gaseosa, refrescos con gas, vinos espumosos y cavas, etc, en las que hay dióxido de carbono disuelto en agua.

El oxígeno se disuelve en agua, y aunque lo hace en poca cantidad, es la suficiente para que se pueda desarrollar la vida en el agua (¡los peces respiran!).

Si te das cuenta, la solubilidad disminuye al aumentar la temperatura del agua. Se trata de un comportamiento general para todos los gases.

Eso significa que al aumentar la temperatura hay menos oxígeno disponible para las plantas y los peces, y el desarrollo de la vida es más difícil en esas condiciones. Por esa razón es importante tomar medidas para evitar que la temperatura media del agua en la Tierra ascienda: el cambio climático hace aumentar su temperatura y disminuir la cantidad de oxígeno que hay disuelto en el agua.



2.6 Propiedades de las disoluciones

Las propiedades de las disoluciones son diferentes de las del disolvente. Precisamente esa diferencia se utiliza como **criterio de pureza**. Por ejemplo, el punto de ebullición del agua pura es de 100 °C y la temperatura no cambia mientras hay agua hirviendo. Sin embargo, en una disolución de sal en agua el punto de ebullición es mayor y además la temperatura va aumentando mientras continúa la ebullición, como puedes ver en la imagen.

La magnitud de la diferencia depende de la composición de la disolución: es más grande cuanto mayor es la proporción de soluto y, por tanto, cuanto más concentrada está la disolución.



La densidad de las disoluciones

Las disoluciones de sales en agua (la sal común o cloruro de sodio es una sal, pero hay muchas otras, como el sulfato de cobre, el nitrato de potasio, etc) tienen una densidad mayor que la del agua. Su valor puede llegar a ser tan alto como en el Mar Muerto (Jordania), de 1,17 g/mL, mientras que la densidad del cuerpo humano es de 1,05 g/cm³.

Si te fijas en la fotografía, hay una persona leyendo el periódico mientras flota precisamente en el Mar Muerto. Ahora ya sabes la razón.

¡Por cierto! No hace falta que vayas tan lejos para experimentar esa sensación: no tienes más que visitar el Salinar de Naval, cerca de Barbastro (Huesca), en el que hay un centro turístico con varias pozas de agua muy salada en las que se flota sin dificultad.



3. Separación de mezclas

Fíjate en las situaciones siguientes, relacionadas con mezclas de sustancias que conoces.

1. La **sal** que se usa para cocinar y también como materia prima en la industria química (alrededor de 250 millones de Tm anuales en el mundo) se obtiene extrayéndola de minas y también a partir del agua de mar, recuperándose una sustancia sólida a partir de una disolución.
2. Cuando hay un vertido de **petróleo** en el mar, es imprescindible eliminarlo cuanto antes para evitar que altere el medio.
3. Se utilizan grandes cantidades de **oxígeno** para rellenar las bombonas que se utilizan en hospitales, y se obtiene separándolo del resto de gases que hay en el aire.
4. Después de su uso, se debe **limpiar el agua** que se vierte en las ciudades a las redes de alcantarillado, eliminando tanto las sustancias nocivas disueltas como las que transporta flotando o en suspensión.

En todos estos casos hay que utilizar diferentes **técnicas de separación** de mezclas, homogéneas en unos casos y heterogéneas en otros. En el vídeo puedes ver algunas de esas técnicas y su aplicación a situaciones de la vida diaria, mientras que en la tabla siguiente se detallan las técnicas que vas a aprender a utilizar.

Se separan	Técnica	Propiedad	Ejemplo
Sólidos	Criba o tamizado	Distinto tamaño de grano	Grava y arena
Sólidos	Extracción	Un sólido soluble	Azúcar y mármol
Sólidos	Flotación	Un sólido flota	Madera y granito
Sólidos	Magnetización	Imanes atraen metales	Hierro y azufre
Sólidos de líquidos	Centrifugación	Sólidos centrifugados	Lodo y agua
Sólidos de líquidos	Cristalización	Evaporación del disolvente	Sal y agua
Sólidos o líquidos disueltos	Cromatografía	Líquido arrastra solutos	Colorantes
Sólidos de líquidos	Decantación	Inmiscibilidad	Arena y agua
Líquidos			Gasolina y agua
Sólidos de líquidos	Filtración	Sólidos no pasan filtro	Arena y agua
Sólidos de líquidos	Sedimentación	Sólidos caen al fondo	Lodo y agua
Líquidos	Destilación	Punto de ebullición diferente	Alcohol y agua

3.1 Separación de sólidos

Criba o tamizado

Se utiliza para separar sólidos de diferente tamaño, al pasar a través de una rejilla, cedazo, criba o tamiz: pasan los que tienen un tamaño menor que el hueco. En casa se separan de esta forma los grumos de la harina, usando un colador de tela metálica, y en agricultura, el grano de los cereales de la paja con un cedazo.



Extracción

Se utiliza cuando se tiene una mezcla de sólidos y uno de ellos es soluble en un líquido. Por ejemplo, cuando a una mezcla de azúcar y mármol se le añade agua, se disuelve solamente el azúcar, y queda el mármol sin disolver. Para recuperar después los dos sólidos hay que utilizar dos técnicas que verás más adelante, la filtración para separar el mármol y la cristalización para obtener azúcar sólido.

Flotación

Si en una mezcla de sólidos uno es de menor densidad que el agua, flota en ella, y si es mayor, se hunde. De esta forma, es fácil separar madera, que flota y se separa por arrastre, de granito, que se hunde en el agua, y se recupera por filtración.



Magnetización

Si un sólido queda atraído por un imán, es sencillo separarlo de los que no quedan atraídos. Se utiliza en las plantas de tratamiento de residuos, para separar los metales de papel, materia orgánica, etc.

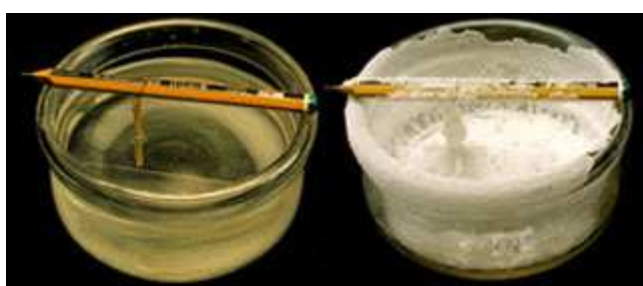


3.2 Separación de sólidos y líquidos

Cristalización

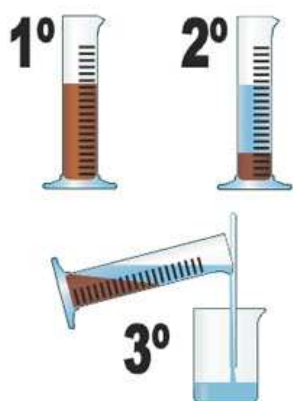
Para separar un sólido disuelto del disolvente, lo más sencillo es eliminar el disolvente, con lo que cristaliza el soluto. Si la vaporización es rápida, calentando, no se forman cristales, sino que aparece una masa de sólido. Pero si es lenta, dejando que se evapore el disolvente a temperatura ambiente durante varios días (evaporación), aparecen cristales que pueden ser bastante grandes.

Observa la imagen y el vídeo de una disolución concentrada de sal antes y después de la desaparición del disolvente. Éste procedimiento se sigue en las salinas para obtener sal común, como se ve en la imagen. También puedes ver un cristales de sal común, con su forma cúbica característica.



Decantación

Se separa un sólido de un líquido, como puedes ver en la imagen. Al inclinar la probeta, cae el líquido y el sólido queda en el fondo; esto se hace con mucha frecuencia en las casas, por ejemplo para quitar el agua usada para cocer patatas.



Filtración

Cuando hay mezclados un líquido y un sólido insoluble, se separan por filtración, tal como puedes ver en la imagen. Los filtros se hacen con un papel especial, que tiene un tamaño de poro muy pequeño para que pase el agua pero no los sólidos, incluso los que tienen un tamaño de grano muy pequeño: el líquido filtrado debe quedar transparente.

Sedimentación

Cuando hay un sólido suspendido en el agua, si se deja la mezcla en reposo un tiempo suficientemente grande las partículas de sólido van al fondo por gravedad, y queda una capa de agua limpia en la parte superior. Esta técnica se usa en las plantas depuradoras de aguas residuales para separar los lodos, de forma que el agua limpia se retira por unos canales situados en la parte superior del recipiente de sedimentación.



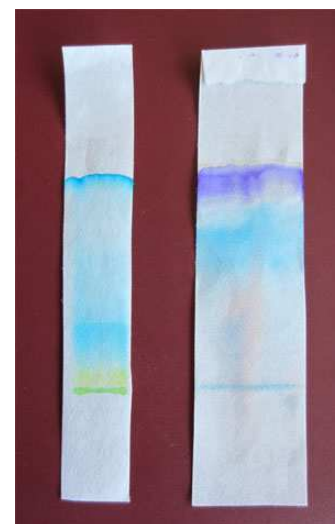
Centrifugación

Cuando hay un sólido suspendido en el agua, se puede forzar que vaya al fondo del recipiente si se coloca en una centrifugadora, que es la misma técnica utilizada para eliminar el agua en las lavadoras durante el proceso de centrifugado, o con centrifugadoras manuales para eliminar el agua de la lechuga después de lavarla.

En los laboratorios se usa sobre todo con muestras biológicas.

Cromatografía

Consiste en el diferente arrastre de sustancias por la acción de un líquido que asciende. En la imagen tienes dos cromatografías en papel de filtro, separando colorantes de tinta china o de rotulador. En el simulador puedes ver la técnica de un proceso real, en el que se separan los tres colorantes de una muestra. Esta técnica se utiliza en análisis, ya que las sustancias se separan más o menos y toman diferente color según sus características estructurales.



3.3 Separación de líquidos



Decantación

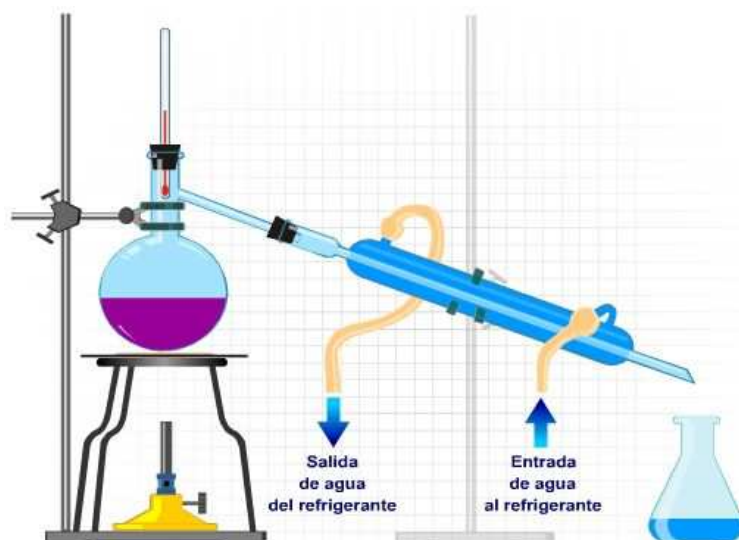
Observa el vaso con agua y aceite flotando sobre ella, ya que son inmiscibles y el agua más densa. Para separar las dos sustancias, es mejor utilizar el embudo de decantación. Fíjate en que al abrir la llave del embudo cae en primer lugar el agua, que está en la parte inferior, y en que se debe cerrar la llave un poco antes de que vaya a comenzar a caer el aceite.



Destilación

Se separan dos líquidos que tienen punto de ebullición diferente. En la simulación tienes el detalle del procedimiento, que vas a ver en el laboratorio destilando vino comercial (¡ojo, vino del malo!).

Observa la función que tiene cada uno de los componentes del destilador, en especial el tubo refrigerante.



En la simulación siguiente puedes ver el fenómeno a escala de partículas, en el caso de la separación de etanol y agua. Al pulsar el botón rojo, aumenta la temperatura, y al llegar a 80 °C, temperatura de ebullición del etanol, las partículas pasan a la fase vapor antes que las de agua, condensando el líquido en el recipiente de la derecha. Al terminar de pasar el alcohol, la temperatura sube a 100 °C y entra en ebullición el agua.

En realidad, el proceso no es tan sencillo. Ya sabes que tanto el agua como el alcohol pasan al estado gaseoso a cualquier temperatura, y, por tanto, cuando se produce la ebullición del alcohol a 80 °C ya ha pasado un poco de agua al recipiente de la derecha, aunque el mayor porcentaje corresponde al etanol. De hecho, el olor a alcohol que se produce es muy intenso.

3.4 Diseño de métodos de separación

Una vez que conoces las diferentes técnicas de separación, vas a separar algunas mezclas en el laboratorio, diseñando previamente el procedimiento que te parezca más adecuado.

En todos los casos elaborarás un diagrama del tipo siguiente, que sirve para separar arena, sal común y alcohol.

Has de tener en cuenta que ni la arena ni el azúcar se disuelven en alcohol.

El orden de los pasos es muy importante: si en primer lugar añades el agua, se mezcla con el alcohol y se disuelve el azúcar, con lo que complicas el problema a resolver.



3.5 Tratamiento de residuos

En el tratamiento de residuos hay dos grandes líneas de actuación: los residuos sólidos urbanos (RSU) y las aguas residuales (EDAR).

Residuos sólidos urbanos (RSU)

Hay una normativa europea que obliga a los ciudadanos a realizar labores previas de separación en los residuos domésticos. Por esa razón hay contenedores en la calle para papel, envases, vidrio, materia orgánica y aceite, que se diferencian por su color. También puntos limpios para llevar enseres voluminosos como muebles y aparatos electrónicos. Además, hay contenedores para recoger pilas y medicamentos.

Con esa separación previa se puede reciclar una parte muy relevante de los residuos y evitar además problemas de contaminación en los vertederos. **¡Tu actuación como ciudadano es muy importante!**



Depuración de aguas residuales (EDAR)

Después de utilizarla en las ciudades y en las industrias, el agua va a parar a las redes de alcantarillado, pero antes de devolverla al río hay que depurarla para que el medio ambiente no se contamine y el agua sea reutilizable.

En Aragón hay un plan de instalación de Estaciones Depuradoras de Aguas Residuales (EDAR) puesto en marcha con ese fin, con el objetivo de depurar el 100 % de las aguas residuales en 2015.



Fíjate atentamente en el vídeo para entender cómo funciona una EDAR. En esencia, se eliminan los residuos sólidos y en suspensión mediante filtración y decantación, y después se elimina la materia orgánica mediante un tratamiento biológico, antes de verter el agua al río.

Los residuos sólidos obtenidos también se aprovechan como abonos, y el material restante se lleva a un vertedero controlado.

3.6 Desalinizadoras

El agua es un recurso de futuro para Aragón. En otras comunidades, sobre todo de la cuenca mediterránea, es escasa, y en ellas se puede obtener a partir de agua de mar como alternativa a los trasvases, eliminando la sal disuelta en plantas desalinizadoras.

En el vídeo tienes una explicación de las características generales de la planta desalinizadora de Torrevieja (Alicante) y en la simulación puedes ver cómo se produce la eliminación de sales del agua mediante ósmosis inversa.



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.

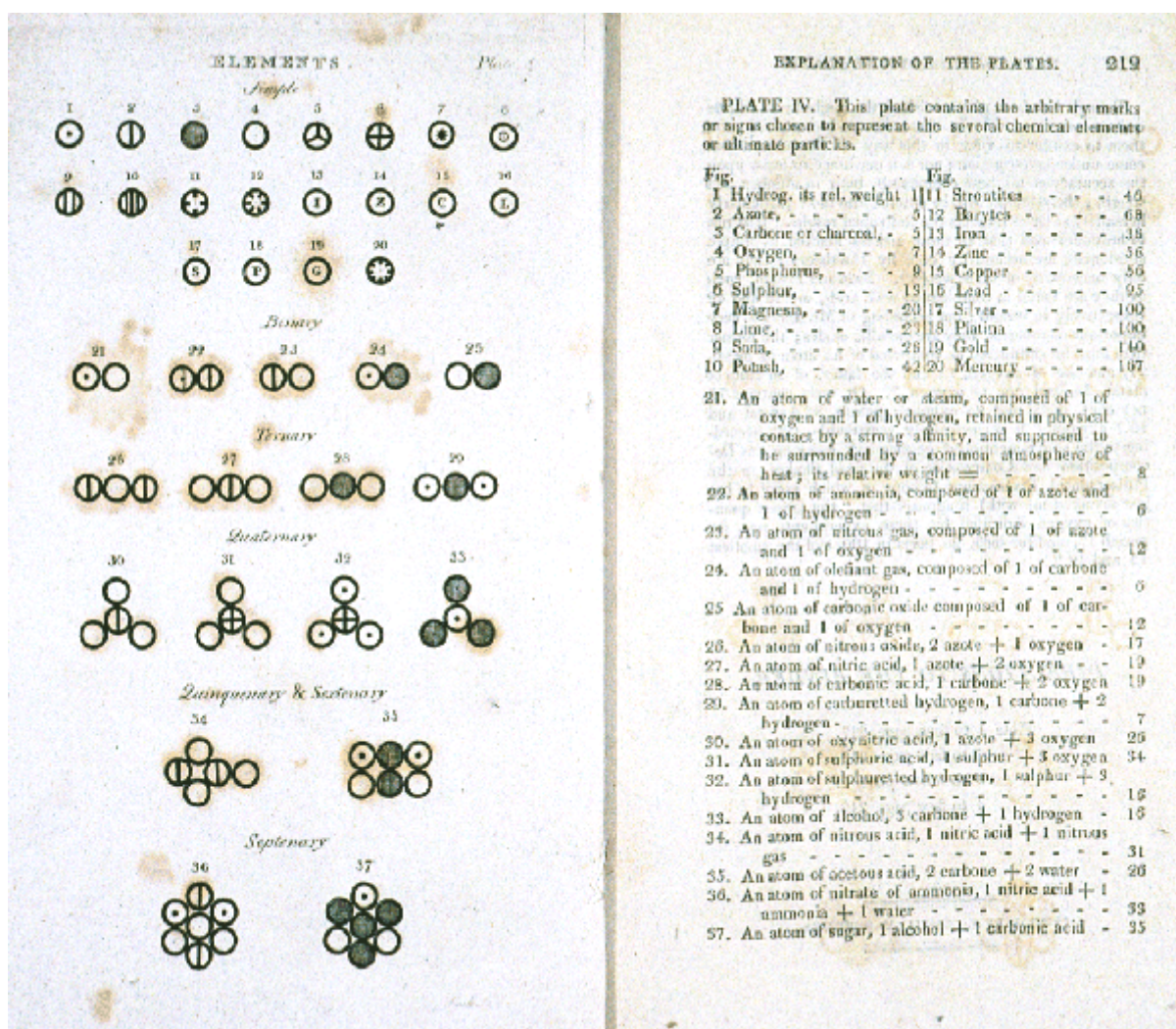
ELEMENTS				
	Hydrogen	1	Strontian	46
	Azote	5	Barytes	68
	Carbon	5	Iron	50
	Oxygen	7	Zinc	56
	Phosphorus	9	Copper	56
	Sulphur	13	Lead	90
	Magnesia	20	Silver	190
	Lime	24	Gold	190
	Soda	28	Platina	190
	Potash	42	Mercury	167

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).

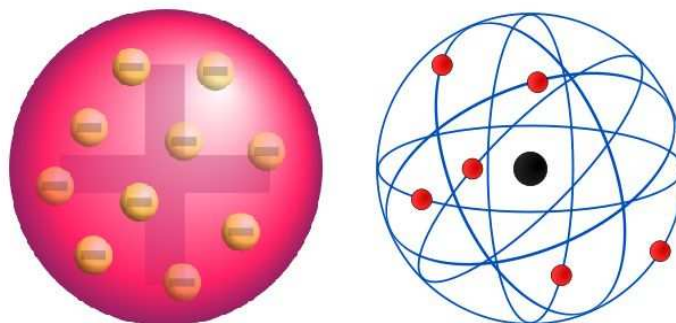
Nombre	Símbolo	Carga/C	Carga relativa	Masa en reposo/kg	Masa en reposo/u	Masa en reposo aproximada/u
Electrón	e ⁻	-1,60 10 ⁻¹⁹	-1	9,109 10 ⁻³¹	0,0005	0
Protón	p ⁺	1,60 10 ⁻¹⁹	1	1,672 10 ⁻²⁷	1,0066	1
Neutrón	n	0	0	1,675 10 ⁻²⁷	1,0084	1

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.

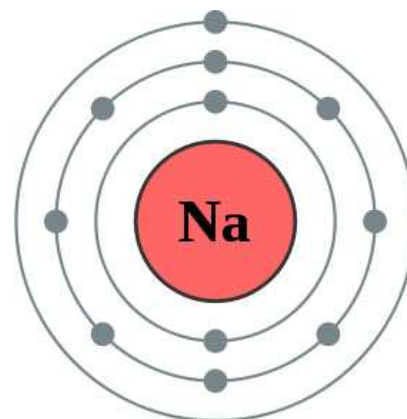
Por esa razón, se suele hablar de **capas**, de primera a séptima, que contienen entre una y cuatro órbitas cada una.

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, ése 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.

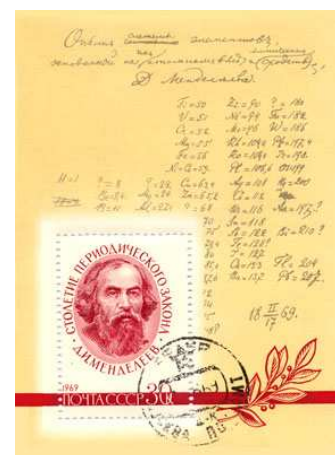
En la imagen tienes un sello emitido en la URSS (antigua Rusia) en 1969 para conmemorar el centenario de la publicación de la tabla.

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 RENIÓ	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 SUBORMIO	107 Bh BOHMIO	108 Hs HASSIO	109 Mt METLENIO	110 Uun UNUNONIO	111 Uuu UNUNUNIO	112 Uub UNUNBIO	114 Uuq UNUNQUADIO	116 Uuh UNUNHEXADIO	118 Uuo UNUNOCTADIO				
	LANTÁNIDOS	58 Ce CECIO	59 Pr PRASEODIMIO	60 Nd NEODIMIO	61 Pm PROMECIO	62 Sm SAMARIO	63 Eu EUROPIO	64 Gd GADOLIMIO	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 FERMIÓ	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 Na^+ y 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 Rio 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.

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.

Masa atómica real

La masa real de un átomo de un elemento se mide en unidades de masa atómica (u), que equivale a $1,66 \cdot 10^{-24}$ g, y es la masa real tomada como referencia a escala atómica.

De esta forma, se puede decir que la masa atómica relativa del hierro es 55,85, y que su masa real es de 55,85 u; es decir:

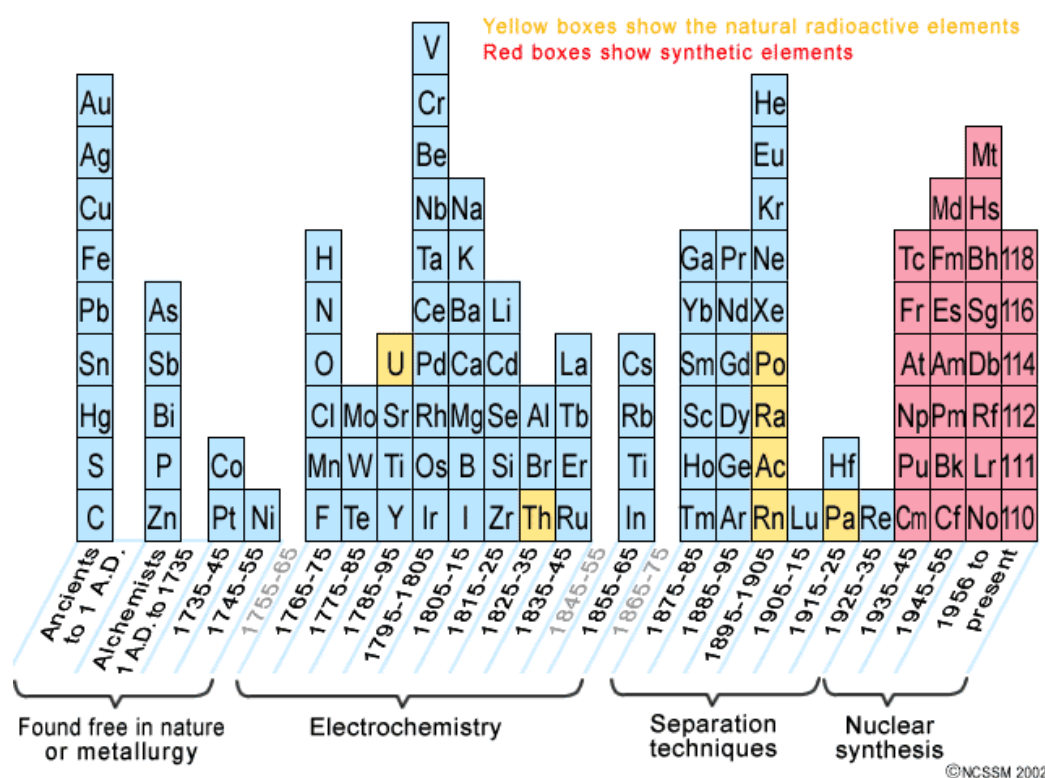
$$(Fe) = 55,85 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g/u} = 9,27 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

Haciendo una sencilla proporción, puedes determinar que para tener un gramo de hierro hacen falta $1,08 \cdot 10^{22}$ átomos de hierro, que son nada menos que 10800 trillones de átomos. ¡La masa de los átomos es realmente muy pequeña!

4. Radiactividad

Fíjate en la imagen siguiente. Puedes ver que en la antigüedad se conocían unos pocos elementos: hasta el año cero solamente 9, y en los 1755 años siguientes otros 8 más.

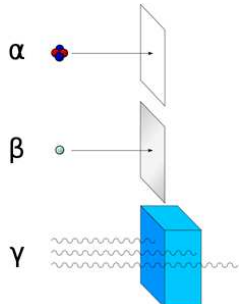
Entre 1755 y 1855 se descubrieron 42. Desde ese momento y hasta 1935, otros 29. A partir de entonces, los elementos se han sintetizado en laboratorio, pues no existen en la naturaleza: 21 hasta 1990, y 5 más desde ese año hasta abril de 2010.



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

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

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.

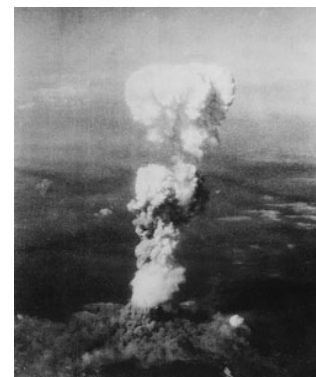


Aplicaciones militares

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.

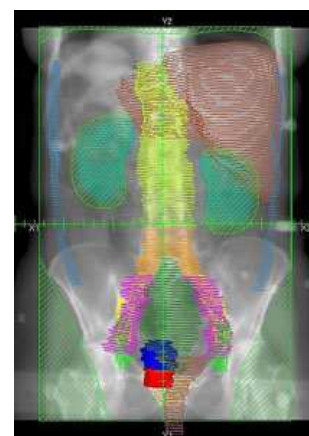


Médicas

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 CO₂, 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 CO_2 , se hace referencia a la sustancia dióxido de carbono; si lees NaCl , se indica la sustancia cloruro de sodio, y si aparece C_4H_{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 NaCl se han formado iones Na^+ y 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 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 C_4H_{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, CO_2 , con la sal común, 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

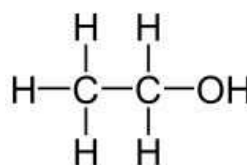
Indican el número de átomos de cada tipo que están unidos entre sí para formar una molécula. Así, la fórmula H_2O indica que en la molécula de agua hay dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno unidos entre sí de alguna forma, pero con ningún otro átomo.

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, 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 Na^+ y Cl^- , mientras que en el Na_2S hay el doble de iones Na^+ que 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 (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 Na^+ e iones Cl^- .
- **Moléculas**, formadas por un número limitado de átomos unidos entre sí, que pueden ser iguales (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, H_2O , 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

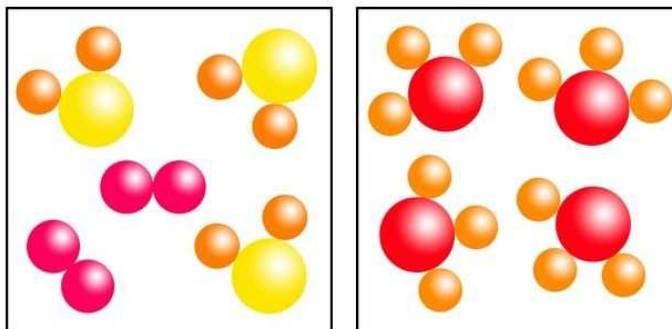
Recuerdas los diagramas de partículas que aprendiste a elaborar e interpretar al ver el modelo de partículas de la materia? Ahora se trata de detallar además cómo son las partículas que entonces representabas. Así, podrás clasificar los diagramas en sustancias puras o mezclas de sustancias simples y/o 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 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
metano CH ₄	etano CH ₃ -CH ₃	propano CH ₃ -CH ₂ -CH ₃	butano CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₃	etileno CH ₂ =CH ₂
acetileno CH≡CH	metanol CH ₃ OH	etanol CH ₃ -CH ₂ OH	acetona CH ₃ -CO-CH ₃	ácido acético CH ₃ -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 (SO₃: 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)₂: 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⁻ (fluoruro), Cl⁻ (cloruro), Br⁻ (bromuro), I⁻ (ioduro) y S²⁻ (sulfuro). Se nombran como en los casos anteriores: el K₂S es el sulfuro de dipotasio.

Tema 3. Reacciones químicas

Cuando se funde el hielo, el agua en estado sólido pasa a encontrarse en estado líquido, pero sigue siendo agua. Si disuelves azúcar en agua, parece que haya desaparecido en la disolución. También sabes que si evaporas el agua, recuperas el azúcar. Y como puedes ver en la imagen, cuando el yodo sublima se producen vapores de yodo.



En todos esos casos se trata de **procesos físicos**, ya que el cambio producido no afecta a la naturaleza de las sustancias, que siguen siendo las mismas: las partículas están situadas más o menos cerca entre sí, pero siguen siendo las mismas partículas (¡recuerda el modelo de partículas de la materia!).

Pero ¿sucede lo mismo cuando quemas madera, carbón, butano o la cera de una vela? ¿Y al añadir ácido sulfúrico concentrado a azúcar? Fíjate en las imágenes: en el caso de las combustiones, desaparece la sustancia que se quema, el combustible, y no hay forma de recuperarla, mientras que el azúcar queda carbonizado y tampoco se puede volver a obtener a partir de las sustancias formadas.



Observa lo espectacular que resulta la deshidratación del azúcar por acción del ácido sulfúrico concentrado: se transforma en carbono (en forma de carbón) y en agua, pero como se produce una gran cantidad de calor, el vaso de precipitados llega a quemar y el agua se desprende en forma de vapor.

En estos casos se han producido **reacciones químicas**, que se caracterizan porque unas sustancias se transforman en otras diferentes.

Identificación de reacciones químicas

Para saber si se ha producido una reacción química, tienes que fijarte en si has observado alguno de los **efectos siguientes**: explosión, llama, formación de sólidos, desprendimiento de gas o cambio de color.

1. Transformaciones de sustancias

Las sustancias que desaparecen en una reacción se llaman **reactivos**, y las que se forman, **productos**. La transformación se simboliza con una flecha, con lo que una reacción química se representa como:

Reactivos → Productos

Ten en cuenta que es posible que antes de producirse una reacción haya productos: cuando se quema un trozo de carbón, se forma dióxido de carbono, que ya se encuentra previamente en la atmósfera en la que se produce la reacción.

Y también sucede con frecuencia que no todos los reactivos se agotan en el proceso, y que sobra alguno de ellos. Continuando con el ejemplo anterior, después de quemarse el trozo de carbón sobra oxígeno atmosférico sin reaccionar. El carbón es el **reactivo limitante** y el oxígeno, el **reactivo en exceso**.

Ecuaciones químicas

Son **representaciones del proceso real que se produce**, en las que se detallan las fórmulas de reactivos y productos y se especifica el estado físico de las sustancias (sólido, líquido, gaseoso o en disolución acuosa).

Fíjate en el vídeo. Observa que el sodio flota en el agua, ya que es menos denso, y que reacciona con ella, produciendo gas y ¡una llama sobre el agua!

La ecuación que representa la reacción es: $\text{Na (s)} + \text{H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{NaOH (aq)} + \text{H}_2 \text{(g)}$

El gas desprendido es hidrógeno, y se forma una disolución acuosa de hidróxido de sodio.

Las sustancias se transforman

Una reacción es un cambio, una transformación de sustancias: **las ecuaciones son representaciones del proceso**, no son la reacción. Es decir, una reacción no es algo real que existe.

1.1 Tipos de reacciones

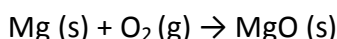
Los tipos de reacciones más importantes son: **síntesis**, **descomposición**, **sustitución** y **combustión**. En el laboratorio vas a ver un ejemplo de cada una de ellas.

Hay otros tipos de reacciones químicas, en función del tipo de sustancias que reacciona, como son las reacciones entre ácidos y bases o las de oxidación y reducción, que verás en cursos posteriores.

Síntesis del óxido de magnesio

En las reacciones de síntesis se obtiene una sustancia a partir de otras más sencillas.

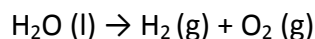
magnesio (s) + oxígeno (g) → óxido de magnesio (s)



En el vídeo puedes ver el proceso, en el que se forma el óxido de magnesio, que es una sustancia de color blanco, a partir de las sustancias elementales magnesio y oxígeno. Cuando se realice en el laboratorio, ten la precaución de no mirar directamente, ya que se emite una luz muy intensa. De hecho, reacciones como ésta se utilizan en los fuegos artificiales.

Descomposición del agua

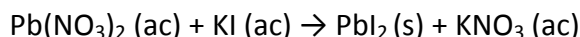
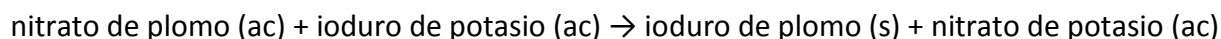
En las reacciones de descomposición se obtienen varias sustancias a partir de una más compleja.



Fíjate en el montaje experimental. El aparato se llama voltámetro, y mediante el paso de la corriente eléctrica se produce la descomposición del agua, formándose el doble de volumen de hidrógeno que de oxígeno.

Precipitación por sustitución

En las reacciones de sustitución se intercambian los grupos de átomos que forman dos sustancias. En esta reacción se forma un sólido amarillo muy poco soluble (ioduro de plomo), que precipita al fondo del recipiente.



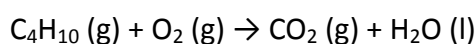
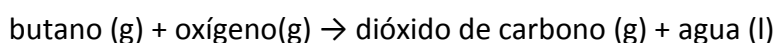
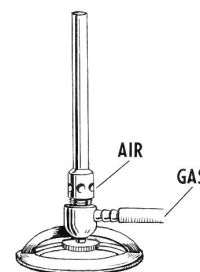
Añade dos o tres mililitros de cada disolución a sendos tubos de ensayo, y añade después uno sobre otro, observando la formación del precipitado. Si lo dejas en reposo en la gradilla, verás cómo el sólido va cayendo lentamente al fondo del tubo.

Si calientas el tubo de ensayo, verás que el sólido se disuelve (recuerda que la solubilidad aumenta con la temperatura). Pero si después lo dejas enfriar lentamente hasta temperatura ambiente, vuelve a precipitar, pero en forma de cristales muy brillantes, fenómeno que se conoce como lluvia de oro, y que puedes ver en la imagen.



Combustión del butano

En las reacciones de combustión una sustancia llamada combustible reacciona con oxígeno, formándose dióxido de carbono y agua. Los combustibles más utilizados son compuestos del carbono como metano, propano, butano, octano (gasolinas), etc. Estas reacciones se utilizan como fuente de energía: térmica al aprovechar el calor desprendido en el proceso, o bien transformándola en eléctrica en centrales térmicas.



En el laboratorio se utiliza el mechero bunsen para calentar, y en él se quema gas butano. Tiene una válvula para regular la cantidad de gas que sale y se quema, y otra para controlar la cantidad de aire con la que se mezcla.

2. Leyes de las reacciones químicas

Cuando se produce una reacción química, se observa experimentalmente que disminuye la masa que hay de unas sustancias, los reactivos, y aumenta la de otras, los productos.

Ahora vas a trabajar precisamente con esas cantidades. ¿Qué masa desaparece de reactivos? ¿Qué masa se forma de productos? ¿Hay alguna relación entre esas masas?

La conservación de la masa

Fíjate en el vídeo, que reproduce una reacción muy habitual: añades una pastilla efervescente a agua (vitamina C, un antigripal, etc), y ves que se forman burbujas y que la pastilla se disuelve. Si la reacción se produce en un recipiente hermético, puedes comprobar que la masa no cambia, ya que el gas desprendido también tiene una cierta masa, que se tiene en cuenta ya que el frasco está cerrado.

Una alternativa similar es la reacción entre el bicarbonato de sodio y el vinagre, en la que se desprende CO_2 (g). Como se trata de dos productos muy habituales, se puede realizar con facilidad utilizando un bote de conservas vacío.



Ley de conservación de la masa (Lavoisier, 1789)

Cuando se produce una reacción química, la masa que se forma de productos es la misma masa que desaparece de reactivos: las sustancias se transforman unas en otras, pero la masa total no cambia.

2.1 La proporción de combinación

Ley de las proporciones constantes

Cuando se combinan dos o más sustancias en una reacción química, lo hacen siempre en la misma proporción en masa. Esta proporción es constante entre cualquier reactivo y producto que intervenga en la reacción.

2.2 Aplicando las leyes

Fíjate en la tabla de datos siguiente, que corresponde a una reacción química entre dos sustancias, A y B, que dan lugar a una tercera, C. Se trata de que determines los valores de las masas desconocidas -x, y, z- aplicando las leyes de conservación de la masa y de las proporciones constantes.

		A	B	→	C
Experiencia 1	m _{inicial} (g)	40	25		0
	m _{final} (g)	0	5		x
Experiencia 2	m _{inicial} (g)	y	60		20
	m _{final} (g)	15	0		z

Valor de x. Como en la experiencia 1 se cumple la conservación de la masa y hay 65 g de sustancia antes de la reacción (40 g de A y 25 g de B), también debe haber 65 g después de la reacción: como de A no sobra nada y de B sobran 5 g (reactivo en exceso), de C se han tenido que formar 60 g. Es decir, **x = 60 g**, ya que no había C inicialmente.

Además, puedes saber la proporción de combinación entre A y B: si te fijas, verás que han reaccionado 40 g de A con 20 g de B (los 25 g que había al principio menos los 5 g que hay en exceso).

Valor de y. Ahora trabajas con datos de la segunda experiencia con la misma reacción. Ésta es la parte más complicada. Fíjate en que de B hay 60 g que reaccionan totalmente. ¿Con qué masa de A reaccionarán? Para determinarla, debes aplicar la proporción de combinación anterior, que es constante:

$$\frac{40 \text{ g de A}}{20 \text{ g de B}} = \frac{m}{60 \text{ g de B}}$$

Despejando y resolviendo, m = 120 g de B. Pero como deben sobrar 15 g de A, inicialmente debe haber 135 g de A. En resumen, **y = 135 g**.

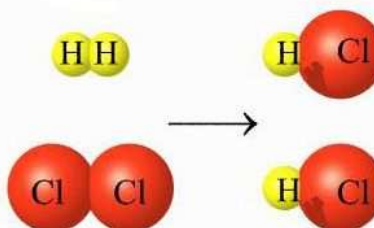
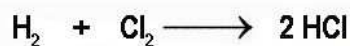
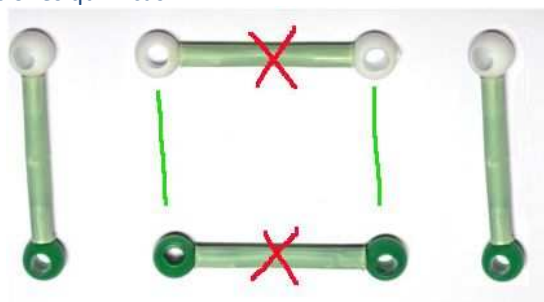
Valor de z. Ahora vuelves a aplicar la conservación de la masa: inicialmente hay (135 + 60 + 20) g, y al final también (15 g + z). Resolviendo, **z = 200 g**. También puedes darte cuenta de que como han reaccionado 120 g de A con 60 g de B, han desaparecido 180 g de reactivos, con lo que se ha tenido que formar la misma masa de productos; es decir, 180 g de C. Y como ya había previamente 20 g, al final habrá 200 g de C.

3. Interpretación de las ecuaciones químicas

Experimentalmente se observa que en las reacciones químicas desaparecen los reactivos y se forman los productos. Pero, ¿cómo se producen las reacciones desde el punto de vista de las partículas que forman las sustancias?

Diagramas de partículas

Fíjate en cómo se produce la reacción de síntesis del ácido clorhídrico. En la imagen puedes ver los modelos moleculares de H₂, Cl₂ y HCl (H blanco y Cl verde). En rojo se marcan los enlaces que se rompen y en verde los que se forman cuando se produce la reacción. También se representa la reacción con diagramas de partículas y mediante la ecuación química que la simboliza. En la ecuación química se especifica que reacciona una molécula de H₂ con una de Cl₂ para formar dos de HCl. Esos tres números (1, 1 y 2) se llaman **coeficientes estequiométricos**, e indican la proporción de partículas de cada tipo que interviene en el proceso.



Los coeficientes estequiométricos

Una molécula de Cl_2 reacciona con una de H_2 para formar dos de HCl . Pero esto es lo mismo que decir que dos de Cl_2 reaccionan con dos de H_2 para formar cuatro de HCl . Y que tres de Cl_2 reaccionan con tres de H_2 para formar seis de HCl . Fíjate en que en todos los casos la proporción de combinación es la misma: una partícula de Cl_2 reacciona por cada una de H_2 para formar dos de HCl .

En la ecuación química se escriben los coeficientes más sencillos (1, 1 y 2 en este caso). Si interviene una partícula no se escribe el uno, ya que la misma fórmula de la sustancia indica que hay una partícula.

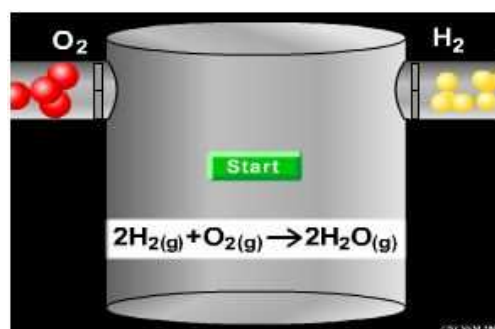
¿Cómo se producen las reacciones químicas entre moléculas?

Para que se produzca una reacción química, **las moléculas han de chocar** (modelo de los choques), de forma que se rompen unos enlaces en los reactivos, formándose otros para dar lugar a las moléculas de los productos.

Es decir, si a escala macroscópica una reacción química es una **transformación de sustancias**, a escala de partículas es una **reorganización de átomos** que produce un cambio de las partículas que forman las sustancias.

En la simulación siguiente puedes ver la síntesis del agua. ¿Cuántas moléculas hay de reactivos (H_2 y O_2) y cuántas se forman de productos (H_2O)?

Fíjate en que la reacción se escribe $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}$. Esto significa que reaccionan dos moléculas de hidrógeno por cada una de oxígeno para formar dos de agua. Que equivale a decir que reaccionan cuatro moléculas de hidrógeno con dos de oxígeno para formar cuatro de agua, que es lo que precisamente sucede en la simulación.



El número de partículas

Ten en cuenta que, en general, **en las reacciones químicas no se conserva el número de partículas**. Sí lo hace en la reacción de formación del NO (una molécula de N_2 y una de O_2 producen dos de NO , desapareciendo dos moléculas y formándose otras dos), pero no en la formación del agua, en la que a partir de dos moléculas de hidrógeno y una de oxígeno se forman solamente dos moléculas de agua.

3.1 La conservación de la masa

Tanto al manipular los modelos moleculares como al ver las simulaciones, puedes comprobar que el número de átomos de cada tipo es el mismo antes y después de producirse la reacción; la diferencia consiste en que están unidos de forma diferente, dando lugar a sustancias distintas. Y como es el mismo número de átomos, la masa no cambia.

¡Pero si son los mismos átomos!

A escala de partículas, una **reacción química consiste en una reorganización de átomos**, que dejan de estar unidos de una forma y pasan a estar unidos de otra. Pero como se trata de los mismos átomos, la masa total de las distintas sustancias es la misma: **se conserva la masa**.

En definitiva, se trata de conseguir que haya el mismo número de átomos de cada tipo en reactivos y en productos. El proceso que has de realizar se llama **ajuste de la ecuación**.

3.2 Ajuste de reacciones

La proporción de combinación en partículas

Vas a trabajar con un simulador muy completo, que tiene tres apartados. En primer lugar, enseña el concepto de proporción de combinación, de reactivo limitante y de reactivo en exceso trabajando con sandwiches (rebanadas de pan de molde y lonchas de jamón y queso); después extiende el concepto a tres reacciones químicas sencillas y por último hay un juego para practicar con otras reacciones.

Ajuste de reacciones

Para poder trabajar con reacciones químicas, en primer lugar hay que escribir la ecuación que las representa y, después, ajustarlas: se trata de que haya el mismo número de átomos de cada tipo entre todas las sustancias que forman los reactivos y los productos.

3.3 La velocidad de las reacciones

Es muy importante conocer los **factores que afectan a la velocidad de las reacciones químicas**. En la mayoría de los casos interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación industrial de productos, en la curación de una herida o una enfermedad, o en el crecimiento de las plantas. Pero hay también casos en los que lo que interesa es retardar una reacción perjudicial, como, por ejemplo, la corrosión del hierro y otros metales, la putrefacción de alimentos, la caída del cabello, etc.

Factores que afectan a la velocidad de una reacción química

Para conseguir que una reacción química sea lo más rápida posible se puede:

- utilizar disoluciones concentradas.
- trabajar a temperaturas lo más altas posible.

¿Cuál es la razón? Teniendo en cuenta el modelo de partículas de la materia, cuanto mayor es la concentración, más partículas hay por unidad de volumen, por lo que es más probable que choquen entre sí. Y si la temperatura es mayor, las partículas se mueven más deprisa, de forma que cuando chocan lo hacen con más intensidad y es más fácil que se rompan los enlaces en los reactivos para que se transformen en productos.

4. Cálculos en reacciones químicas

Ahora ya sabes representar reacciones químicas mediante ecuaciones, y también sabes ajustarlas, entendiendo el significado de los coeficientes estequiométricos.

En primer lugar vas a hacer cálculos en número de partículas, interesantes desde el punto de vista de la comprensión de las reacciones químicas, pero que no tienen ninguna utilidad experimental, ya que es imposible contar partículas (¿recuerdas lo pequeñas que son?).

Solamente tienes que escribir la ecuación de la reacción y ajustarla. Una vez que sepas cuántas partículas de cada tipo pones en contacto podrás determinar las que reaccionan, las que se forman y las que quedan sin reaccionar.

Cálculos en partículas

La ecuación química ajustada indica cuántas partículas de cada tipo reaccionan y se forman. Solamente hay que tener en cuenta que esa proporción es constante para ver cuántas partículas de cada reactivo reaccionan, si hay reactivo en exceso y cuántas partículas de cada producto se han formado.

4.1 Cálculos en masa

Este es el aspecto realmente práctico. Por ejemplo, para saber en una industria metalúrgica cuánto hierro se obtiene por kilogramo de óxido de hierro que reacciona. Ese hierro se utilizará después para obtener acero, con el que se fabrican objetos de todo tipo como tubos, depósitos para líquidos, cuberterías, etc.



Este curso vas a realizar los cálculos sin utilizar las ecuaciones químicas. Tendrás como datos la proporción de combinación, mientras que en la Física y química de 4º de ESO obtendrás la proporción a partir de la ecuación que representa la reacción química.

Realizando cálculos en masa

En realidad, ya has aprendido a hacerlos al aplicar las leyes de las reacciones químicas (2.2). Los reactivos y productos ya no serán A, B, C, etc, sino que se tratará de sustancias concretas, pero la forma de plantear y realizar los cálculos será la misma.

5. Todo es química

5.1 La industria química

En la industria química se produce la transformación de unas sustancias en otras que son necesarias en la sociedad actual. En unos casos se obtienen sustancias que ya existen en la naturaleza, como el cobre, mientras que en otros casos se trata de sustancias artificiales tales como el polietileno, que es un tipo de plástico.

Los centros de industria química más importantes de España están en Tarragona y Huelva. En Aragón destacan Sabiñánigo (Ercros, química básica), Monzón (Hidronitro, ferromanganeso), La Zaida (Foret, agua oxigenada) y Zaragoza (Saica, papel).

A continuación puedes ver algunos de los tipos más importantes de industria química.

Química básica

Se producen sustancias que se utilizan como materia prima en otro tipo de industrias. En la fábrica de Ercros de Sabiñánigo se producen cloro, sosa cáustica, clorato de potasio, hipoclorito de sodio, etc. En el vídeo corporativo de Ercros puedes ver algunas de las características y aplicaciones de las sustancias que se producen.

Petroquímica

Además de la obtención de combustibles, el petróleo se usa para obtener materias primas para gran cantidad de procesos, sobre todo en la industria de los plásticos, pero también para producir insecticidas, disolventes, pinturas, detergentes, etc.

Las industrias petroquímicas ocupan enormes superficies de terreno, con torres de más de 50 metros de altura en las que se separan los componentes del petróleo por destilación.



Industria de plásticos

Son un tipo de compuestos sintéticos que han supuesto la mayor revolución de los materiales en el siglo XX. Se utilizan en todos los campos de la vida diaria: caucho para ruedas de coches, tubos para conducciones de agua, botellas para líquidos, etc.



Abonos

Actualmente se utiliza la misma extensión de terreno para la agricultura que en la primera mitad del siglo XX, mientras que la población mundial se ha triplicado. El uso de fertilizantes y productos agroquímicos ha permitido aumentar la producción agraria y alimentar a la población sin tener que aumentar la superficie dedicada a la agricultura.

Papelera

Las grandes papeleras como Saica y Ence producen y reciclan enormes cantidades de papel y cartón. Consumen una gran cantidad de recursos, tanto vegetales como de agua. Por esa razón es importante reciclar el papel.

Farmacéutica

La química es fundamental en la industria de productos farmacéuticos, y en la lucha contra las enfermedades y la mejora de la calidad de vida, produciendo medicamentos mejores y más baratos.

Uno de los productos más conocidos es la aspirina, cuyo principio activo es el ácido acetilsalicílico, y que celebró su centenario en la empresa química Bayer en 1999. ¡Seguro que conoces medicamentos alternativos a la aspirina, tales como el paracetamol o el ibuprofeno!



Metálica

Se producen metales, necesarios sobre todo para la construcción, tales como hierro y aleaciones metálicas en Monzón o aluminio en Sabiñánigo.

Nuevos materiales

La química está proporcionando materiales que están revolucionando sectores como la electrónica, la medicina, la industria automovilística o la construcción (cerámicas, goretex, grafeno, biomateriales).

Fíjate en las prótesis del corredor de 400 m sudafricano Oscar Pistorius, que tuvo marcas de nivel mundial, así como en la prótesis de cadera de la otra imagen.

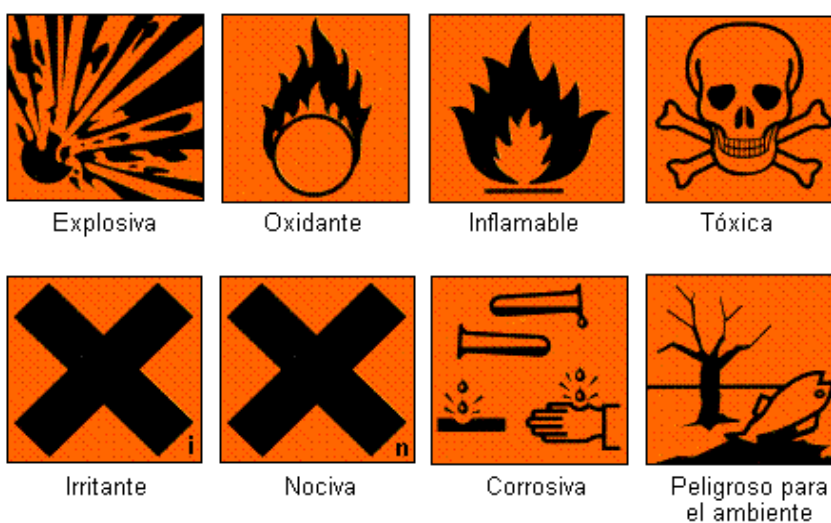


5.2 Efectos nocivos de la química

La industria química tiene muy mala prensa, ya que cuando se produce un accidente las consecuencias pueden ser muy nocivas, y, además, suelen tener una gran cobertura en los medios informativos. Sin embargo, lo realmente importante es que se cumplan día a día las medidas de seguridad establecidas por la ley, precisamente para evitar accidentes.

Son muy conocidos el escape de isocianato de metilo en Bophal (India) en 1984, que ocasionó 20000 muertos y más de 150000 afectados directos al producirse una nube tóxica de fosgeno y ácido cianhídrico, o el escape de dioxina en Seveso (Italia) en 1976, que ocasionó el pánico en toda la zona, aunque no hubo ningún fallecimiento directo causado por la fuga química.

En la imagen puedes ver los símbolos de peligro en relación con el uso de productos químicos. Si te fijas, los verás tanto en los camiones que transportan productos químicos como en los envases de muchos tipos de sustancias.



La lluvia ácida

Uno de los efectos nocivos más conocidos es la lluvia ácida. En la simulación siguiente puedes ver sus características más importantes.

5.3 Productos químicos en el hogar

En el hogar estás rodeado de productos químicos, ya que **TODO ES QUÍMICA**, pero debes prestar especial atención a dos tipos de productos químicos envasados: los medicamentos y los artículos de limpieza.

Los medicamentos no se deben tirar a la basura ni por los desagües, sino que cuando caduquen hay que llevarlos a un punto de recogida SIGRE (hay más de 20000 en farmacias en España para medicamentos y envases). Debes tener un especial cuidado en no acumular medicamentos, comprando solamente los que sean necesarios.

Los productos de limpieza deben estar etiquetados adecuadamente, indicando tanto las normas de uso como el peligro que conlleva su uso inadecuado. Los más peligrosos por contacto directo son el sulfamán, la lejía, los desatascadores y los limpiadores amoniacales.



