

Tema 1. La materia

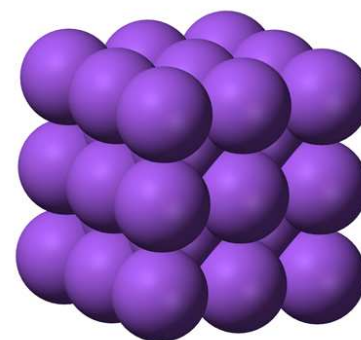
Desde que te levantas de la cama por la mañana no haces mas que ver objetos de todo tipo: sillas, vasos, muebles, botellas con agua, monedas, ... Todos los objetos están hechos de **materia**: la materia es todo aquello que tiene **masa** y que ocupa un determinado **volumen**.

Una **sustancia** es un tipo particular de materia, que es diferente de cualquier otra (agua, papel, madera, hierro, ...) y que forma **materiales** con los que se pueden fabricar objetos.

Pero ¿cómo puedes saber de qué sustancia están hechos en cada caso esos materiales y objetos? ¿Cómo puedes **diferenciar e identificar sustancias**?

Después verás la determinación experimental de alguna de las **propiedades características de las sustancias**, que utilizarás para **identificarlas**, y te plantearás cuál es **su estructura**, es decir, qué llegarías a ver si observases una sustancia, como por ejemplo un cristal de sulfato de cobre, con un microscopio suficientemente potente. ¿Se vería algo parecido a un bloque constituido por bolitas ordenadas?

En este tema vas a conocer el **modelo** que se utiliza para **interpretar las propiedades de la materia**, y relacionarás sus características a escala macroscópica (experimental), con las que tiene a escala microscópica (de partículas).



1. Las propiedades de las sustancias

Hay una serie de **propiedades cualitativas** que son características de cada sustancia y que pueden resultar útiles para identificarla: el olor (aunque hay muchas sustancias inodoras), el color (¡pero muchas son del mismo color!) o el sabor (y no es cuestión de andar probando sustancias, porque puede ser muy peligroso).

El problema que tienen esas propiedades es que **no se pueden medir**: la capacidad de percepción es diferente para cada persona. Por ejemplo, las chicas tienen mayor capacidad para diferenciar colores que los chicos; el sentido del gusto y del olfato es diferente en cada persona; etc. Por tanto, estas propiedades solamente sirven para dar una idea inicial del tipo de sustancia.

Piensa en la sustancia agua. La masa y el volumen de agua dependen de la cantidad de agua que tengas, pero puedes tener la misma masa de agua que de cualquier otro líquido, o el mismo volumen de dos líquidos distintos.

Por otro lado, su temperatura no depende de la cantidad de agua, por lo que es la misma si la cantidad de agua es pequeña o es grande. Además, puedes tener diferentes sustancias a la misma temperatura.

En resumen, ninguna de las tres propiedades sirve para diferenciar sustancias.

1.1 Propiedades características

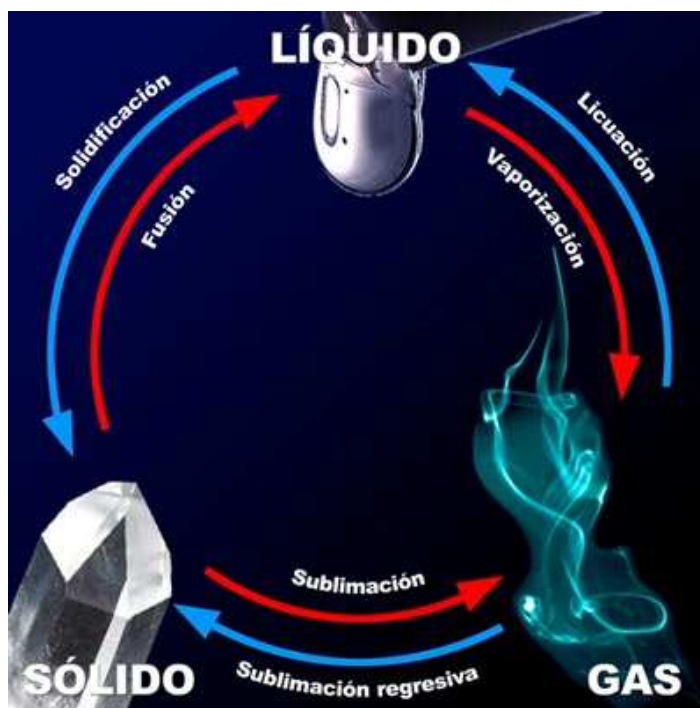
Son aquellas que **se pueden medir**, que **tienen un valor concreto** para cada sustancia y que **no dependen de la cantidad** de materia de que se dispone.

Vas a trabajar con dos propiedades características: los **puntos de cambio de estado** y la **densidad**.

En la imagen tienes los tres **estados de la materia** y los nombres de sus cambios, que seguro que ya conoces.

La densidad mide la relación entre la masa de sustancia y el volumen que ocupa: las sustancias muy densas tienen mucha masa en un volumen dado, mientras que las poco densas tienen poca masa en el mismo volumen ($d=m/V$).

Tanto los puntos de fusión y ebullición de una sustancia como su densidad son característicos: tienen un valor numérico fijo para cada una, y no varían haya poca o mucha sustancia.



Como sabes, el agua es una sustancia incolora, inodora y que no tiene sabor, con un punto de fusión de $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ y un punto de ebullición de $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su densidad es de 1 g/cm^3 .

En la tabla de datos tienes los valores de esas tres magnitudes en un conjunto de sustancias habituales, ordenadas alfabéticamente. Utilizándola te resultará fácil identificar una sustancia: si los valores de los puntos de fusión y de ebullición, así como la densidad, de una sustancia de la tabla corresponden con los de una sustancia desconocida, seguro que se trata de esa sustancia.

El significado de la densidad de las sustancias

Indica la masa que tiene un volumen determinado de sustancia. Se suele expresar en gramos por centímetro cúbico (g/cm^3), por mililitro (g/mL , cantidad equivalente a g/cm^3 , cuando se trata de líquidos) o por litro (g/L , también en líquidos).

En el Sistema Internacional se mide en kg/m^3 , pero se utiliza menos porque su valor numérico es mil veces mayor: es más fácil decir que la densidad del aluminio es de $2,7\text{ g/cm}^3$, que decir que es de 2700 kg/m^3 .

2. El proceso de medida

Las propiedades que se pueden medir se llaman **magnitudes**. Vas a trabajar con algunas de ellas, que determinarás de forma sencilla: masa, longitud, volumen, temperatura, tiempo y densidad.

Algunas de estas magnitudes se determinan a partir de otras, y se llaman derivadas: el volumen se determina como una longitud al cubo (¡el volumen de un cubo se calcula como su lado elevado al cubo!), y la densidad como la relación entre la masa y el volumen.

2.1 El Sistema Internacional de unidades

Se utiliza el **Sistema Internacional de unidades (SI)**, en el que hay una unidad para cada magnitud, que es referencia universal y que permite que se entiendan los valores de las magnitudes en todos los países.

Magnitud	Símbolo	Unidad SI	Símbolo
Longitud	l	metro	m
Masa	m	kilogramo	kg
Temperatura	T	kelvin	K
Tiempo	t	segundo	s
Volumen	V	metro cúbico	m ³

Observa que la temperatura se mide en Kelvin (K) en el SI. Se trata de una escala centígrada como la Celsius (°C), aunque esta última es la más habitual en la vida diaria. La equivalencia entre ambas escalas consiste en que 0 °C son 273 K, de manera que para pasar de una a otra puedes utilizar la relación $T(K) = T(^{\circ}C) + 273$.

Escribiendo las unidades

Es imprescindible que **escribas siempre las unidades** de las magnitudes, porque un número sin unidad carece de significado práctico.

2.2 La notación científica

Se suele utilizar con mucha frecuencia la notación científica cuando se trabaja con números muy grandes o muy pequeños. Es la que se usa en calculadoras y hojas de cálculo, y debes manejarla correctamente. De momento, solamente la utilizarás hasta el orden de 1000 veces mayor o menor.

En notación científica 1500 se escribe $1,5 \cdot 10^3$, y 0,0025 se escribe como $2,5 \cdot 10^{-3}$: **en notación científica se escribe una sola cifra antes de la coma decimal, y la base 10 elevada al número de cifras que hay después de la coma en el número original si es mayor de 1, o las que hay a la izquierda de la coma si es menor.**

¿Punto decimal o coma decimal?

Para **indicar decimales** puedes utilizar tanto el punto decimal (calculadoras) como la coma decimal (hojas de cálculo), pero escrita abajo, no arriba. Tampoco debes utilizar el punto para separar miles. Es correcto escribir 1,25 o bien 1.25, pero no 1'25, ni tampoco escribir un millón como 1.000.000 (se admite escribirlo como 1 000 000).

2.3 Múltiplos y submúltiplos

Muchas veces se utilizan unidades que son múltiplos o submúltiplos de la original, con el objetivo de que los números que se manejan sean más sencillos. Tienes que saberlos utilizar desde 1000 veces más grande hasta 1000 veces más pequeño, como puedes ver en la tabla, en la que se muestran otros casos que puede que conozcas.

Número	10^a	Prefijo	Abreviatura	Ejemplo
1000000000	10^9	giga	G	gigabyte (GB)
1000000	10^6	mega	M	megavatio (MW)
1000	10^3	kilo	k	kilogramo (kg)
100	10^2	hecto	h	hectopascal (hPa)
10	10^1	deca	da	decámetro (dam)
0,1	10^{-1}	deci	d	decímetro (dm)
0,01	10^{-2}	centi	c	centímetro (cm)
0,001	10^{-3}	mili	m	miligramo (mg)
0,000001	10^{-6}	micro	μ	microgramo (μg)
0,000000001	10^{-9}	nano	n	nanosegundo (ns)

2.4 Factores de conversión

Para expresar una medida en una unidad diferente, debes multiplicar la medida inicial por el factor de conversión que relaciona las dos unidades.

¿Cómo se transforman 11,5 kilómetros en metros? Es necesario que sepas la equivalencia entre ambas unidades, muy fácil en este caso: 1 km = 1000 m. Como son dos cantidades iguales, su cociente es la unidad, y puedes escribir esta relación de de dos formas:

$$\frac{1 \text{ km}}{1000 \text{ m}} = 1 \qquad \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 1$$

Ahora solamente tienes que multiplicar la cantidad inicial por el factor de conversión adecuado para que desaparezca la unidad a cambiar (km) y quede la que te interesa (m):

$$11,5 \text{ km} \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 11500 \text{ m}$$

Fíjate en que la unidad km aparece en el numerador y en el denominador, con lo que se elimina y queda la unidad m, que es lo que tenías que conseguir. Y date cuenta de que **¡multiplicar por un factor de conversión es multiplicar por la unidad!**

Cambiando de unidad con factores de conversión

Para expresar una medida en una unidad diferente, debes multiplicar la medida en la unidad inicial por el factor de conversión que relaciona las dos unidades, de forma que se elimine la unidad inicial y quede la que quieres obtener.

2.5 Cifras significativas

Al realizar una medida, puedes expresarla con más o menos cifras dependiendo del aparato que hayas utilizado: si una balanza aprecia hasta décimas de gramo e indica 14,6 g, la medida tiene tres cifras significativas. Si resuelves un problema con ese dato, el resultado obtenido tendrá como máximo tres cifras significativas, y dos si utilizas algún dato con dos cifras significativas.

¿Cuántas cifras significativas debes escribir?

a) Cuando hagas una medida, tantas como te proporcione el aparato de medida; b) al hacer cálculos con varias magnitudes, el resultado debes darlo con el número de cifras significativas menor de entre todas las medidas que hayas utilizado.

Además debes **tener en cuenta la sensibilidad del aparato utilizado**. Por ejemplo, si mides masas en una balanza que aprecia décimas de gramo y haces cálculos con varias masas que tienen tres cifras significativas (10,2 g, 28,5 g, etc), el resultado no puede tener dos cifras decimales, ya que la balanza solamente aprecia una: 3,45 g ó 0,27 g no serán resultados válidos.

3. Identificando sólidos

Para determinar la densidad, hay que determinar la masa y el volumen del sólido. El resultado se expresa en g/cm^3 o kg/m^3 ($1 \text{ g/cm}^3 = 1000 \text{ kg/m}^3$). Con ese valor y la tabla de datos se puede identificar la sustancia de que está hecho el sólido.

La balanza

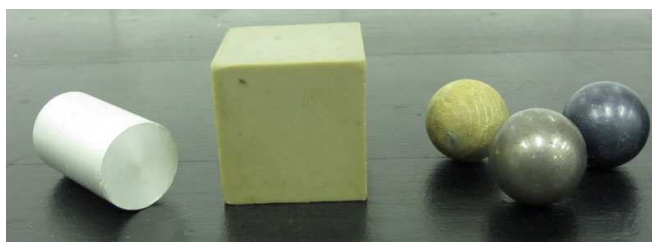
La máxima masa que se puede medir en una balanza es su capacidad, y la mínima masa que una balanza es capaz de detectar es su sensibilidad. En los laboratorios escolares son frecuentes las balanzas digitales de 500 g de capacidad y 0,1 g de sensibilidad

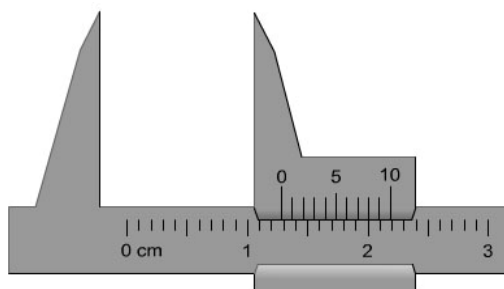


3.1 Midiendo la densidad de sólidos regulares

Medida de la masa: pulsar la tecla de tara de la balanza, colocar el sólido y leer su masa.

Medida del volumen: medir con un calibre o flexómetro su lado, arista, diámetro, etc, según sea la forma geométrica del objeto. Utilizar la fórmula adecuada ($V=h\pi r^2$ en un cilindro, $V=a^3$ en un cubo, $V=4/3 \pi r^3$ en una esfera).





Fíjate en la imagen lo que marca el calibre: 1,28 cm. Para saberlo, debes fijarte en que el 0 de la escala móvil (la superior) está entre 1,2 y 1,3 cm, y más cerca de 1,3. Ahora, observa que la raya octava de la escala superior coincide con una de la escala inferior. Por tanto, la medida es 1,28 cm.

3.2 ¿Y si el sólido es irregular?

El volumen se determina por inmersión en agua: se añade agua a una probeta, se lee el volumen y después se sumerge el objeto, cuyo volumen será la diferencia de lecturas.

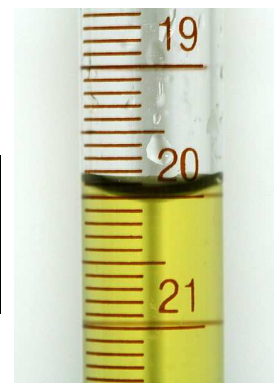
Naturalmente, si no dispones más que de probetas este método solamente es útil para objetos pequeños, que quepan en las probetas.

Para medir la masa, se pesa la probeta con el líquido y después con el sólido sumergido, siendo la masa del sólido la diferencia entre ambas medidas.

Midiendo el volumen de líquidos con probetas y buretas

Al añadir agua a un tubo estrecho, observarás que la superficie del líquido toma una forma curva, llamada **menisco**, "subiendo" por las paredes del recipiente. Para hacer la lectura adecuada del volumen, tienes que colocar la probeta o bureta a la altura de los ojos y hacer la lectura con la parte inferior del menisco.

En el caso de la imagen, la lectura es de 20,0 mL. Fíjate en que la bureta aprecia hasta 0,1 mL.



3.3 ¿Qué líquido es?

Debes colocar una probeta en una balanza, tarar, añadir líquido hasta un volumen determinado y medir la masa de ese líquido. Como ya sabes la masa y el volumen, puedes calcular la densidad, e identificar el líquido utilizando la tabla de datos.

3.4 Puntos de ebullición

Como hay líquidos con densidades parecidas, a veces es necesario medir también el punto de ebullición para poder diferenciarlos. Fíjate en que mientras se produce el cambio de estado la temperatura permanece constante.

3.5 Temperatura y estados físicos

Es muy importante que sepas deducir el estado físico de una sustancia a una temperatura dada conociendo sus puntos de fusión y ebullición, que tienes en la tabla de datos.

Piensa en el caso del agua: funde a 0 °C y entra en ebullición a 100 °C. ¿Cuál es su estado físico a -34 °C? Como esa temperatura es menor que su punto de fusión, a -34 °C es sólido. Y si el agua se encuentra en estado líquido, seguro que la temperatura está entre 0 °C y 100 °C. Por último, a 145 °C, que es una temperatura mayor que la de ebullición, su estado es el gaseoso.

¿En qué estado físico se encuentra?

- Si la temperatura es menor que la de fusión, la sustancia se encuentra en **estado sólido**.
- Si la temperatura es mayor que la de fusión y menor que la de ebullición, la sustancia se encuentra en **estado líquido**.
- Si la temperatura es mayor que la de ebullición, la sustancia se encuentra en **estado gaseoso**.

4. Un modelo para la materia

Para establecer por qué las diferentes sustancias tienen unas propiedades características de cada una de ellas (densidades, puntos de cambios de estado, solubilidad en agua, tendencia a evaporarse, etc) se comienza estudiando experimentalmente las propiedades de los gases.



Propiedad	Sólidos	Líquidos	Gases
Volumen	Fijo	Fijo	Ocupan totalmente el recipiente
Forma	Fijo	Se adaptan al recipiente	Se adaptan al recipiente
Compresibilidad	Nula	Nula	Grande
Densidad	Grande	Grande, menor en general que los sólidos	Muy pequeña

4.1 La presión de los 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 necesitas solamente cuatro magnitudes. Ya conoces tres de ellas: la **cantidad** de gas (**n**), el **volumen** del recipiente (**V**), que el gas ocupa totalmente, y la **temperatura** a la que se encuentra (**T**).

Necesitas conocer también otra magnitud, la **presión** que produce (**P**). ¿Qué significado tiene esa magnitud?

Si quieres cortar un trozo de plastilina y dispones de un cuchillo, ¿qué te interesa hacer? Seguro que utilizas el filo, y no la parte plana de la hoja: cuanto más afilado esté el cuchillo, mejor cortará. Y también cortará mejor cuanto más fuerza hagas.



La **presión es una magnitud que mide el efecto deformador de una fuerza**, y viene dada por 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 pascuales (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.**

TABLA DE DENSIDADES Y TEMPERATURAS DE CAMBIO DE ESTADO DE ALGUNAS SUSTANCIAS

Sustancia	Densidad (g/cm ³)	T de fusión (°C)	T de ebullición(°C)
Acetona	0,80	-95	56
Ácido clorhídrico	1,26	-115	85
Ácido nítrico	1,50	-42	83
Ácido sulfúrico	1,83	10	317
Agua	1,00	0	100
Aluminio	2,70	659	1997
Amoniaco	0,00077	-78	-33
Benceno	0,89	6	80
Butano	0,0026	-136	-1
Calcio	1,55	838	1440
Carbono (grafito)	2,25	3527	4200
Cloro	0,003	-102	-34
Cloruro de sodio	2,16	801	1413
Cobre	8,94	1083	2582
Dióxido de azufre	0,0029	-75	-10
Dióxido de carbono	0,002	-156	-79
Estaño	7,31	232	2270
Etanol	0,79	-117	79
Glicerina	1,26	20	290
Hidrógeno	0,00009	-259	-253
Hierro	7,89	1539	3000
Mercurio	13,60	-39	356
Níquel	8,96	1083	2595
Nitrógeno	0,0013	-210	-196
Octano	0,70	-57	126
Oro	19,3	1063	2965
Óxido de calcio	3,30	2580	2850
Oxígeno	0,0014	-218	-188
Plata	10,50	961	2210
Platino	21,40	1769	4530
Plomo	11,34	328	1750
Sodio	0,70	98	892

Utilizando esta idea tan sencilla, es fácil explicar por qué se dejan marcas en el suelo de madera cuando se camina con zapatos de tacón de aguja, pero no si el tacón es ancho: fíjate en que el peso es el mismo, y por tanto se realiza la misma fuerza sobre el suelo, pero la superficie de apoyo es diferente, por lo que la presión y el efecto producido es mayor donde menos superficie hay, que es en el tacón de aguja

¿Qué mide la presión?

La presión mide la fuerza realizada por unidad de superficie. Se calcula dividiendo la fuerza aplicada entre la superficie sobre la que se aplica: $P=F/S$

Comprimiendo el aire de una jeringa

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. Y cuando dejas de presionar, el gas se expande hasta volver a la situación original. En resumen, al aumentar la presión, disminuye el volumen.



Calentando un balón de playa

Si pones al sol un balón de playa deshinchado, observarás que se hincha. Es decir, al aumentar la temperatura, aumenta el volumen ocupado por el gas.

Calentando una bombona

Pero si el recipiente tiene un volumen fijo, al calentarlo aumenta la presión, y la bombona puede explotar si el recipiente no aguanta la presión alcanzada. Por tanto, al aumentar la temperatura también lo hace la presión.



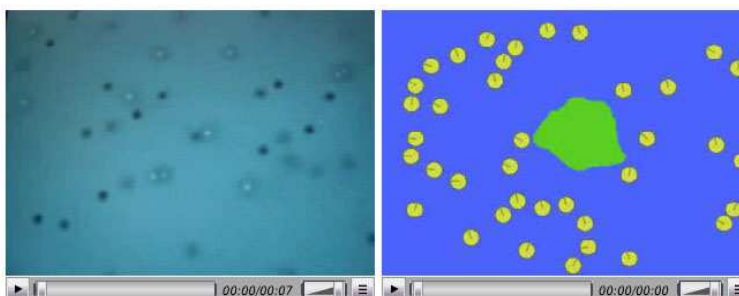
Inyectando aire

Si soplas aire dentro de un globo, se hincha. Pero si se trata de una bombona, de volumen fijo, la presión aumenta.

En resumen, las cuatro magnitudes están relacionadas: la presión que produce un gas aumenta cuanto mayor es la cantidad de gas y la temperatura, y menor es el volumen del recipiente en el que se encuentra.

4. 2 El modelo de partículas

La explicación que se acepta hoy en día es que la materia está formada por partículas, tan pequeñas que no se pueden apreciar a simple vista. En la imagen de la derecha entenderás el proceso: la partícula grande es la que



vemos y las pequeñas no, pero las pequeñas se mueven desordenadamente y al chocar con la grande hacen que se mueva. De esta forma, las partículas de aire son las que hacen que se muevan las pequeñas partículas que parecen estar suspendidas en el aire. Ese movimiento desordenado de las partículas se llama **movimiento browniano**.

Principios del modelo de partículas

1. La materia está formada por partículas muy pequeñas e invisibles.
2. Todas las partículas de una sustancia son iguales entre sí, pero diferentes de las de otras sustancias. Por ejemplo, se diferencian en la masa que tienen.
3. Las partículas están en movimiento constante debido a la agitación térmica, de forma que al aumentar la temperatura se mueven más deprisa.
4. Hay fuerzas de atracción entre las partículas, que disminuyen rápidamente con la distancia.

4.3 Las propiedades de las sustancias

Según el modelo de la materia propuesto, las partículas se mueven más deprisa conforme mayor es la temperatura a la que se encuentra una sustancia. El efecto se aprecia sobre todo en el caso de los gases. La velocidad es una propiedad de las partículas, mientras que la temperatura es una propiedad de la sustancia formada por esas partículas.

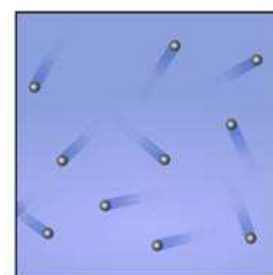
En los sólidos las partículas están ordenadas regularmente, por lo que se ven estructuras macroscópicas llamadas cristales. En los líquidos las partículas están más desordenadas, y en los gases el desorden es total.

Partículas y estados físicos		
Sólido	Líquido	Gas
Ordenadas	Desordenadas	Desordenadas
Cercanas entre sí	Cercanas entre sí	Muy lejanas entre ellas
Velocidad casi nula	Velocidad pequeña	Velocidad muy grande
Se atraen entre ellas	Atracción media	No se atraen

4.4 Sustancias puras y mezclas

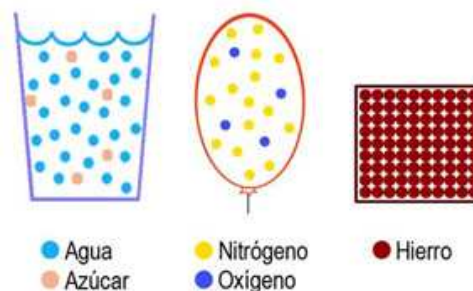
Es sencillo representar las sustancias que hay en un recipiente mediante diagramas de partículas: un bote de spray lleno de gas se puede representar como una caja cuadrada con círculos que representan las partículas del gas.

Una sustancia es **pura** si se trata de una única sustancia, y está formada por un único tipo de partículas. Si hay más de una sustancia, y, por tanto, más de un tipo de partículas, se trata de una **mezcla**.



Si las sustancias de la mezcla están repartidas por igual en toda la mezcla, es **homogénea**, mientras que si se acumulan y se diferencian a simple vista, la mezcla es **heterogénea**.

En los diagramas se ve un vaso con una mezcla homogénea de agua y azúcar disuelto (dos tipos de partículas); un globo lleno de aire, que puedes suponer formado solamente por dos gases, nitrógeno y oxígeno, que también se trata de una mezcla homogénea, y un trozo de hierro, que naturalmente es una sustancia pura, con un solo tipo de partículas.



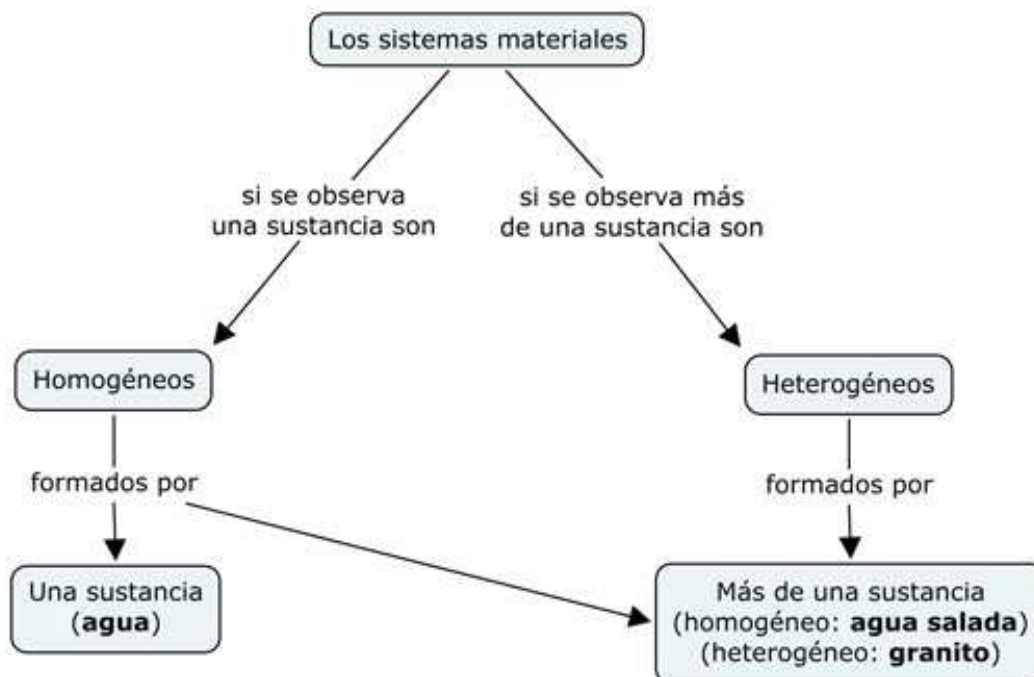
Sustancias puras y mezclas

El esquema conceptual da una visión experimental de los sistemas homogéneos y heterogéneos, según se observe una sustancia (agua, pero también agua salada) o más de una (granito). Sin embargo, el agua salada es una mezcla de sustancias (agua y sal), aunque no se diferencien a simple vista.

Una sustancia es **pura** si se trata de una única sustancia, y está formada por un único tipo de partículas. Si hay más de una sustancia, y, por tanto, más de un tipo de partículas, se trata de una **mezcla**.

Si las sustancias de la mezcla están repartidas por igual en toda la mezcla, es **homogénea**, mientras que si se acumulan y se diferencian a simple vista, la mezcla es **heterogénea**.

Las mezclas homogéneas suelen llamarse **disoluciones**, en las que el componente que se encuentra en mayor proporción se llama **disolvente**, y el que está en menor **soluto** (en una disolución de azúcar en agua, el agua es el disolvente y el azúcar el soluto).

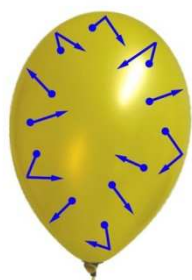


4.5 Diagramas de partículas

Los diagramas de partículas deben reflejar el estado físico de las sustancias que se están representando.

Sólidos

Observa diferentes sólidos cristalinos. En todos los casos hay una estructura geométrica regular a escala macroscópica, de forma cúbica, prismática, etc. Parece lógico suponer que se debe a que las partículas que forman cada sustancia están ordenadas a escala microscópica, y que cuando hay un número suficiente de partículas, se ve el cristal, que reproduce esa ordenación geométrica.

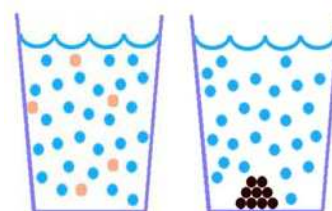


Gases

En el caso del gas que hay dentro del globo, no hay ningún tipo de estructura regular, ya que las partículas se mueven con gran rapidez y de forma desordenada, chocando con la pared del globo para mantenerlo hinchado.

Líquidos

En cuanto a los líquidos, los diagramas de partículas son diferentes si la sustancia se disuelve, como es el caso del azúcar, que si no lo hace, como sucede en el mármol. Fíjate en la imagen, en la que se representan una mezcla homogénea y una heterogénea, en la que queda detallado el trozo de mármol sin disolver.



● Agua
● Azúcar
● Agua
● Mármol

Puedes representar diagramas similares en otros casos que conoces: el oxígeno está disuelto en agua -y así pueden respirar los peces-, cuyo diagrama sería similar al del agua con azúcar, al tratarse de una mezcla homogénea; el alcohol se mezcla totalmente con el agua, como sucede en las bebidas alcohólicas, y el diagrama sería otra vez similar al anterior.

4.6 Estados físicos y cambios de estado

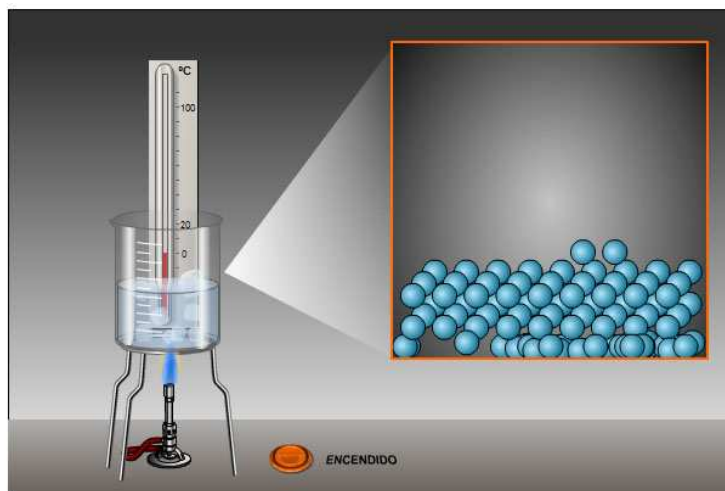
El modelo de la materia propuesto lo has aplicado tanto a sólidos como a líquidos y a gases. Ahora es el momento de utilizarlo para interpretar los cambios de estado. En la imagen tienes hielo, agua líquida y vapor de agua. El hielo funde a 0 °C y el agua entra en ebullición a los 100 °C, como ya sabes, y también puede producirse la condensación del vapor y la solidificación del agua.



Observa en las simulaciones cómo se producen estos cambios de estado desde el punto de vista experimental, fijándote especialmente en cómo varía la temperatura durante el proceso: permanece constante mientras se produce el cambio de estado.

Fíjate en que la energía en forma de calor que suministra el mechero bunsen sirve para calentar la sustancia, con lo que las partículas se van moviendo más deprisa y alejándose entre ellas.

Para explicar la fusión del hielo al calentar, las partículas se separan un poco, con lo que ganan libertad de movimientos, deslizándose unas sobre otras, tal y como se ve en la simulación. ¡Pero para conseguirlo hay que vencer las atracciones entre partículas en el estado sólido!



Una vez que se alcanza el punto de fusión, la distancia entre las partículas va aumentando al ir moviéndose más deprisa, con lo que poco a poco la sustancia pasa al estado líquido, y toda la energía comunicada sirve para este proceso, razón por la que no se calienta el agua formada. Una vez fundido todo el hielo, se calienta el agua, que se va evaporando desde baja temperatura, pero lo hace de forma total al llegar al punto de ebullición.

4.7 Explicación de hechos experimentales

Las dos aplicaciones fundamentales de cualquier modelo son:

- **explicar los hechos que se observan.**
- **hacer previsiones sobre hechos que van a suceder.**

Fíjate en la imagen. A la izquierda se ve un erlenmeyer con aire a temperatura ambiente, a cuya boca se ajusta un globo de manera que el cierre es hermético.



Si calientas el erlenmeyer con la llama de un mechero bunsen o en una placa calefactora, puedes observar que el globo se hincha, y que cuando después dejas enfriar hasta temperatura ambiente, vuelve a la situación inicial.

Ésta y otras muchas observaciones experimentales las podrás explicar utilizando el modelo de materia que has visto, y además serás capaz de hacer previsiones sobre la que sucederá cuando actúes sobre un sistema (¿qué le sucederá al globo si lo introduces en un congelador?).

5. El trabajo en el laboratorio

El laboratorio es el lugar de trabajo habitual cuando se trabaja en materias científicas. Por tanto, es necesario que conozcas las **normas fundamentales de trabajo**, sobre todo en lo relacionado con la seguridad, así como el **material** que vas a utilizar.












El trabajo en el laboratorio

El laboratorio es un lugar de trabajo en el que vas a utilizar aparatos y sustancias que pueden ser peligrosos, por lo que debes cumplir una serie de normas para garantizar tu seguridad y la de tus compañeros.

1. Cuando llegues al laboratorio, colócate en una mesa junto con los compañeros de tu grupo (uno o dos). Deja tus pertenencias en la balda que hay debajo de la mesa.
2. Comprueba que tienes el material necesario en la bandeja que hay en la mesa.
3. Permanece en tu lugar de trabajo para facilitar la movilidad dentro del laboratorio.
4. Es conveniente que utilices guantes y gafas cuando trabajes con productos químicos.
5. No debes tocar, oler o probar los productos químicos: puede ser muy peligroso si no se conocen sus propiedades.
6. Asegúrate de que utilizas la sustancia o el material adecuado en cada caso, y de que lo haces correctamente.
7. No mezcles productos sin estar seguro de que tienes que hacerlo, porque pueden producirse reacciones peligrosas.
8. Sigue las indicaciones del profesor para eliminar los residuos al terminar tu trabajo.
9. Lávate las manos antes de salir del laboratorio.
10. Cuando termines, deja el material recogido, tal como lo has encontrado.



**Y SI TIENES CUALQUIER PROBLEMA
¡AVISA INMEDIATAMENTE AL PROFESOR!**

			
Balanza digital	Flexómetro	Calibre	Espátulas
			
Probeta	Matraz aforado	Soporte, pinza de bureta y nuez	Bureta en soporte
			
Vaso de precipitados	Erlenmeyer	Embudo	Embudo de decantación
			
Cápsula de porcelana	Cristalizador	Gafas	Vidrio de reloj
			
Gradilla y tubos de ensayo	Frasco lavador	Mechero Bunsen	Papel de filtro