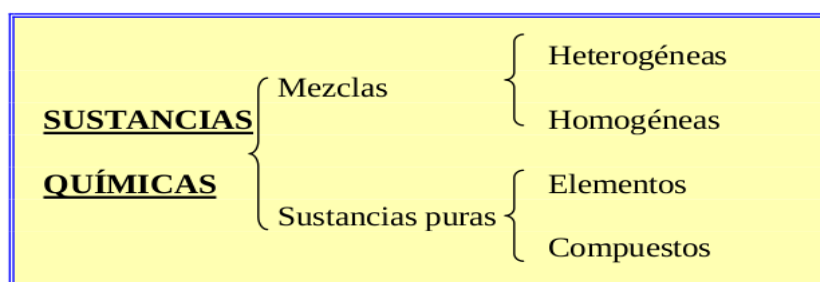


DIVERSIDAD DE LA MATERIA: LAS SUSTANCIAS QUÍMICAS

LA MATERIA, SUSTANCIA PURAS Y MEZCLAS, ELEMENTOS Y COMPUESTOS

Todo aquello que ocupa un lugar en el espacio se llama “materia”. Los distintos tipos de materia se denominan “sustancias” y se diferencian unas de otros por sus propiedades características, tales como la densidad, el color, la dureza,...

Las sustancias químicas pueden clasificarse:



No todas las sustancias que nos rodean tienen un aspecto uniforme. A simple vista podemos observar que muchas de ellas son “mezclas heterogéneas” que tienen propiedades diferentes en sus diferentes puntos. Por ejemplo, una sopa o un trozo de granito son mezclas heterogéneas. A veces, se precisa de una lupa o un microscopio para percibir la heterogeneidad: en la leche hay pequeñas gotas de grasa suspendidas en el fondo blanco uniforme.

Hay otras sustancias que, en cambio, sí presentan un aspecto uniforme y tienen propiedades idénticas en cualquier punto y, sin embargo, tampoco son sustancias puras: son las llamadas “mezclas homogéneas”, también llamadas “disoluciones”, (aunque en el lenguaje común esta palabra se reserva a mezclas homogéneas en las que una de las sustancias es un líquido). Aunque el agua es una “sustancia pura”, el agua de mar, e incluso la que bebemos, se trata de una disolución, pues en ella se encuentran “disueltas” una serie de sales minerales.

Las mezclas (homogéneas y heterogéneas) se pueden separar en sus componentes por medios o “procesos físicos”, tales como la evaporación, filtración..., en los que no cambia la naturaleza de las sustancias al separarse. Las sustancias puras, en cambio, no pueden separarse por estar formadas por una sola sustancia. Sin embargo, muchas de ellas sí pueden descomponerse por medios o “procesos químicos”; pero ello lleva consigo la destrucción de la sustancia original. Por ejemplo, el agua pura (destilada) puede descomponerse en oxígeno e hidrógeno, pero, cuando lo hace, el agua desaparece.

Las sustancias químicas puras pueden dividirse en:

- **ELEMENTOS:** *sustancias no descomponibles químicamente en otras más sencillas.*
- **COMPUESTOS:** *sustancias que se pueden descomponer químicamente en otras más sencillas.*

Por ejemplo, son elementos el hidrógeno, el oxígeno, el sodio, el hierro... Son compuestos el agua, el ácido sulfúrico, el cloruro de sodio... La mayoría de las sustancias puras son compuestos.

Los procesos químicos también llamados “reacciones químicas” se conocen desde la antigüedad: unas sustancias son capaces de transformarse en otras sustancias diferentes. De esa manera, se obtuvieron los metales en la prehistoria y se fabricó el ácido sulfúrico en la Edad Media, sustancias que no existen en su estado natural.

Propiedades generales: (masa y volumen).

Son propiedades que tienen todas las sustancias y que no sirven para determinar el tipo de sustancia de que se trata, pues miden únicamente, bien la cantidad de materia que tienen las sustancias o bien el espacio que ocupan.

- **MASA:** *Es la cantidad de materia que tiene un cuerpo.*
- *La unidad de masa en el Sistema Internacional (S.I.) es el kilogramo, kg*

Dos cuerpos del mismo tipo de materia se distinguen por su masa. La masa se mide con la balanza. No debes confundir “masa” con “peso”: la masa de una cantidad de sustancia es fija, mientras que el peso es la fuerza con que un determinado astro atrae al cuerpo; así, un mismo cuerpo pesa diferente en la Tierra y en la Luna debido a la diferente gravedad existente, y sin embargo la masa es la misma.

$$P = m \times g$$

Donde,

P = peso

m = masa de la sustancia o cuerpo

g = gravedad

La gravedad en la superficie terrestre es de $9,8 \text{ m/s}^2$. Como no estamos acostumbrados a salir de la misma, aquí en la misma dos cuerpos que tengan la misma masa también pesarán igual. Sin embargo, dos cuerpos de 1 kg pesarán distinto en la superficie de la Tierra y en la de la Luna, concretamente $9,8 \text{ N}$ y $1,6 \text{ N}$, ya que la gravedad lunar es de $1,6 \text{ m/s}^2$.

- **VOLUMEN**: *Es el espacio que ocupa su materia*
- *La unidad de volumen en S.I. es el metro cúbico, m^3 .*

El volumen de los líquidos se mide con la probeta; el los sólidos, si son regulares a partir de las medidas de longitud del lado, altura, diámetro... y si son irregulares introduciéndolos en una probeta con agua cuyo volumen previamente hemos medido y volviendo a medir el volumen de sólido y líquido juntos: el volumen del sólido se obtendrá por diferencia entre ambas medidas; el volumen de los gases es directamente la capacidad del recipiente que los encierra, por lo que no tienen volumen propio.

Los recipientes de medida que se usan en Química suelen venir graduados en mililitros, ml. Recuerda 1 litro equivale a 1 dm^3 y que, por tanto, 1 ml equivaldrá a 1 cm^3 .

Propiedades características.

Son aquellas que son distintas según el tipo de materia. Sirven, pues para identificar una sustancia.

Propiedades características son el olor, el color, la dureza, la densidad, la solubilidad en agua o en otros disolventes, la temperatura de fusión y de ebullición, la conductibilidad eléctrica...

La densidad.

Es una de las propiedades características de la materia.

- **DENSIDAD**: *es la masa de un cuerpo contenida en una unidad de volumen.*
- *La unidad de densidad en el S.I. es kg/m^3 .*

Para calcular la densidad hay pues que medir su masa y su volumen y dividir ambas cantidades. La densidad la representaremos con la letra "**d**".

$$d = m/V$$

Ejemplo:

¿Cual será la densidad g/cm^3 y en kg/m^3 de un bloque de madera de 200 g, si su volumen es de $250 cm^3$?

$$d = \frac{m}{V} = \frac{200 g}{250 cm^3} = \boxed{0,8 \frac{g}{cm^3}}$$

$$d = \frac{m}{V} = 0,8 \frac{g}{cm^3} \times \frac{kg}{1000 g} \times \frac{10^6 cm^3}{m^3} = \boxed{800 \frac{kg}{m^3}}$$

En otras ocasiones te verás obligado a calcular la masa a partir del volumen y del tipo de sustancia (buscando su densidad), o bien, a calcular el volumen conociendo su masa y su densidad. Para ello, deberás despejar de la ecuación anterior “ m ” o “ V ”.

$$m = d/V ; V = m/d$$

Ejemplos:

a) ¿Qué masa tendrán 2 litros de alcohol sabiendo que la densidad del mismo es $780 kg/m^3$?; b) ¿Qué volumen en litros ocuparán 7 toneladas de agua?

$$a) \quad m = V \times d = 2 dm^3 \times 780 \frac{kg}{m^3} \times \frac{m^3}{1000 dm^3} = \boxed{1,56 kg}$$

b) Como se trata de agua debemos saber que su densidad es de $1000 kg/m^3$.

$$V = \frac{m}{d} = \frac{7 ton}{1000 \frac{kg}{m^3}} \times \frac{1000 kg}{ton} \times \frac{1000 dm^3}{m^3} = \boxed{7000 litros}$$

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA: SÓLIDO, LÍQUIDO Y GASEOSO.

Las sustancias químicas pueden encontrarse en tres estados físicos, llamados también estados de agregación, según sea la magnitud de las fuerzas que unen las diferentes partículas que constituyen la materia (moléculas). Éstos son: sólido, líquido y gaseoso.

La misma materia puede pasar por estos tres estados dependiendo de la temperatura y de la presión. El cambio de estado no cambia la naturaleza de la sustancia. Se trata pues de un cambio físico.

Los sólidos tienen forma propia. Igualmente, tienen volumen propio que no se afecta por la presión. Poseen una densidad mayor que las mismas sustancias en otros estados.

Los líquidos, en cambio, adoptan la forma del recipiente que los contiene, es decir fluyen. Se comprimen muy poco al aumentar la presión. La densidad es ligeramente inferior a la de los sólidos, aunque hay alguna excepción como el caso del hielo que es menos denso que el agua líquida, y por tanto, flota en ésta.

Los gases no tienen volumen propio, sino que ocupan el volumen del recipiente que los contiene. Se comprimen con facilidad al aumentar la presión sobre ellos. La densidad de los gases es muy baja.

TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR.

Sirve para intentar explicar las propiedades de la materia, así como los cambios de estado de agregación.

Se basa en tres principios fundamentales:

- *La materia está formada por partículas elementales a las que llamamos moléculas.*
- *Existen unas fuerzas de atracción o cohesión entre dichas moléculas.*
- *Las moléculas tienen una energía que es tanto mayor cuanto mayor es la temperatura, lo que las hace estar en continuo movimiento.*

Mientras en los sólidos y los líquidos las fuerzas de atracción de las moléculas son suficientes para mantenerlas relativamente cerca, en los gases, la energía de las moléculas es tal que rompe las fuerzas de atracción, dejando grandes huecos entre una molécula y otra, lo que explica su baja densidad y su gran compresibilidad.

Con la teoría cinética podemos explicar además, el movimiento caótico de las partículas de polvo, ya que suponemos que éste se produce al ser golpeadas dichas partículas por las moléculas del aire a gran velocidad. También podemos explicar la presión de los gases como consecuencia del choque continuo de las moléculas contra las paredes del recipiente.

CAMBIOS DE ESTADO Y APORTES ENERGÉTICOS.

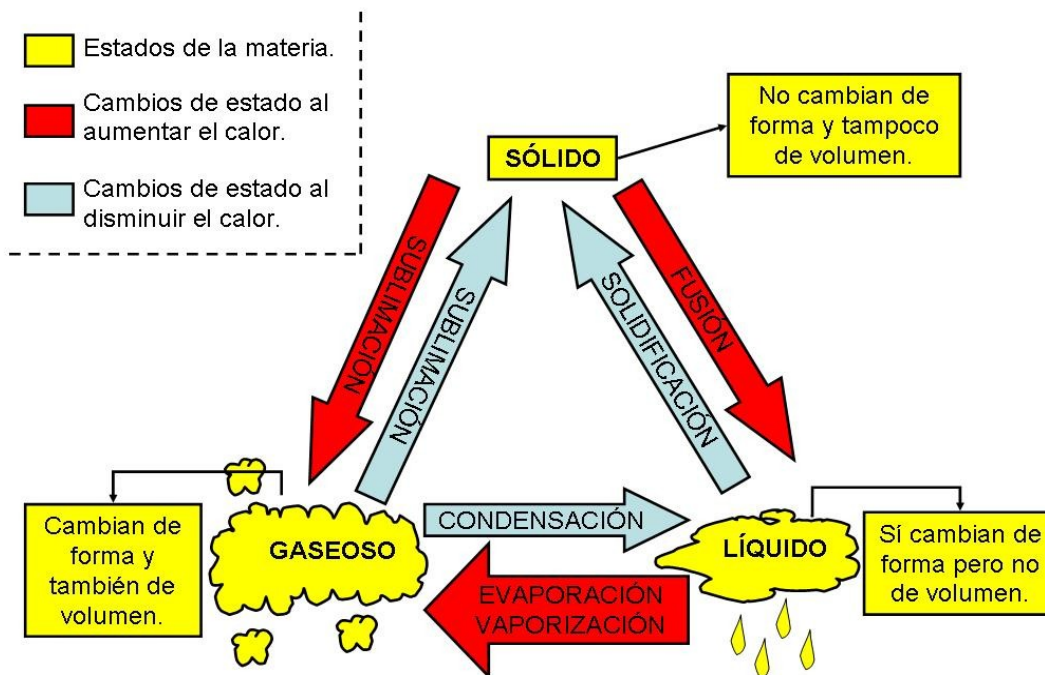
Al variar la presión y/o la temperatura pueden producirse cambios de estado. Por ejemplo, a una presión determinada, como puede ser la atmosférica, las sustancias se encuentran en

estado sólido a las temperaturas más bajas; después en estado líquido, a temperaturas mayores y posteriormente, si se siguen incrementando la temperatura pasan al estado gaseoso. Así, conocemos los tres estados de agregación del agua, como hielo (sólido), como agua líquida y como vapor de agua a temperaturas altas.

En los cambios de estado se produce siempre un intercambio de energía. Así para pasar del estado sólido al líquido (fusión) se necesita aportar energía en forma de calor. Cuando se produce el proceso contrario, es decir de líquido a sólido (solidificación), se produce un desprendimiento de energía. Igualmente, se necesita energía para pasar de líquido a gas (vaporización) y se desprende al pasar de gas a líquido (licuefacción).

Siempre que se produce un cambio de estado al aportar o desprenderse energía la temperatura de la mezcla de ambos estado permanece constante. Estas temperaturas son propiedades características de las sustancia y se conocen como temperatura de fusión a aquella en que se produce un equilibrio entre sólido y líquido y temperatura de ebullición a la que se mantiene en un equilibrio entre líquido y gas. Estas temperaturas de fusión y ebullición para cada sustancia varían con la presión. Las que se conocen y están tabuladas son a la presión atmosférica.

Por ejemplo, a presión atmosférica, la temperatura de fusión para el agua es de 0°C y la temperatura de ebullición es de 100°C.



DISOLUCIONES: COMPONENTES Y TIPOS.

Las disoluciones pueden clasificarse en “sólidas”, “líquidas”, y “gaseosas” según sea su estado físico. Así, por ejemplo las aleaciones o mezclas de metales son disoluciones sólidas,

el aire es una disolución gaseosa pues se trata de una mezcla de diferentes gases. Sin embargo, son las disoluciones líquidas las más abundantes e importantes en la química. Al componente mayoritario se le denomina “disolvente” y al que está en menor proporción se le denomina “solute”. De esta manera, las disoluciones líquidas, como por ejemplo las acuosas (aquellas en las que el disolvente es agua) pueden tener un soluto que puede ser, a su vez, sólido como la sal común o el azúcar, líquido como el alcohol o la acetona, o gaseoso como el oxígeno que está disuelto en el agua y del cual respiran los peces –¡ojo!, no confundir con el átomo de oxígeno que forma parte de las moléculas del agua.

LA CONCENTRACIÓN. FORMAS DE EXPRESARLA.

Las disoluciones pueden tener mucha o poca cantidad de soluto en una determinada cantidad de disolvente, es decir, tiene una determinada concentración. Según la cantidad de soluto que tengan las disoluciones se clasifican en “diluidas” que son las que tienen poca concentración de soluto, “concentradas” que son las que tienen gran concentración de soluto, y “saturadas” que son las que no admiten ya más soluto.

Sin embargo, el saber si una disolución es diluida o concentrada no suele servir de mucho. Suele ser necesario, en la mayor parte de las ocasiones, saber qué cantidad exacta de soluto está disuelta y en qué cantidad de disolvente o de disolución total.