

Bloque 5. Tema 6

La materia que nos rodea

INDICE

- 1 Introducción
- 2 Mezclas, disoluciones y sustancias puras
 - 21. Sistemas heterogéneos. Mezclas
 - 22. Sistemas homogéneos. Disoluciones
 - 22.1. Concentración de una disolución
 - 23. Sustancias puras
- 3 Estados de agregación
 - 31. Calores latentes de cambios de estado
- 4 Teoría cinético-molecular
 - 41. Leyes de los gases
 - 41.1 Boyle y Mariotte
 - 41.2. Charles y Gay-Lussac
 - 41.3. Ley de los gases perfectos
- 5 Materias primas
 - 51 Clasificación de materias primas
- 6 Materiales de uso técnico
 - 61 Clasificación de los materiales
 - 62. Propiedades de los materiales
- 7 Respuestas de las actividades

1. Introducción

La materia que nos rodea, nos introduce en el estudio a detalle de toda la materia con la que vivimos y que también forma parte de nosotros mismos.

Veremos que la materia puede ser pura y puede estar mezclada, se puede separar y juntar y podemos trabajar con ella y hacer cálculos para ver como varia el estado o la forma de la materia dependiendo a las condiciones a las que la sometamos.

Estás rodeado de cosas que puedes ver: tus compañeros, las sillas y pupitres del aula, la pizarra, etc. Otras, aunque no puedas verlas, puedes oírlas, como los coches y motocicletas que pasan por la calle. Algunas, incluso sin verlas u oírlas, las sientes, como el aire. Todas las cosas que puedes ver, oír, tocar están formadas por materia. Podemos decir que materia es todo aquello que podemos percibir por nuestros sentidos.

Algunas cosas son tan pequeñas que no podemos verlas sin la ayuda de un microscopio. Otras están tan lejos que necesitamos un telescopio para poder observarlas. Incluso existen cosas que no podemos percibir pero cuya existencia podemos deducir por los efectos que producen, como los planetas lejanos o los agujeros negros. Pero no por eso dejan de estar constituidas por materia.

Toda la materia está formada por átomos y moléculas y, por tanto, tiene masa y volumen. Así, para saber si algo está constituido por materia, sólo debemos preguntarnos si está formado por átomos y moléculas.

La mayoría de las cosas materiales tienen una forma y unos límites definidos: la mesa en la que comes o escribes, la silla en la que te sientas, la sábana que te tapa por la noche. Son **cuerpos**.

Un cuerpo es una porción de materia con una forma y unos límites perfectamente definidos.

Otras cosas, por le contrario, no tienen forma ni límites precisos. El aire que respiras, el agua que forma los mares y océanos o la leche que contiene el vaso que desayunas no tienen unos límites precisos y, por tanto, no son cuerpos. Pero aunque no podamos definir unos límites precisos, siempre podemos aislar un trozo o una porción. El agua del vaso o el aire que contiene una habitación, aunque no son cuerpos, si son trozos de materia que se llaman **sistemas materiales**.

Un sistema material es una porción de materia.

Aunque un cuerpo siempre será un sistema material, un sistema material no siempre será un cuerpo, e incluso puede estar formado por varios cuerpos. Por

eso, el contenido de un aula, pupitres, perchas, alumnos, aire, libros... es un sistema material que contiene cosas que son cuerpos (mesas, sillas) y otras que no lo son (aire).



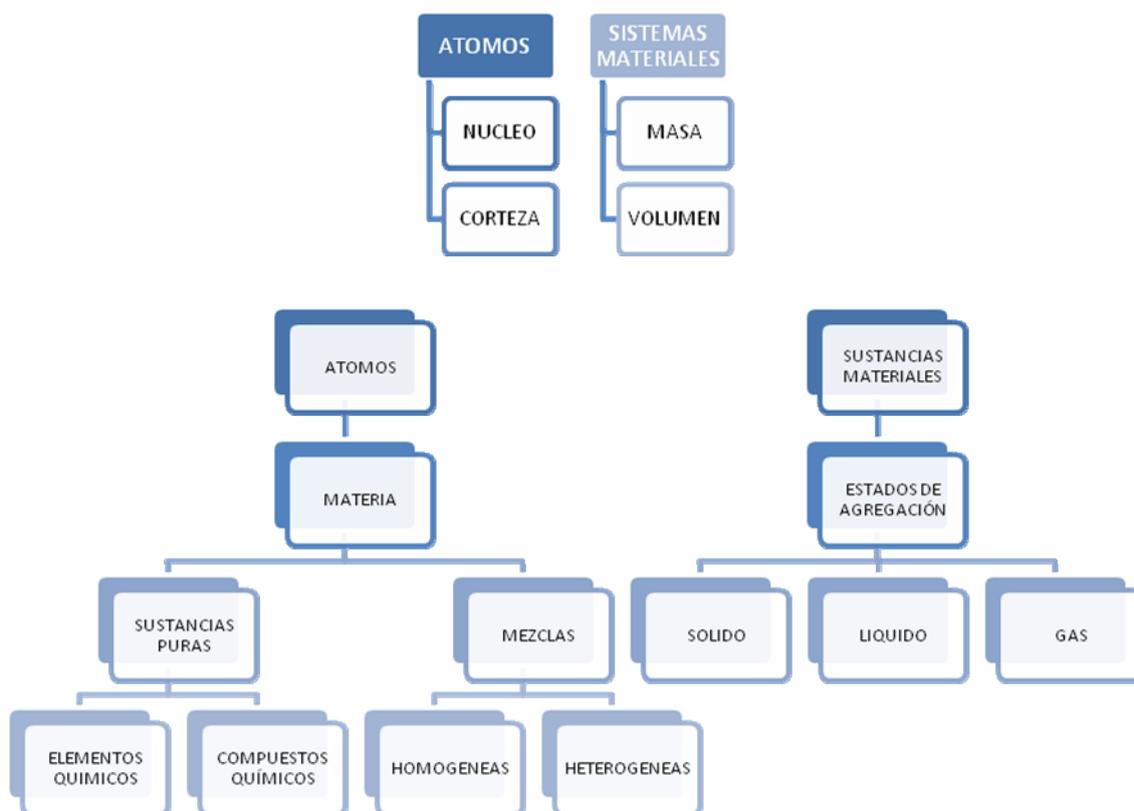
No toda la materia es idéntica y, a simple vista, podemos ver como el pupitre tiene patas de metal, rematadas en plástico y una base de madera que se fija a las patas mediante tornillos metálicos.

En casa, la sal que se emplea para cocinar o el azúcar que añades al café son ambas materia, pero de distinto tipo y con distintas propiedades que puedes distinguir (y si no lo haces, tienes que tirar el café que te has servido).

Llamamos *sustancia* a cada una de las distintas formas de materia.

La materia que nos rodea forma cuerpos o sistemas materiales formados por una o varias sustancias. Así, el agua que contiene el vaso en el que bebes no es sólo agua, contiene también otras muchas sustancias, aunque no puedas verlas. Por el contrario, en el lápiz que usas para escribir puedes percibir fácilmente la madera y el grafito, las dos sustancias que lo forman.

En el siguiente esquema podemos ver la relación entre los conceptos que vamos a tratar a lo largo del tema.



2. Mezclas, disoluciones y sustancias puras

2.1. Sistemas heterogéneos. Mezclas

En algunos cuerpos y sistemas materiales podemos distinguir perfectamente que están compuestos por varias sustancias distintas. En el bolígrafo puedes distinguir el metal, la tinta, el plástico...

Cuando en un sistema material podemos distinguir las distintas sustancias que lo componen, se trata de un sistema heterogéneo también llamados *mezcla*.

Los siguientes ejemplos de mezclas heterogéneas te ayudarán a comprender mejor el concepto.

- Granito, formado por feldespatos, cuarzo y mica.
- Rocas, formadas por minerales.
- Tierra y agua, la tierra no se disuelve en agua.
- Ensalada, compuesta por la mezcla de vegetales, aceite, sal y vinagre.
- Sopa de pasta, formada por el caldo y la pasta.
- Aceite y vinagre, no se mezclan por las diferentes características de ambos.
- Refresco con gas, formado por el refresco, que es una mezcla de agua, azúcar y ácidos, y el gas, CO₂, disuelto.

Podríamos poner innumerables ejemplos.

La mayoría de los sistemas materiales que aparecen en la naturaleza son heterogéneos y podemos distinguir en ellos varias sustancias. En el aire podemos distinguir nubes y humos de variados colores. Las piedras también están formadas por diversas sustancias que forman en su superficie bandas de distintas formas, colores y brillos...

También los objetos creados por el hombre suelen ser sistemas heterogéneos, con distintas piezas de diferentes sustancias. Cada pieza de cada aparato, normalmente, está fabricada con una sustancia específica, idónea para la tarea que va a realizar.

Aunque los instrumentos y objetos fabricados por el hombre son, normalmente, sistemas heterogéneos, antes de fabricarlos, cada pieza y cada parte es de una única sustancia que después se une a las demás. Puesto que en la naturaleza los cuerpos y sistemas materiales son heterogéneos, antes de poder ser empleados por la ciencia y la tecnología se necesita obtener las sustancias que lo integran. Es preciso separar los componentes de las mezclas naturales.

Separar una mezcla en sus componentes puede ser fácil o difícil dependiendo de las sustancias a separar y, de ellas, cuál es la que deseamos obtener. Así, separar una mezcla de azúcar y arena es relativamente fácil y se puede hacer con paciencia y a mano, pero no lo es tanto separar una mezcla de azúcar y sal.

Existen varios métodos para separar los componentes de una mezcla. Los más empleados son:

- **Métodos mecánicos**

Cribado o tamizado: Si la mezcla está formada por dos materiales sólidos de distinto tamaño, ambos se pueden separar mediante una criba o tamiz.

Decantación: Para separar dos líquidos que no se mezclan, como el agua o el aceite o un sólido que no se disuelve en un líquido. Se deja reposar el sistema y los líquidos se colocan en capas que después se separan dejando caer una de ellas. Si lo que se obtiene es un sólido, tras separarlo es necesario dejarlo secar.

Filtración: Se emplea para separar un sólido que esté suspendido en agua. Es similar al cribado pero se emplean tamices, llamados filtros, mucho más finos (similares a los filtros empleados en algunas cafeteras).



Tamiz



Filtro



Decantador

- **Otros métodos**

Desecación o secado: Cuando uno de los componentes de la mezcla es agua, para eliminarla, la mezcla se seca. Puede hacerse calentando la mezcla, pero

también puede hacerse exponiéndola al Sol.

Flotación: Si de los componentes de la mezcla uno flota en el agua u otro líquido y los demás no, al echar la mezcla en el líquido, los componentes se separarán.



Secadora de laboratorio



Tanque de separador por flotación

Actividad 1

1. ¿Cómo separaríamos una mezcla de agua y arena?
2. Por error, hemos añadido agua a la vinajera del aceite. ¿Qué tipo de mezcla se forma? ¿Qué procedimiento se puede usar para separarlos?
3. De las siguientes mezclas, ¿cuál no es heterogénea?
 - a) azúcar y serrín.
 - b) agua y aceite.
 - c) agua y vino
 - d) arena y grava.
 - e)
4. Tenemos una mezcla en la que un precipitado sólido muy fino se encuentra en suspensión en el seno de un líquido. Hemos intentado separarlo con un filtro y no hemos podido. ¿Por qué? ¿Qué podría hacerse?

2.2. Sistemas homogéneos. Disoluciones

Vemos que muchos cuerpos y sistemas materiales son heterogéneos y podemos observar que están formados por varias sustancias. En otros no podemos ver que haya varias sustancias, decimos que el sistema material es homogéneo. La sal, el azúcar o el agua que salen del grifo son sistemas materiales homogéneos, que parecen formados por una única sustancia, sal, azúcar y agua, respectivamente.

Pero el agua del grifo no es sólo agua. Aunque parezca formada por una sustancia, realmente está formada por más de una. Además de agua contiene oxígeno, cloro, calcio y muchas más sustancias. El mismo aire está formado por oxígeno, nitrógeno, agua, argón y muchas otras sustancias. Cuando un sistema material es homogéneo pero está formado por varias sustancias, se trata de una **disolución**.

Aunque una disolución puede ser sólida (oro de joyería), líquida (agua del grifo) o gaseosa (aire) la mayoría de las disoluciones que se estudian son líquidas, formadas por agua que lleva disuelta varias sustancias que se llaman **solutos**, mientras que el agua recibe el nombre de **disolvente**.

La separación de las sustancias que forman una disolución es más difícil que las que forman una mezcla heterogénea y también existen varios métodos para hacerlo, pero los más comunes, tanto en la industria como en el laboratorio son:

Cromatografía: La cromatografía más simple se denomina cromatografía en papel. En una tira de papel, similar al que se emplea para hacer filtros, se colocan unas gotas de la disolución que se desea separar. Después se sumerge un extremo del papel en una mezcla de agua con acetona u otra sustancia similar, procurando que el líquido no moje la mancha de disolución y que el papel quede en vertical. La mezcla subirá por el papel y arrastrará la mancha de la disolución, pero cada componente de la disolución será arrastrado de forma distinta, dependiendo de su afinidad con la mezcla que lo arrastra y el papel. De esta forma en el papel se formarán bandas de color a distintas alturas, una por cada componente de la disolución.

Destilación: La destilación es un método que permite separar las sustancias presentes en una disolución. Consiste en calentar la disolución hasta que hierva, recogiendo los vapores desprendidos. Existen varios tipos de destilaciones.

El más sencillo es la destilación simple. La disolución se calienta hasta hervir y los vapores se enfrían y se recogen inmediatamente. Con este método no se separan completamente las sustancias que constituyen la disolución pero es fácil y cómodo de realizar. Se emplea para obtener agua destilada (que se usa para el planchado de ropa en las nuevas planchas a vapor y en las baterías de los coches).



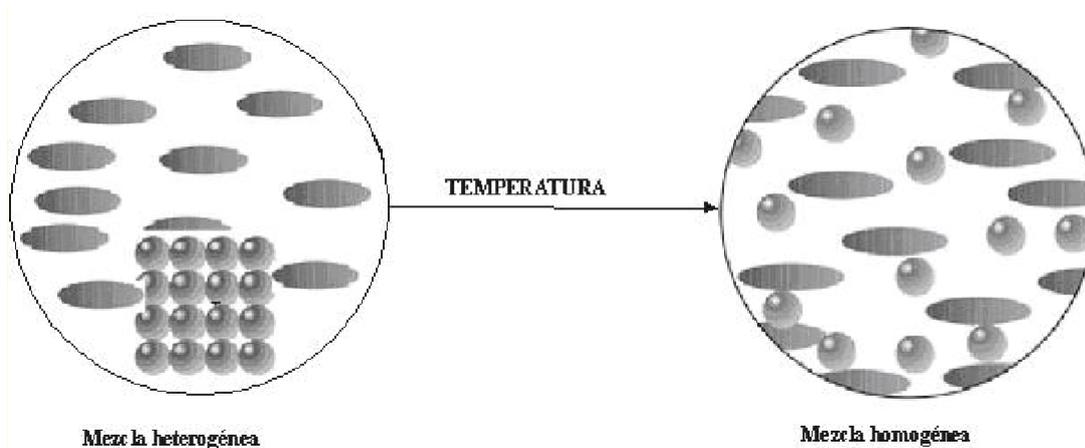
Cromatógrafo



Destilador

Actividad 2

1. ¿Puede darse el caso representado en el dibujo? Explícalo y pon un ejemplo que lo desmienta o confirme.



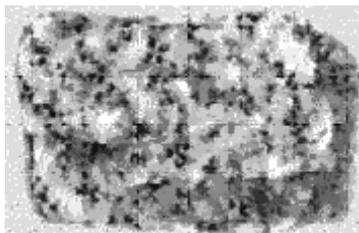
2. Localiza la afirmación correcta:

- a) Los sistemas heterogéneos reciben el nombre de mezclas heterogéneas.
- b) Los sistemas homogéneos reciben el nombre de disoluciones.
- c) Todos los sistemas homogéneos son sustancias puras.
- d) Todas las disoluciones son sistemas heterogéneos.

3. Completar el texto siguiente:

Los sistemas materiales se pueden clasificar en _____ y _____ . Los sistemas _____ a veces reciben sin más el nombre de mezclas. Un ejemplo de _____ es el turrón.

4. Definir sistemas homogéneos y heterogéneos y explicar a cuál corresponde el dibujo.



5. Localiza la afirmación correcta:

- a) Los sistemas materiales son de dos tipos: puros y compuestos.
- b) Los sistemas homogéneos tienen la misma composición en todos sus puntos.
- c) Los sistemas heterogéneos tienen distinta composición pero iguales propiedades en todos sus puntos.
- d) Los sistemas heterogéneos presentan discontinuidades a simple vista.

6. De los siguientes métodos de separación, ¿cuál no es propio de las mezclas heterogéneas?

- a) evaporación
- b) decantación
- c) centrifugación
- d) filtración

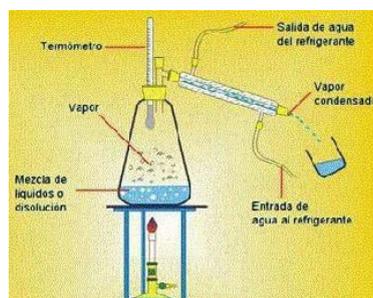
7. Clasificar las siguientes sustancias en homogéneas y en heterogéneas:

Granito, cobre, hormigón, ácido sulfúrico, aire y gasolina

8. En una botella de agua pone:

- Residuo seco: 105 mg/l ¿Qué crees que significa? ¿A qué técnica de separación se refiere?

9. Explica el gráfico siguiente.



2.2.1. Concentración de una disolución

Para saber cómo está formada una disolución no basta conocer qué sustancia es el disolvente y qué sustancia es el soluto. Podríamos intentar saber la cantidad que hay de cada uno, pero entonces el derramar un poco de disolución o añadir más, nos obligaría a hacer nuevos cálculos. Por eso, lo que interesa conocer es la proporción entre soluto y disolvente: **la concentración**.

La concentración de una disolución siempre es la misma, tengamos la cantidad de disolución que tengamos y la repartamos entre varios recipientes o en uno sólo. Para cambiar la concentración tendríamos que añadir o quitar sólo disolvente o sólo soluto.

La concentración suele expresarse en gramos por litro (g/l) y también en tanto por ciento.

Por ejemplo:

- Alcohol de 96 % (en 100 ml de disolución, 96 ml de alcohol y 4 ml de agua.
- Infusión de melisa al 60% con menta significa 60 g de melisa y 40 g de menta.
- Un vino de 12º significa el 12% en volumen de etanol, es decir, 12 ml de alcohol en 100 ml de vino

¿Cómo calculamos la concentración de una disolución? Si el resultado lo vamos a dar en gramos por litro (g/l), que indica los gramos de soluto que habría en un litro de disolución. Se calcula dividiendo la masa de soluto (en gramos) entre el volumen de disolución (en litros).

$$C = \text{masa (g)} / \text{volumen (l)} \qquad C = \frac{m(g)}{V(l)}$$

- Por ejemplo: si añadimos 5 g de sal a dos litros de agua para preparar una sopa, la concentración será, 5 gramos de sal entre 2 litros de agua.

$$c = \frac{5 \text{ g}}{2 \text{ l}} = 2,5 \text{ g/l}$$

También es habitual medir la concentración en tanto por ciento (%). El paso de una forma de medir a otra es muy fácil, ya que la concentración en tanto por ciento es 10 veces mayor que en gramos por litro, de forma que basta multiplicar por 10 para pasar de % a g/l y dividir entre 10 para pasar de g/l a %.

$$\frac{c \left(\frac{\text{g}}{\text{l}}\right)}{10} = c (\%) \qquad c \left(\frac{\text{g}}{\text{l}}\right) = c (\%) \cdot 10$$

Así en el ejemplo anterior, la disolución tiene una concentración de sal de 2,5 g/l o del 0,25%, si la expresamos en tanto por ciento, los cálculos:

$$\frac{c \left(\frac{\text{g}}{\text{l}}\right)}{10} = c (\%) \qquad \frac{2,5}{10} = c (\%) = 0,25\%$$

Aquí se presentan algunos ejemplos para que practiques con el concepto de concentración de una disolución:

Actividad 3

1. Si en una disolución, disolvemos 0'5 Kg de soluto en 2 litros de disolvente, ¿Cuál será su concentración?
2. Un suero glucosado tiene una concentración de 50 g/L.
 - a) ¿Cuánta glucosa hay en 200 mL de suero?
 - b) ¿Y en 5 L?
 - c) Si una persona necesita 80 g de glucosa, ¿qué cantidad de suero se la debe suministrar?
3. Una disolución contiene 40 g de azúcar en 200 cm³ de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L? ¿ y cuál es su concentración en tanto por ciento?
4. Una disolución contiene 3 g de azúcar en 500 mL de disolución. ¿Cuál es la concentración en g/L? ¿ y cuál es su concentración en tanto por ciento?

2.3. Sustancias puras

Cuando sometemos una disolución a cromatografía o a destilación, se obtienen nuevos sistemas homogéneos. Estos nuevos sistemas pueden ser nuevamente destilados y separados, pero llega un momento en el sistema homogéneo obtenido no es posible separarlo, por más que lo sometamos a destilación o a cualquier otro método de separación, siempre permanece inalterado. Se trata de un compuesto químico o **sustancia pura**.

Pero aunque los métodos normales no permitan la obtención de otras sustancias, si se pasa a su través una corriente eléctrica o se calienta mucho, el compuesto sufre una reacción química y se descompone, formando nuevas sustancias. Sustancias que no estaban presentes anteriormente, pero que ahora sí están.

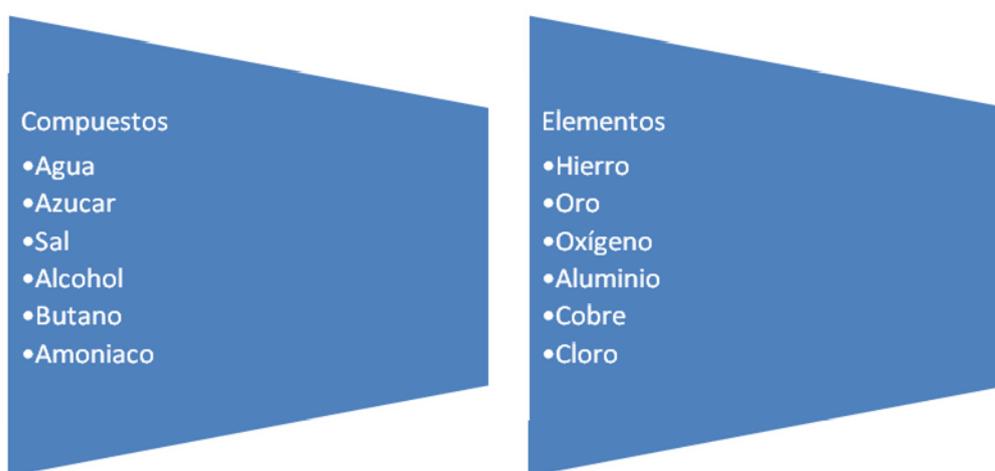
Al separar una disolución, las sustancias que aparecen ya estaban en la disolución, aunque tan mezcladas unas con otras que no se distinguían. Al separar un compuesto químico aparecen nuevas sustancias que antes no estaban. Se han formado en una reacción química, desapareciendo el compuesto original. Si mezclamos nuevamente las sustancias obtenidas de separar una disolución, la disolución vuelve a aparecer de forma inmediata. Si mezclamos las sustancias obtenidas al separar un compuesto químico, éste no reaparece, a no ser que produzcamos otra vez una reacción química.

Algunos compuestos químicos, ni sometidos a las más extremas condiciones dan lugar a nuevos compuestos. Siempre permanecen inalterados. Estas sustancias que nunca pueden descomponerse en otras reciben el nombre de elementos químicos.

Toda la materia está formada por átomos. Estos átomos se agrupan para formar moléculas. Cuando todas las moléculas son iguales nos encontramos ante un compuesto químico. Y mediante una reacción, las moléculas pueden romperse y los átomos separarse y volverse a unir de otra forma.

En los elementos todos los átomos son iguales. Por eso, si se separan unos de otros y vuelven a unirse se forman las mismas moléculas, que son las que constituyen el elemento químico.

Como sabes, una sustancia pura puede ser un compuesto. Son las sustancias puras que se pueden separar en otras, más sencillas pero al hacerlo dejan de ser ellas mismas. También es una sustancia pura aquella que esta formada solamente por átomos iguales de un mismo elemento. Algunos ejemplos de sustancias puras.



3. Estados de agregación

Los sistemas materiales pueden ser homogéneos o heterogéneos, estar formados por una única sustancia o por varias, tener una única clase de átomos o varias. Pero también se pueden manifestar de varias formas, en lo que se llaman estados de agregación. Los estados de agregación son las distintas formas en que se puede presentar la materia.

El estado sólido se caracteriza por tener una forma y un volumen fijos que no puede ser cambiado. Son incompresibles, ya que por mucha fuerza que ejerzamos sobre ellos su volumen no disminuirá.

Los átomos y moléculas que forman los sólidos están ordenadas en el espacio, formando lo que se llama estructura cristalina. Esa estructura cristalina se manifiesta en el sólido haciendo que éste tenga una forma geométrica.

Así, por ejemplo, los granos de sal son pequeños cubos y los minerales tienen formas regulares. Pero la mayoría de las veces esta forma geométrica es tan pequeña que se precisa el empleo de un microscopio para poder verla.

Esto no significa que las moléculas y átomos que forman los sólidos estén en reposo. Debido a la temperatura, se están moviendo continuamente (como todos los átomos y moléculas). Pero los átomos están enlazados por unas fuerzas que impiden que se muevan libremente y sólo pueden vibrar, pero sin separarse demasiado de su posición, como si estuvieran unidas mediante un muelle que se encoje y expande continuamente.

Un líquido, como un sólido, es incompresible, de forma que su volumen no cambia. Pero al contrario que el sólido, el líquido no tiene una forma fija, sino que se adapta al recipiente que lo contiene, manteniendo siempre una superficie superior horizontal.

En el líquido, los átomos y moléculas no están unidos tan fuertemente como en el sólido. Por eso tienen más libertad de movimiento y, en lugar de vibrar en un sitio fijo, se pueden desplazar y moverse, pero siempre se desplazan y mueven una molécula junto a otra, sin separarse demasiado. Es como si estuvieran bailando, de forma que se pueden mover, pero siempre cerca una de otra.

En la superficie del líquido, las moléculas que lo forman se escapan al aire, el líquido se evapora. Si el recipiente que contiene el líquido está cerrado, las moléculas que se han evaporado pueden volver al líquido, y se establece así un equilibrio, de forma que el líquido no se pierde.

Si el recipiente está abierto, las moléculas que escapan del líquido al aire son arrastradas por éste y no retornan al líquido, así que la masa líquida acaba por desaparecer. Es por esto que las ropas se secan y más rápidamente cuanto más viento haya, ya que el viento ayuda a arrastrar las moléculas que se han evaporado.

La ebullición, el que un líquido hierva, es distinta de la evaporación. Mientras que la evaporación sólo afecta a la superficie del líquido, la ebullición afecta a todo el líquido, en todo el líquido aparecen burbujas de gas que escapan de forma tumultuosa.

Aunque estamos inmersos en un gas, el aire que constituye la atmósfera, hasta el siglo XVII, los sabios y científicos no se percibieron de ello. Al fin y al cabo, cada vez que se obtenía un gas, fuera cual fuera éste, finalmente se mezclaba con el aire y parecía desaparecer.

Fue en el siglo XVII cuando el físico y químico belga Jan Baptista van Helmont aprendió a diferenciar a los gases del aire y aprendió a recogerlos para que no se mezclaran con aquél y al aislarlos, inventó la palabra con la que los nombramos: gas, derivándola de la palabra griega que significa caos, ya que le pareció que la materia que formaba los gases estaba sumida en el caos.

Si los sólidos tienen una forma y un volumen fijos y los líquidos un volumen fijo y una forma variable, los gases no tienen ni una forma fija ni un volumen fijo. Se adaptan al recipiente que los contiene y, además, lo ocupan completamente. Si el recipiente que ocupa el gas es flexible o tiene una parte móvil, resulta fácil modificar su forma y su volumen, alterando la forma y volumen del gas que hay en su interior.

En un gas, las moléculas no están unidas de ninguna forma. Si en el sólido sólo podían vibrar, permaneciendo fijas en un sitio determinado, y en el líquido podían moverse pero sin separarse unas de otras, en el gas las moléculas se mueven y desplazan libremente. El gas está formado por moléculas con mucho espacio vacío entre ellas, espacio vacío por el que se mueven con absoluta libertad. Por eso su volumen no es fijo y se pueden comprimir y dilatar. Comprimir simplemente disminuye el espacio vacío en el que se mueven las moléculas del gas, y dilatarlo es aumentar ese espacio vacío.



LOS ESTADOS DE AGREGACIÓN

SOLIDO	LIQUIDO	GAS
Volumen fijo.	Volumen fijo.	Volumen del recipiente.
Forma propia.	Forma del recipiente que lo contiene.	Sin forma definida.
No fluyen.	Fluyen libremente.	Fluyen libremente.
No se pueden comprimir.	No se pueden comprimir.	Se comprime fácilmente

Para poder entender mejor todos estos conceptos, consulta el siguiente enlace:
http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/estados/estados1.htm

Los estados de agregación no son fijos e inmutables. Dependen de la temperatura. Si sacamos hielo del congelador, estará a -10 ó -20°C . Empieza a calentarse, pero seguirá siendo hielo. Cuando la temperatura alcance los 0°C empezará a fundirse, ya que 0°C es la temperatura de fusión del hielo, es el **punto de fusión**. Tendremos entonces hielo y agua a 0°C . Mientras haya hielo y agua, la temperatura será de 0°C , por mucho que lo calentemos, porque mientras se produce el cambio de estado la temperatura permanece fija.

Una vez que se ha fundido todo el hielo, el agua, que estaba a 0°C empezará a subir de temperatura otra vez y cuando llegue a 100°C empezará a hervir, ya que 100°C es la temperatura de ebullición del agua, es su **punto de ebullición**. Puesto que se está produciendo un cambio de estado, la

temperatura no variará y mientras el agua hierva, permanecerá constante a 100 °C. Cuando todo el agua haya hervido y sólo tengamos vapor de agua, volverá a subir la temperatura por encima de los 100 °C.

Lo mismo ocurrirá a la inversa. Si enfriamos el vapor de agua, cuando su temperatura alcance los 100 °C empezará a formar agua líquida y su temperatura no cambiará. Cuando todo el vapor se haya convertido en agua, volverá a bajar la temperatura hasta llegar a 0 °C, a la que empezará a aparecer hielo y que quedará fija. Cuando todo el agua se haya convertido en hielo, volverá a bajar la temperatura.

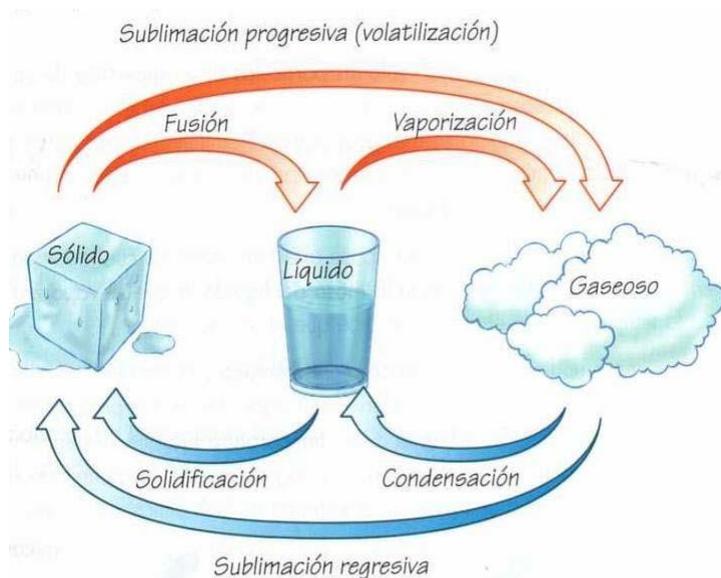
Es decir, mientras se produce un cambio de estado la temperatura permanece fija y constante, siendo la misma tanto cuando enfriamos como cuando calentamos, aunque cada sustancia cambiará de estado a una temperatura propia.

La mayoría de las sustancias, el agua entre ellas, al calentarse funden del estado sólido al líquido y ebulen del estado líquido al gaseoso. Al enfriarse, por contra, condensan del estado gaseoso al líquido y solidifican del estado líquido al sólido. Algunas sustancias, como el hielo seco pasan directamente del estado sólido al gaseoso, subliman. Y al enfriar el gas condensan directamente al estado sólido, pero siempre permanece fija la temperatura a la que cambian de estado.

PUNTOS DE FUSIÓN Y EBULLICIÓN DE ALGUNAS SUSTANCIAS

SUSTANCIA	PUNTO DE FUSIÓN	PUNTO DE EBULLICIÓN
Agua	0°C	100°C
Alcohol	-117°C	78°C
Hierro	1539°C	2750°C
Cobre	1083°C	2600°C
Aluminio	660°C	2400°C
Plomo	328°C	1750°C
Mercurio	-39°C	357°C

El paso de un estado a otro recibe un nombre específico, que puedes ver a continuación:



Actividad 4

1. A la vista de la tabla anterior de puntos de fusión y ebullición, señala en qué estado físico o de agregación se encontrará mercurio, agua y alcohol a 90°C y a -50°C .
2. ¿Por qué razón se echa sal en calles y carreteras cuando hiela o nieva?
3. ¿Por qué al arder la llama de una vela, la cera más próxima a esta llama está líquida?

3.1. Calores latentes de cambios de estado

El calor necesario para provocar el cambio de estado completo de una unidad de masa de la sustancia dada se denomina **calor latente**. Para cada proceso de cambio de estado existe un calor latente distinto (por ejemplo, calor latente de fusión, de vaporización, de condensación, etc).

Así, el calor latente de fusión es la cantidad de calor necesaria para fundir completamente una masa m de un sólido, y se expresa como:

$$L_F = \frac{Q}{m}$$

Los calores latentes de vaporización, condensación, sublimación, etc., se definen de forma análoga a la anterior. Todos los calores latentes son parámetros característicos de cada sustancia, y su valor depende de la presión a la que se produzca el cambio de estado para la misma.

En la siguiente tabla, se proporcionan los datos referentes a los cambios de estado de algunas sustancias.

Sustancia	T fusión °C	$L_f(\text{J/kg}) \cdot 10^3$	T ebullición °C	$L_v(\text{J/kg}) \cdot 10^3$
Hielo (agua)	0	334	100	2260
Alcohol etílico	-114	105	78.3	846
Acetona	-94.3	96	56.2	524
Benceno	5.5	127	80.2	396
Aluminio	658.7	322-394	2300	9220
Estaño	231.9	59	2270	3020
Hierro	1530	293	3050	6300
Cobre	1083	214	2360	5410
Mercurio	-38.9	11.73	356.7	285
Plomo	327.3	22.5	1750	880
Potasio	64	60.8	760	2080
Sodio	98	113	883	4220

Fuente: Koshkin, Shirkévich. *Manual de Física elemental*, Edt. Mir (1975) págs. 74-75.

Conociendo estos calores latentes, podemos saber la cantidad de calor

necesario para llevar a fusión o a ebullición alguna sustancia en concreto.

Ejemplo 1: ¿Qué cantidad de calor será preciso para fundir una pieza de 300 g de hierro?

$$300 \text{ g} = 0,3 \text{ kg.} \quad L_f = 293 \cdot 10^3 \text{ J/kg (según tabla de calores latentes)}$$

$$Q = L_f \cdot m; \quad Q = 293 \cdot 10^3 \cdot 0,3 = \mathbf{87'9 \cdot 10^3 \text{ J}}$$

Actividad 5

1. ¿Qué cantidad de calor hay que comunicarle a 50 gramos de hielo a 0°C para obtener agua líquida a 0°C?
2. ¿Cuánto calor hay que suministrarle al mismo sistema, pero agua a 100°C para obtener vapor de agua a 100°C?
3. ¿Cuántos gramos de alcohol etílico líquido tendremos que tener en un sistema a 78,3°C, para que al suministrarle un calor de 38 070 KJ pase todo el a vapor de alcohol tilico a dicha temperatura?

4. Teoría cinético-molecular

La materia está formada por átomos y moléculas. Los átomos se unen entre sí mediante unas fuerzas muy grandes y difíciles de romper, llamadas enlace químico. Pero las moléculas también se unen entre sí mediante unas fuerzas, más débiles, que se llaman fuerzas intermoleculares.

Por otro lado, la temperatura de un cuerpo indica la velocidad a la que se mueven las moléculas que lo constituyen. Cuanto mayor es la temperatura, con mayor velocidad se mueven las moléculas y, a menor temperatura, menor es la velocidad. Cuando las moléculas no se mueven, se ha alcanzado la temperatura más baja posible, que es -273° C (el 0 de la escala Kelvin o 0° K)

El estado de agregación de una sustancia depende de la fuerza intermolecular que une a sus moléculas (y que no cambia) y de la temperatura.

Cuando la temperatura es baja, las moléculas no pueden moverse, sólo pueden vibrar, sin separarse una de otra. Como las moléculas están prácticamente juntas y fijas, sin capacidad de movimiento, el cuerpo tendrá un volumen y una forma fija. Es un sólido

Si la temperatura aumenta, como las fuerzas intermoleculares no lo hacen, las moléculas ya podrán moverse, pero todavía permanecerán una junto a otra. Se comportarán de forma similar a un grupo de canicas en una caja, que pueden deslizarse una sobre otra. El volumen seguirá siendo fijo, pero no así la forma, que se adaptará al recipiente. Se trata de un líquido

Si la temperatura es todavía mayor, las moléculas no estarán retenidas por las fuerzas intermoleculares y se separarán unas de otras, moviéndose por todo el recipiente. Entre molécula y molécula, habrá un espacio vacío y será fácil acercarlas o alejarlas. Ni la forma ni el volumen es fijo, ambos cambian con facilidad, ya que estamos, sobre todo, ante espacio vacío en el que se mueven moléculas. Es un gas.

Actividad 6

¿Por qué una sustancia como el agua puede encontrarse en los tres estados?
¿Qué le ocurre a sus moléculas?

4.1. Leyes de los gases

Las moléculas de los gases se mueven continuamente debido a la temperatura. Cuanto mayor sea la temperatura, con más velocidad se moverán las moléculas. Pero la temperatura no se mide en la escala normal de temperaturas, la escala Celsius o Centígrada, sino en una escala especial llamada escala Kelvin o escala absoluta.

A -273°C las moléculas estarían quietas. Por eso no puede haber una temperatura más baja. En la escala Kelvin, 0 K equivale a -273°C . Y no pueden existir temperaturas inferiores, así que no pueden existir temperaturas

negativas. Para pasar de una escala a otra basta sumar o restar 273. Así, 100°C serán $100 + 273 = 373\text{K}$ y 500K serán $500 - 273 = 227^\circ\text{C}$. Es en esta escala de temperatura en la que deberemos medir siempre la temperatura de un gas.

Para convertir ambas temperaturas, tenemos que tener en cuenta que:

$$T (\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$$

Actividad 7

La siguiente lista de temperaturas esta expresada en grados Kelvin y en grados Celsius, empareja aquellas que hagan referencia al mismo valor.

a) 37°C	b) 0°C	c) -273°C	d) 25°C	e) 110°C
1) 298K	2) 310K	3) 0K	4) 383K	5) 273K

Las moléculas de gas ocupan un volumen y en él se mueven y desplazan. Aunque en el Sistema Internacional el volumen se mida en m^3 (metros cúbicos), cuando se trata de gases el volumen que ocupa se mide en litros (l). Pero no hay que olvidar que 1 litro equivale a 1 dm^3 (decímetro cúbico), es decir, que 1000 l son 1 m^3 .

Como las moléculas de gas se están moviendo, chocarán con el recipiente que las contiene (y entre sí, claro). Al chocar, ejercerán una presión, otra magnitud física, resultado de dividir la fuerza por la superficie. En el sistema internacional se mide en pascales (Pa), pero cuando se estudian los gases se suele emplear la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce la atmósfera a nivel del mar (en la playa, vamos) y que equivale a 101300 Pa. Equivale a aplicar una fuerza de un Newton en una superficie de un metro cuadrado.

El pascal es una unidad muy pequeña, así que se han definido otras mayores y que se emplean en distintas ciencias. En meteorología, en la que también es importante la presión, ya que dependiendo de ella cambiará o no el tiempo y

hará más o menos frío y habrá mayor o menor posibilidad de lluvia, la presión se mide en bares (b) o milibares (mb). Finalmente, por razones históricas, a veces se mide la presión en milímetros de mercurio (mmHg), siendo una atmósfera 760 mmHg. Podemos escribir entonces la tabla de conversión:

Pascal	Atmósfera	bar	milibar	mmHg
101300	1	1,013	1013	760

El paso de una unidad a otra se realiza como vimos en el caso de múltiplos y submúltiplos. Así, 1140 mmHg son 1.5 atm

Veámoslo con más detalle:

1040 mmHg deseamos expresarlo en atm. Nos fijamos en las equivalencias que aparecen en la tabla.

Pascal	Atmósfera	bar	milibar	mmHg
101300	1	1,013	1013	760

Debemos ahora, la cantidad inicial, multiplicarla por la correspondiente a la unidad a que queremos pasar y dividirla por aquella que es la unidad de origen. En este caso, deseamos pasar a atm, por lo que deberemos multiplicar por 1 atm y como partimos de mmHg, deberemos dividir por 760 mmHg.

$$1140 \text{ mmHg} \cdot \frac{1 \text{ atmósfera}}{760 \text{ mmHg}} = \frac{1140 \cdot 1}{760} = 1,5 \text{ atmósferas}$$

Si queremos expresar 250000 Pa en bar:

$$250\,000 \cdot \frac{1,013 \text{ bar}}{101\,300 \text{ Pa}} = \frac{250\,000 \cdot 1,013}{101\,300} = 2,5 \text{ bares}$$

Observa cómo, al simplificar la última fracción, la unidad de origen se puede simplificar, por estar tanto en el numerador como en el denominador, quedando únicamente la unidad a la que se desea convertir.

4.1.1 Boyle y Mariotte

Al aumentar el volumen de un gas, las moléculas que lo componen se separarán entre sí y de las paredes del recipiente que lo contiene. Al estar más lejos, chocarán menos veces y, por lo tanto, ejercerán una presión menor. Es decir, la presión disminuirá. Por el contrario, si disminuye el volumen de un gas las moléculas se acercarán y chocarán más veces con el recipiente, por lo que la presión será mayor. La presión aumentará.

Matemáticamente, el producto la presión de un gas por el volumen que ocupa es constante. Si llamamos V_0 y P_0 al volumen y presión del gas antes de ser modificados y V_1 y P_1 a los valores modificados, ha de cumplirse:

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$$

Esto se conoce como ley de Boyle y Mariotte, en honor a los químicos inglés y francés que lo descubrieron.

Edme Mariotte completó la ley: Cuando no cambia la temperatura de un gas, el producto de su presión por el volumen que ocupa, es constante. El volumen y la presión inicial y final deben expresarse en las mismas unidades, de forma habitual el volumen en litros y la presión en atmósferas.

Ejemplo 1: Un sistema a temperatura constante sometido a una presión de 1 atm. ocupa un volumen de 3 l. Si aumentamos su presión hasta 2 atm. ¿Qué volumen ocupará ahora el sistema?

$$P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$$

$$1 \text{ atm. } 3 \text{ l} = 2 \text{ atm. } V; \quad V = 1.3/2; \quad V = 3/2 = \mathbf{1.5 \text{ l.}}$$

Actividad 8

1. 4 litros de un gas están a una presión de 600mmHg ¿Cuál será su nuevo volumen cuando la presión aumente hasta 800mmHg?
2. En un rifle de aire comprimido se logran encerrar 150 cm³ de aire que se encontraban a presión normal y que ahora pasan a ocupar un volumen a 25cm³
¿Qué presión ejerce el aire?

4.1.2. Charles y Gay-Lussac

1ª.- Al aumentar la temperatura de un gas, sus moléculas se moverán más rápidas y no sólo chocarán más veces, sino que esos choques serán más fuertes. Si el volumen no cambia, la presión aumentará. Si la temperatura disminuye las moléculas se moverán más lentas, los choques serán menos numerosos y menos fuertes por lo que la presión será más pequeña.

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$$

Numéricamente, Gay-Lussac y Charles, determinaron que el cociente entre la presión de un gas y su temperatura, en la escala Kelvin, permanece constante.

Esta ley explica porqué la presión de las ruedas de un coche ha de medirse cuando el vehículo apenas ha circulado, ya que cuando recorre un camino, los neumáticos se calientan y aumenta su presión. Así, unas ruedas cuya presión sea de 1.9 atm a 20 °C, tras circular el coche y calentarse hasta los 50 °C, tendrá una presión de 2.095 atm.

Actividad 9

1. Cierta volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

2. Dentro de las cubiertas de un coche el aire está a 15°C de temperatura y 2 atmósferas de presión. Calcular la presión que ejercerá ese aire si la temperatura, debido al rozamiento sube a 45°C.

3. Una masa gaseosa ocupa un volumen de 250cm³ cuando su temperatura es de -5°C y la presión 740mmHg. ¿Qué presión ejercerá esa masa gaseosa si, manteniendo constante el volumen, la temperatura se eleva a 27°C?

2ª.- Si el recipiente puede agrandarse o encogerse, al aumentar la temperatura y producirse más choques, estos harán que el recipiente se expanda, por lo que el volumen de gas aumentará. Y por el contrario, si la temperatura disminuye, el volumen también disminuirá. Siempre que la presión no cambie.

Numéricamente, Gay-Lussac y Charles determinaron que el cociente entre el volumen de un gas y su temperatura, medida en la escala absoluta, permanece constante que, en forma de ecuación, puedes ver a la derecha:

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

Por eso, si introducimos un globo en el congelador, se desinfla. Si, por el contrario, se expone al sol, al aumentar su temperatura, aumentará su volumen.

Ejemplo 1: En un sistema a presión constante tenemos 22 °C de temperatura para un volumen de 2 l. Si disminuimos el volumen a 1 l. ¿Cuál será la temperatura actual?

$$2 / 22 = 1 / T; \quad T = 22 \cdot 1 / 2 = 11 \text{ }^\circ\text{C}$$

Actividad 10

1. Un gas tiene un volumen de 2.5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?
2. Una cierta cantidad de gas, que ocupa un volumen de 1L a la temperatura de 100°C y a 760mmHg de presión, se calienta hasta 150°C manteniendo la presión constante. ¿Qué volumen ocupará en estas últimas condiciones?

4.1.3. Ley de los gases perfectos

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Charles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos.

$$\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1} \quad \frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1}$$

Evidentemente la cantidad de gas influirá en sus propiedades. Si ponemos el doble de gas, y no cambiamos su volumen, la presión se duplicará. Y si mantenemos la presión pero disminuimos la cantidad de gas a la mitad, el volumen también tendrá que reducirse a la mitad. Relacionar todas las propiedades de los gases con la cantidad de gas lo hace la **ecuación de los gases ideales**:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

En la que n es la cantidad de gas en moles (concepto que se estudiará en cursos posteriores), R es un número que vale 0.082 y P , V y T son la presión, volumen y temperatura del gas medidas en atmósferas, litros y Kelvin, respectivamente.

Aquí tienes algunos de ejemplos de aplicación de las leyes que acabas de estudiar:

Actividad 11

1. Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 50 l a la presión de 2 atm. ¿Qué volumen ocupará si duplicamos la presión?
2. Al calentar un recipiente que estaba a 300 K, la presión del gas que contiene pasa de 2 a 10 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?
3. Manteniendo constante la presión, se ha duplicado el volumen del gas. ¿Qué le habrá pasado a su temperatura?
4. ¿Qué volumen ocuparán 2 moles de gas a 5 atm de presión y a una temperatura de 500 K?
5. Un gas, a temperatura constante, ocupa un volumen de 20 l a la presión de 3 atm. ¿Qué volumen ocupará si la presión pasa a ser de 5 atm?
6. Al calentar un recipiente que estaba a 100 °C, la presión del gas que contiene pasa de 2 a 8 atm. ¿Hasta qué temperatura se ha calentado?
7. ¿Qué presión ejercerán 2 moles de gas si ocupan 10 l a una temperatura de 300 K?
8. A una presión de 2026 mb y una temperatura de 0 °C, un gas ocupa un

volumen de 5 l. ¿Cuántos moles de gas hay presentes?

5. Materias primas

Se conoce como **materias primas** a los materiales extraídos de la naturaleza que nos sirven para construir los bienes de consumo. Se clasifican según su origen: vegetal, animal, y mineral. Ejemplos de materias primas son la madera, el hierro, el granito, etc.

Las materias primas que ya han sido manufacturadas pero todavía no constituyen definitivamente un bien de consumo se denominan productos semielaborados o semiacabados.

5.1 Clasificación de materias primas

- De origen vegetal: madera, lino, algodón, corcho

La **madera** es un material encontrado como principal contenido del tronco de un árbol. Los árboles se caracterizan por tener troncos que crecen cada año y que están compuestos por fibras de celulosa unidas con lignina. Como la madera la producen y utilizan las plantas con fines estructurales es un material muy resistente y gracias a esta característica y a su abundancia natural es utilizada ampliamente por los humanos, ya desde tiempos muy remotos.

Una vez cortada y seca, la madera se utiliza para muy diferentes aplicaciones. Una de ellas es la fabricación de pulpa o pasta, materia prima para hacer papel. Artistas y carpinteros tallan y unen trozos de madera con herramientas especiales, para fines prácticos o artísticos. La madera es también un material de construcción muy importante desde los comienzos de las construcciones humanas y continúa siéndolo hoy.



- De origen animal: pieles, lana

La **lana** es una fibra natural que se obtiene de las **ovejas** y de otros animales como, **cabras** o **conejos**, mediante un proceso denominado **esquila**. Se utiliza en la **industria textil** para confeccionar productos tales como sacos, chaquetas o **guantes**.

Los productos de lana son utilizados en su mayoría en zonas frías, como por ejemplo en nuestra región, porque con su uso se mantiene el calor corporal; esto es debido a la naturaleza de la fibra del material.

La lana era ampliamente usada hasta que se descubrió el **algodón**, que era más barato de producir y se implantó debido a los avances técnicos de la revolución industrial, como por ejemplo la **máquina tejedora** que desplazó en gran parte la **confección rústica**.



- De origen mineral: carbón, hierro, cobre...

El **hierro** es el metal más usado, con el 95% en peso de la producción mundial de metal. Es un metal maleable, tenaz, de color gris plateado y presenta propiedades **magnéticas**. Se encuentra en la naturaleza formando parte de numerosos minerales. El hierro tiene su gran aplicación para formar los productos siderúrgicos, utilizando éste como elemento matriz para alojar otros

elementos aleantes tanto metálicos como no metálicos, que confieren distintas propiedades al material.



El **carbón** o carbón mineral es una roca sedimentaria utilizada como combustible fósil, de color negro, muy rico en carbono. El carbón se origina por descomposición de vegetales terrestres, hojas, maderas, cortezas, y esporas, que se acumulan en zonas lagunosas, pantanosas y de poca profundidad. Los vegetales muertos se van acumulando en el fondo de una cuenca. Quedan cubiertos de agua y, por lo tanto, protegidos del aire que los destruiría. El carbón suministra el 25% de la energía primaria consumida en el mundo, sólo por detrás del petróleo.



El **petróleo** (del griego: "aceite de roca") es una mezcla compleja no homogénea de hidrocarburos insolubles en agua.

Es de origen orgánico, fósil, fruto de la transformación de materia orgánica procedente de zooplancton y algas, que depositados en grandes cantidades en fondos de mares o zonas del pasado geológico, fueron posteriormente enterrados bajo pesadas capas de sedimentos. La transformación química (craqueo natural) debida al calor y a la presión produce, en sucesivas etapas, desde betún a hidrocarburos cada vez más ligeros (líquidos y gaseosos). Estos productos ascienden hacia la superficie, por su menor densidad, gracias a la porosidad de las rocas sedimentarias. Cuando se dan las circunstancias que impiden dicho ascenso (trampas petrolíferas: rocas impermeables, etc.) se forman entonces los yacimientos petrolíferos.



6. Materiales de uso técnico

Los materiales son las materias preparadas y disponibles para elaborar directamente cualquier producto. Estos materiales se obtienen mediante la transformación físico-química de las materias primas. Se puede decir que los materiales no están disponibles en la naturaleza tal cual como los conocemos nosotros, sino que antes de usarlos han sufrido una transformación.

6.1 Clasificación de los materiales

Los objetos están fabricados por una gran variedad de materiales, que se pueden clasificar siguiendo diferentes criterios como por ejemplo, su origen, sus propiedades...

Teniendo en cuenta estos criterios podemos clasificar los materiales en:

Según su origen:

- Materiales naturales: aquellos que se encuentran en la naturaleza, como el algodón, la madera, el cobre,...
- Materiales sintéticos: son aquellos creados por personas a partir de los materiales naturales: el hormigón, el vidrio, el papel, los plásticos...

Según sus propiedades:

Veremos las propiedades más detalladamente a continuación y podemos agrupar estos materiales en una serie de grupos: Maderas, Metales, Plásticos, Pétreos, Cerámicos y vidrio o Materiales textiles.

Tipos de materiales.

Maderas: Como ya hemos visto, se obtienen a partir de la parte leñosa de los árboles. El abeto, el pino, el nogal, el roble, son algunos ejemplos. No conducen el calor ni la electricidad, son fáciles de trabajar, las aplicaciones principales son la fabricación de muebles, estructuras y embarcaciones, así como la fabricación de papel.

Metales: Se obtienen a partir de determinados minerales. El acero, el cobre, el estaño, el aluminio son ejemplos claros. Son buenos conductores del calor y la electricidad, se utilizan para fabricar clips, cubierto, estructuras, cuchillas...

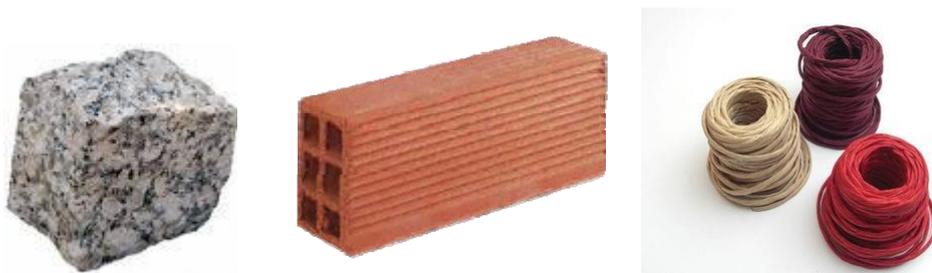
Plásticos: Se obtienen mediante procesos químicos a partir del petróleo. Ejemplos de plásticos son: el PVC, el PET, el porexpan, el metacrilato. Son ligeros, malos conductores del calor y de la electricidad y sus principales aplicaciones son la fabricación de bolígrafos, bolsas, carcasas, envases...



Pétreos: Se obtienen de las rocas en las canteras, como por ejemplo el mármol, el granito.... Son pesados y resistentes, difíciles de trabajar y buenos aislantes del calor y la electricidad. Se utilizan en encimeras, fachadas y suelos de edificios etc.

Vidrios y cerámicas: Se obtiene la cerámica a partir de arcillas y arenas mediante cocción y moldeado, el vidrio se obtiene mediante mezclado de arena, caliza y sosa. Son duros y frágiles, además de gozar de transparencia (los vidrios). Se utilizan en vajillas, ladrillos, cristales, ventanas, puertas...

Materiales Textiles: Se hilan y tejen fibras de origen vegetal, animal y sintético. Ejemplos: algodón, lana, nylon.... Son flexibles y resistentes, fáciles de trabajar y se usan para la fabricación de ropas, toldos...



6.2. Propiedades de los materiales

Las propiedades de un material se definen como el conjunto de características que hacen que se comporte de una manera determinada ante estímulos externos como la luz, el calor, la aplicación de fuerzas, el medio ambiente, la presencia de otros materiales, etc.

Para poder definir todas las propiedades las hemos clasificado en físicas, químicas y ecológicas.

Propiedades físicas: estas propiedades se ponen de manifiesto ante estímulos como la electricidad, la luz, el calor o la aplicación de fuerzas

Propiedades eléctricas: Son las que determinan el comportamiento de un material ante el paso de la corriente eléctrica.

La *conductividad eléctrica* es la propiedad que tienen los materiales de transmitir la corriente eléctrica. Se distinguen de esta manera en materiales conductores y materiales aislantes.

Todos los metales son buenos conductores de la corriente eléctrica y los materiales plásticos y maderas se consideran buenos aislantes.

Propiedades ópticas: Se ponen de manifiesto cuando la luz incide sobre el material. Dependiendo del comportamiento de los materiales ante la luz,

tenemos:

Materiales opacos: no se ven los objetos a través de ellos, ya que no permiten el paso de la luz.

Materiales transparentes: los objetos se ven claramente a través de estos, pues dejan que pase la luz.

Materiales translúcidos: estos materiales permiten el paso de la luz, pero no permiten ver con nitidez lo que hay detrás de ellos.

Propiedades térmicas: Determinan el comportamiento de los materiales ante el calor.

La *conductividad térmica* es la propiedad de los materiales de transmitir el calor. Algunos materiales como los metales son buenos conductores térmicos, mientras que algunos plásticos y la madera son buenos aislantes térmicos.

La *dilatación*, consiste en el aumento de tamaño que experimentan los materiales con el calor, la *contracción* consiste en la disminución de tamaño que experimentan los materiales cuando se desciende la temperatura y la *fusibilidad* es la propiedad de los materiales de pasar del estado sólido al líquido al elevar la temperatura.

Propiedades mecánicas: Describen el comportamiento de los materiales cuando se los somete a la acción de fuerzas exteriores.

La *elasticidad* es la propiedad de los materiales de recuperar su tamaño y forma originales cuando deja de actuar sobre ellos la fuerza que los deformaba.

La *plasticidad* es la propiedad de los cuerpos para adquirir deformaciones permanentes cuando actúa sobre ellos una fuerza.

La *dureza*, se define como la resistencia que opone un material a ser rayado.

La *resistencia mecánica*, es la propiedad de algunos materiales de soportar

fuerzas sin romperse.

La tenacidad y fragilidad, son la resistencia o fragilidad que ofrecen los materiales a romperse cuando son golpeados.

Propiedades acústicas: Son las propiedades que determinan el comportamiento de los materiales ante un estímulo externo como el sonido.

La *conductividad acústica* es la propiedad de los materiales a transmitir el sonido.

Otras propiedades:

La *densidad*, es la relación que existe entre la masa de un objeto y su volumen.

La *porosidad*, es la propiedad que presentan los materiales que tienen poros (huecos en su estructura) e indica la cantidad de líquido que dicho material puede absorber o desprender. La madera y los materiales pétreos y cerámicos son porosos.

La *permeabilidad*, es la propiedad de los materiales que permiten filtrar a través de ellos líquidos. Los que no permiten el paso de los líquidos se denominan impermeables.

Propiedades químicas: Se manifiestan cuando los materiales sufren una transformación debido a su interacción con otras sustancias.

Oxidación: Es la propiedad química que más nos interesa, pues es la facilidad que tiene un material de oxidarse, es decir, de reaccionar con el oxígeno del aire o del agua. Los metales son los materiales que más fácilmente se oxidan.

Propiedades ecológicas: según el impacto que los materiales producen en el medio ambiente, se clasifican en reciclables, tóxicos, biodegradables y renovables.

- *Reciclables:* son los materiales que se pueden reutilizar. El vidrio, el papel, el cartón, el metal y los plásticos son ejemplos de materiales reciclables.

- *Tóxicos*: Estos materiales son nocivos para el medio ambiente, ya que pueden resultar venenosos para los seres vivos y contaminan el agua, el suelo y la atmósfera.

- *Biodegradables*: Son aquellos materiales que con el paso del tiempo se descomponen de forma natural.

- *Renovables*: Son las materias primas que existen en la naturaleza de forma ilimitada, como el sol, las olas, las mareas, el aire... y por el contrario están las no renovables, pues pueden agotarse, como el petróleo, el carbón ...

Actividad 12

En los siguientes esquemas puedes encontrar una clasificación muy abreviada de las materias primas, usos y propiedades. Estúdialos y clasifica las siguientes sustancias según creas convenientes.

Sustancias: Gasolina, papel, caja de madera, chaqueta de lana, granito, vaso de vidrio, bolsa de supermercado, pendiente de plata.

MATERIA PRIMA

Materia prima: materiales extraídos de la naturaleza que nos sirven para construir los bienes de consumo.

La clasificación según su origen :

Origen vegetal: madera, lino, algodón, corcho

Origen animal: pieles, lanas

Origen mineral: carbon, hierro, oro, cobre, marmol

MATERIALES DE USO TECNICO

Los materiales: son las materia primas preparadas y disponibles para elaborar cualquier producto. Se obtienen mediante la transformación físico-química de dichas materia primas. Se pueden clasificar a teniendo a diferentes criterios:

Según el origen:	Según sus propiedades:
<ul style="list-style-type: none">• Naturales: madera, algodón, cobre• Sintéticos: hormigón, vidrio, papel, plástico	<ul style="list-style-type: none">• Maderas: pino, roble• Metales: acero, cobre, estaño• Plásticos: PVC, PET• Pétreos: marmol, granito• Vidrios y cerámicas: vidrio• Materiales textiles: algodón, lana

PROPIEDADES DE LOS MATERIALES.

Propiedades físicas	<ul style="list-style-type: none">• Propiedades eléctricas.• Propiedades ópticas.• Propiedades térmicas.• Propiedades mecánicas.• Propiedades acústicas.
Propiedades químicas	<ul style="list-style-type: none">• Oxidantes.• Reductores• Ácidos.• Bases.
Propiedades ecológicas	<ul style="list-style-type: none">• Reciclables.• Tóxicos.• Biodegradables.• Renovables.

7. Respuestas de las actividades

7.1. Respuesta de la actividad 1

1. Como la arena no se disuelve en el agua, en la mezcla se ven claramente ambas sustancias. Usando los métodos físicos que conocemos para separar mezclas, podríamos llevar a cabo la separación por **filtración**.

1.- varilla de vidrio

2.- soporte universal

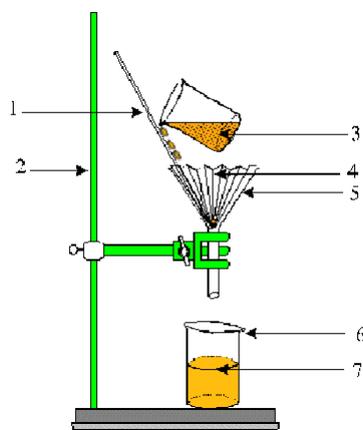
3.- mezcla heterogénea (arena, agua)

4.- papel de filtro

5.- embudo

6.- vaso de precipitado

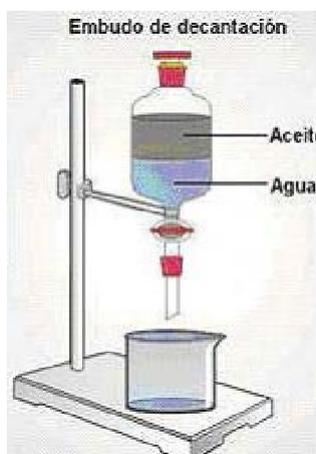
7.- agua.



Consiste en separar la arena insoluble en el agua, haciendo pasar la mezcla a través de los poros de un filtro colocado en el embudo. El agua pasa por los poros del filtro y la arena queda retenida en el filtro.

2. El agua y el aceite son dos líquidos inmiscibles, por lo que forman una mezcla heterogénea claramente separada en dos fases. Incluso si agitamos aparecerán bolsas de aceite, más o menos esféricas, nítidamente separadas del agua. La forma más fácil de separarlas, aunque no la única, aprovecharía su diferencia de densidad.

El agua tiene una densidad de 1 g/cm^3 y el aceite de $0,9 \text{ g/cm}^3$ aproximadamente. Si disponemos un embudo de decantación como el de la figura, el aceite, menos denso, sobrenadará.



Abriendo la llave irá saliendo el agua; cuando se aproxima el aceite cerramos la llave. Seguidamente cogemos otro recipiente en el que desechamos la pequeña cantidad en que termina de salir el agua y empieza a salir el aceite. A continuación, ya sólo queda aceite.

3. La c), el agua y el vino se mezclan sin problema, dando una disolución de vino.

4. La razón, probablemente, es que el tamaño del poro del papel de filtro empleado era demasiado grande en comparación con el de las partículas que debía retener.

La alternativa sería introducir la mezcla en una centrífuga, que aleja las partículas sólidas al fondo del tubo, y después retirar el líquido por decantación.

7. 2. Respuesta de la actividad 2

1. El gráfico representa una situación real: supongamos que ponemos un sólido en agua pero no se disuelve en un primer momento; la mezcla que se forma es

Módulo Dos. Bloque 5. Tema 4. La materia que nos rodea heterogénea, ya que el soluto y el disolvente forman fases diferentes (podrían separarse, por ejemplo, por filtración).

Si por medio de calentamiento aumenta la solubilidad, como ocurre con muchas sustancias, entonces lo que era una mezcla heterogénea se transforma en una mezcla homogénea o disolución.

2. La respuesta correcta es la a).

3. Los sistemas materiales se pueden clasificar en HOMOGÉNEOS y HETEROGÉNEOS. Los sistemas HETEROGÉNEOS a veces reciben sin más el nombre de mezclas. Un ejemplo de SISTEMA HETEROGÉNEO es el turrón.

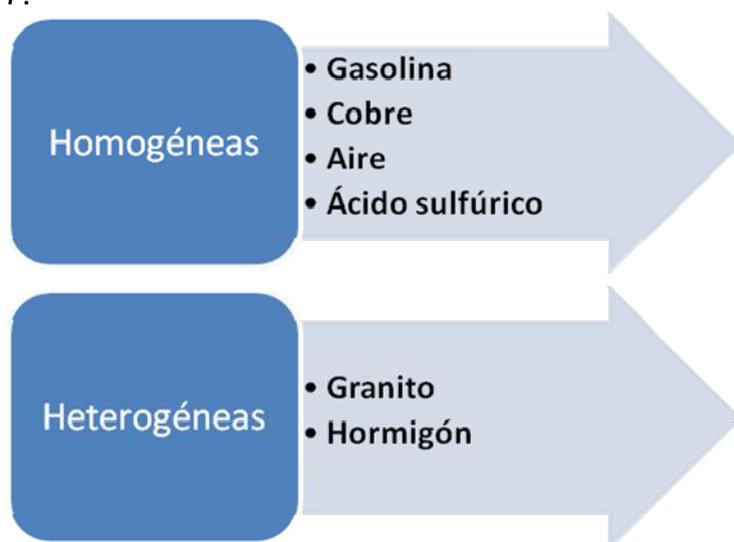
4. Sistemas homogéneos son los que tienen la misma composición y propiedades en cualquier porción de los mismos. En caso contrario se llaman heterogéneos.

El sistema de la fotografía es un sistema heterogéneo, ya que a simple vista se ven sus distintos componentes, de modo que según qué fragmento de la piedra cojamos, las propiedades cambian. En este caso se trata de granito, una piedra constituida por cuarzo, feldespato y mica.

5. La respuesta correcta es la b).

6. La evaporación (a) es propia de las mezclas homogéneas.

7.



8. El residuo seco es el resto que queda cuando evaporamos por completo el agua de esa botella. Por tanto, la técnica de separación es la evaporación hirviendo

9. Las propias indicaciones del dibujo explican su funcionamiento: disponemos una mezcla que se calienta a una temperatura controlada (el termómetro es indispensable para mantener la temperatura del matraz de destilación en un punto) con lo cual se evapora uno de los componentes: asciende y pasa por el tubo refrigerante enfriado por agua que entra y sale en dirección contraria del vapor. Éste se condensa al bajar la temperatura y el condensado gotea y se recoge sobre el vaso.

7. 3. Respuesta de la actividad 3

1.

$$0,5 \text{ kg} = 500 \text{ g. } C = 500/2 = \mathbf{250 \text{ g/l}}$$

$$C = 250 \text{ g/l} : 10 = \mathbf{25 \%}$$

2.

a) 200ml de suero son 0,2 litros de suero.

$$C = 50 \frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{mg}{0,2l}$$

$$m(g) = 0,2 \cdot 50 = 10 \text{ g de glucosa.}$$

b) En cinco litros habrá,

$$C = 50 \frac{\text{g}}{\text{l}} = \frac{mg}{5l}$$

$$m(g) = 5 \cdot 50 = 250 \text{ g de glucosa.}$$

c) Nos pregunta, la cantidad de suero, es decir, el volumen en litros, que necesita esa persona para tener sus 80 g de glucosa necesarios.

$$C = \frac{80g}{Vl}$$

$$V(l) = \frac{80 \text{ g}}{50 \text{ g/l}} = 1,6 \text{ l de suero}$$

3. En primer lugar debemos modificar las unidades en que nos dan el volumen, 200 cm^3 , se corresponden con 0,2 litros de disolución. Ahora ya podemos calcular la concentración de la disolución en gramos por litro:

$$C = \frac{m(g)}{V(l)} = \frac{40 \text{ g}}{0,2 \text{ l}} = \mathbf{200 \text{ g/l}}$$

Para calcular la concentración en tanto por ciento, debíamos dividir la concentración en g/l entre 10,

$$\frac{c \left(\frac{g}{l}\right)}{10} = c (\%) \qquad \frac{200}{10} = c (\%) = 20\%$$

Una concentración de 200 g/l es igual a una concentración del 20%.

4. Los 500ml de disolución se corresponden con 0,5 l, entonces la concentración en gramos por litro:

$$c = \frac{m(g)}{V(l)} = \frac{3g}{0,5 l} = 6g/l$$

Para calcular la concentración en tanto por ciento, debíamos dividir la concentración en g/l entre 10,

$$\frac{c \left(\frac{g}{l}\right)}{10} = c (\%) \qquad \frac{6}{10} = c (\%) = 0,6\%$$

Una concentración de 6 g/l es igual a una concentración del 0,6%.

7. 4. Respuesta de la actividad 4

1. Los 90°C están por encima de los puntos de fusión de las tres sustancias, de las que sólo el alcohol presenta un punto de ebullición por debajo de esa temperatura; por lo tanto éste se encontrará en estado gas y el agua y el mercurio lo estarán en estado líquido.

El alcohol es el único que presenta un estado de fusión por debajo de los -50°C y su punto de ebullición está por encima de tal temperatura; por lo tanto a -50°C, mercurio y agua serán sólidos, mientras que el alcohol está todavía en estado líquido.

2. Se hace para evitar la formación de placas de hielo. El agua solidifica a 0°C si la presión es de 1 atmósfera, si el agua contiene sal, a esa presión, baja varios grados

su punto de congelación, evitándose así que a la temperatura de 0°C se tenga hielo. A esa temperatura el agua con sal sigue siendo líquida.

3. Porque con el calor de la llama, la cera alcanza su punto de fusión y se derrite, pasando de estado sólido a estado líquido.

7. 5. Respuesta de la actividad 5

1. En primer lugar debemos convertir los 50 gramos en kilogramos, que son 0,05Kg y buscar en la tabla el calor latente de fusión del hielo, $L_f = 334 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$

$$\frac{Q(J)}{m(Kg)} = L \quad Q = L_f \cdot m = 0,05 \cdot 334 \cdot 10^3 = 16\,700 \text{ J}$$

2. La cantidad de materia es la misma, 0,05Kg de agua que va pasar a vapor de agua, cuyo calor latente de vaporización es, $L_v = 2260 \cdot 10^3 \text{ J/Kg}$

$$\frac{Q(J)}{m(Kg)} = L \quad Q = L_v \cdot m = 0,05 \cdot 2260 \cdot 10^3 = 11\,300 \text{ J}$$

3. En primer lugar, hay que fijarse que el calor viene dado en KJ, kilojulios, entonces, 38 070 KJ son $38\,070 \cdot 10^3 \text{ J}$. También sabemos por la tabla de calores latentes, que el calor latente de ebullición del alcohol etílico es de $846 \cdot 10^3 \text{ J}$.

$$\frac{Q(J)}{m(Kg)} = L \quad m(Kg) = \frac{Q(J)}{L_v} = \frac{38\,070 \cdot 10^3}{846 \cdot 10^3} = 45 \text{ Kg de alcohol}$$

7. 6. Respuesta de la actividad 6

La teoría cinética es capaz de explicar porqué una misma sustancia se puede encontrar en los 3 estados: sólido, líquido y gas, hielo, agua y vapor de agua. Esto depende sólo de la manera de agruparse y ordenarse las partículas en cada estado.

En el hielo las partículas solamente pueden moverse **vibrando** u oscilando

Módulo Dos. Bloque 5. Tema 4. La materia que nos rodea alrededor de posiciones fijas, pero no pueden moverse trasladándose libremente a lo largo del hielo.

Las partículas en el estado sólido propiamente dicho, se disponen de forma ordenada, con una regularidad espacial geométrica, que da lugar a **estructuras cristalinas**. Al aumentar la **temperatura** aumenta la vibración de las partículas de hielo.

En los líquidos, en este caso el agua, las partículas están unidas por unas **fuerzas de atracción menores que en los sólidos**, por esta razón las partículas en el agua pueden trasladarse con libertad. El número de partículas por unidad de volumen es muy alto, por ello son muy frecuentes las colisiones y fricciones entre ellas.

Así se explica que los líquidos no tengan forma fija y adopten la forma del recipiente que los contiene. También se explican propiedades como la fluidez o la viscosidad. En el agua y en los líquidos en general, el movimiento es desordenado, pero existen asociaciones de varias partículas que, como si fueran una, se mueven al unísono. Al aumentar la **temperatura** aumenta la movilidad de las partículas (su energía).

En el vapor de agua y en los gases en general, **las fuerzas que mantienen unidas las partículas son muy pequeñas**. En un gas el número de partículas por unidad de volumen es también muy pequeño. Las partículas se mueven de forma desordenada, con choques entre ellas y con las paredes del recipiente que los contiene. Esto explica las propiedades de **expansibilidad** y **compresibilidad** que presentan los gases: sus partículas se mueven libremente, de modo que ocupan todo el espacio disponible. La compresibilidad tiene un límite, si se reduce mucho el volumen en que se encuentra confinado un gas éste pasará a estado líquido.

Al aumentar la **temperatura** las partículas se mueven más deprisa y chocan con más energía contra las paredes del recipiente, por lo que aumenta la presión.

7. 7. Respuesta de la actividad 7

Solución: a) - 2; b) - 5; c) - 3; d) - 1; e) - 4.

7. 8. Respuesta de la actividad 8

1. Como la presión en ambas situaciones la da en las mismas unidades, no es necesario hacer la conversión, así las unidades del resultado concordarán con las unidades de la situación inicial.

Aplicando la ley de Boyle-Mariotte, $P_0 V_0 = P_1 V_1$

$$600\text{mmHg} \cdot 4 \text{ l} = 800\text{mmHg} \cdot V_1$$

$$V_1 = \frac{600\text{mmHg} \cdot 4 \text{ l}}{800\text{mmHg}} = 3 \text{ litros de gas}$$

2. Aplicando la ley de Boyle –Mariotte, $P_0 V_0 = P_1 V_1$

$$P_1 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 150\text{cm}^3}{25\text{cm}^3} = 6 \text{ atmósferas de presión}$$

7. 9. Respuesta de la actividad 9

1. Aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$

Primero expresamos la temperatura en kelvin: $T_0 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$

Ahora sustituimos los datos en la ecuación:

$$\frac{970\text{mmHg}}{298\text{K}} = \frac{760\text{mmHg}}{T_1} \quad T_1 = \frac{760\text{mmHg} \cdot 298\text{K}}{970\text{mmHg}}$$

Resolviendo T_1 obtenemos que la nueva temperatura es 233.5 K o lo que es lo mismo -39.5 °C.

2. Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_0 = (15 + 273) \text{ K} = 288 \text{ K}$$

$$T_1 = (45 + 273) \text{ K} = 318 \text{ K}$$

Aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$

$$\frac{2\text{atm}}{288\text{K}} = \frac{P_1}{318\text{K}} \quad P_1 = \frac{2\text{atm} \cdot 318\text{K}}{288\text{K}}$$

Resolviendo P_1 obtenemos que la nueva presión es de 2,21 atmósferas.

3. Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_0 = (-5 + 273) \text{ K} = 268 \text{ K}$$

$$T_1 = (27 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

Aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$

$$\frac{740\text{mmHg}}{268\text{K}} = \frac{P_1}{300\text{K}} \quad P_1 = \frac{740\text{mmHg} \cdot 300\text{K}}{268\text{K}}$$

Resolviendo P_1 obtenemos que la nueva presión es 282,4 mmHg. Si aplicamos el factor de conversión de milímetros de mercurio a atmósferas, $P_1 = 1,09 \text{ atm}$.

7. 10. Respuesta de la actividad 10

1. Recuerda que en estos ejercicios siempre hay que usar la escala Kelvin.

Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = (10 + 273) \text{ K} = 283 \text{ K}$$

Aplicando la segunda ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$

$$\frac{2,5 \text{ L}}{298 \text{ k}} = \frac{V_1}{283 \text{ k}} \quad V_1 = \frac{2,5 \text{ L} \cdot 283 \text{ K}}{298 \text{ K}}$$

Si despejas V_1 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 2.37 L.

2. Primero expresamos la temperatura en kelvin:

$$T_1 = (100 + 273) \text{ K} = 378 \text{ K}$$

$$T_2 = (150 + 273) \text{ K} = 423 \text{ K}$$

Aplicando la segunda ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$

$$\frac{1 \text{ L}}{378 \text{ k}} = \frac{V_1}{423 \text{ k}} \quad V_1 = \frac{1 \text{ L} \cdot 423 \text{ K}}{378 \text{ K}}$$

Si despejas V_1 obtendrás un valor para el nuevo volumen de 1,134 L.

7.11. Respuesta de la actividad 11

1. Aplicando la ley de Boyle –Mariotte, $P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$

$$V_1 = \frac{P_0 \cdot V_0}{P_1} \quad V_1 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 50 \text{ L}}{4 \text{ atm}} = 25 \text{ litros}$$

2. Aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$

$$\frac{2atm}{300K} = \frac{10atm}{T_1} \quad T_1 = \frac{10atm \cdot 300K}{2atm}$$

Resolviendo T_1 obtenemos que la nueva temperatura es 1 500 kelvin.

3. Aplicando la 2ª ley de Charles y Gay-Lussac, podemos comprobar que al aumentar el volumen al doble, la temperatura en el estado final también aumenta al doble.

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{V_1}{T_1}$$

Si V_1 es dos veces V_0 , $V_1 = 2 \cdot V_0$. Sustituyendo en la ecuación,

$$\frac{V_0}{T_0} = \frac{2 \cdot V_0}{T_1} \quad T_1 = \frac{T_0 \cdot 2 \cdot V_0}{V_0} \quad T_1 = 2T_0$$

4. Si aplicamos la ley de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$. Cuando la cantidad de materia esta en moles, la presión se expresa en atmósferas y la temperatura en Kelvin, el volumen vendrá dado en litros y el valor de la constante R es de 0,082 atm.L/mol.K

$$5 \cdot V = 2 \cdot 0,082 \cdot 500 \quad V = 164 \text{ Litros}$$

5. Aplicando la ley de Boyle –Mariotte, $P_0 \cdot V_0 = P_1 \cdot V_1$

$$V_1 = \frac{P_0 \cdot V_0}{P_1} \quad V_1 = \frac{3atm \cdot 20L}{5atm} = 12 \text{ litros}$$

6. Aplicando la primera ley de Charles y Gay-Lussac: $\frac{P_0}{T_0} = \frac{P_1}{T_1}$

$$\frac{2 \text{ atm}}{100 \text{ K}} = \frac{8 \text{ atm}}{T_1} \quad T_1 = \frac{8 \text{ atm} \cdot 100 \text{ K}}{2 \text{ atm}}$$

Resolviendo T_1 obtenemos que la nueva temperatura es 400 kelvin, es decir, 127°C.

7. Si aplicamos la ley de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

Cuando la cantidad de materia esta en moles, el volumen se expresa en litros y la temperatura en Kelvin, la presión vendrá dada en atmósferas y el valor de la constante R es de 0,082 atm.L/mol.K

$$P \cdot 10 = 2 \cdot 0,082 \cdot 300 \quad P = 4,92 \text{ atmósferas}$$

8. La ecuación que debemos emplear para resolver este ejemplo es la ecuación de los gases ideales. Para poder usar el valor de $R = 0,082$ atm.L/mol.K, la presión debemos convertirla en atmósferas y la temperatura en Kelvin, para ello, operamos como vimos en apartados anteriores:

$$2 \, 026 \text{ mb} \cdot \frac{1 \text{ atmósfera}}{1 \, 013 \text{ mb}} = \frac{2 \, 026 \cdot 1}{1 \, 013} = 2 \text{ atmósferas}$$

$$T = (0^\circ\text{C} + 273) \text{ K} = 273 \text{ K}$$

Ahora ya podemos aplicar la ley de los gases ideales, $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$.

$$2 \cdot 5 = n \cdot 0,082 \cdot 273 \quad n = 0,45 \text{ moles}$$

7.12. Respuesta de la actividad 12

Gasolina, es un material sintético que se obtiene de la transformación físico-química del petróleo, materia prima de origen orgánico. Propiedades

combustibles entre otras, además de ser contaminante al menos en su combustión en el motor de los vehículos. Las gasolinas son materiales muy volátiles, es decir con bajo punto de ebullición.

Papel, es un material que proviene de la celulosa, materia prima vegetal, por tanto material sintético. Una de las propiedades más importantes es que es reciclable, también se considera un material rígido.

Caja de madera, es un material natural, que proviene de madera de los árboles. Las propiedades de la madera dependen, del crecimiento, edad, contenido de humedad, clases de terreno y distintas partes del tronco, en general la madera es mal conductor de la electricidad y aislante térmico, entre otras propiedades.

Chaqueta de lana, la lana es una materia prima animal, por transformaciones se convierte en un material textil. Sus propiedades mecánicas son varias, flexibilidad, elasticidad, resistencia... la lana es higroscópica, es decir, que absorbe vapor de agua en una atmósfera húmeda, humedad, y lo pierde en una atmósfera seca.

Granito, material pétreo de origen mineral. Es un material pesado, resistente, aislante del calor y de la electricidad.

Vaso de vidrio, el vidrio es un material sintético cuyas materias primas serían de origen natural, mineral. Sus propiedades físicas mecánicas: duros y frágiles.

Bolsa de supermercado, el plástico es un material sintético, se obtiene del petróleo, de origen orgánico. Algunas de sus propiedades físicas son: ligeros, malos conductores del calor y de la electricidad. Son muy contaminantes, ya que no son biodegradables.

Pendiente de plata, La plata es un material de origen mineral, natural y según el tipo de material, metálico. La propiedad física de los metales más conocida es su conductividad del calor y de la corriente eléctrica, la plata es de los mejores conductores. Es dura y tenaz.

Ámbito Científico y Tecnológico. Bloque 5

Tareas y Exámenes

ÍNDICE

1 Autoevaluaciones

2 Tareas

1. Autoevaluaciones

2.1. Tarea 1

1º.- Clasifica las siguientes materias en cuerpos y sistemas materiales.

Zapato, oxígeno, silla, aceite, vinagre, estantería, bolígrafo, balón, agua, dormitorio completo.

CUERPOS	SISTEMAS MATERIALES

2º.- Identifica si los siguientes sistemas materiales son heterogéneos u homogéneos.

- Agua
- Paraguas
- Cerveza
- Camisa
- Teléfono móvil
- Aire

3º.- Realiza un esquema de los diferentes métodos de separación de un sistema heterogéneo.

4º.- Explica brevemente los diferentes métodos de separación de un sistema homogéneo.

5º.- Queremos realizar una disolución de sosa en agua. Si disolvemos 20 g en 10 l. ¿Qué concentración tendrá nuestra disolución? (expresa el resultado en g/l y en %)

6º.- Deseamos hacer una disolución de sal en agua que tenga una concentración de 3 g/l. Si queremos hacer 5 l de disolución ¿qué cantidad de sal deberemos disolver?

7º.- Si tenemos 2 kg de azúcar y queremos disolverlos en leche de forma que tenga una concentración de 1'5 g/l, ¿cuántos litros de leche tendremos que utilizar?

8º.- Calcula la concentración en % de una disolución que tiene 0'3 kg de soluto disueltos en 15 l de disolvente.

2.2. Tarea 2

1º.- Realiza un cuadro resumen con los diferentes nombres de los procesos de los cambios de estados de agregación.

2º.- Calcula la cantidad de calor que necesitamos para llevar a ebullición 1 l de agua. (Consulta la tabla de calores latentes de los contenidos y recuerda que 1 l de agua equivale aproximadamente a 1 kg de masa)

3º.- Si hemos aplicado un calor de $45 \cdot 10^3$ Julios para fundir una masa de plomo, ¿qué cantidad de plomo hemos fundido? (consultar la tabla de calores latentes de los contenidos)

4º.- Deduce el calor latente del estaño sabiendo que para fundir 500 g hemos empleado $29'5 \cdot 10^3$ J.

2.3. Tarea 3

1º.- Aplica las leyes de los gases en los siguientes casos de sistemas materiales para calcular la magnitud desconocida e indica cual de las leyes has aplicado.

- a) Un sistema a temperatura constante sometido a una presión de 1'5 atm. ocupa un volumen de 5 l. Si disminuimos su volumen hasta 3 l. ¿A qué presión estará sometido ahora el sistema?

- b) Un sistema a volumen constante está sometido a una presión de 1'5 atm cuando su temperatura es de 27° C. Si aumentamos su presión hasta 2 atm. ¿Cuál será la nueva temperatura del sistema?
- c) En un sistema a presión constante tenemos 25° C de temperatura para un volumen de 3 l. ¿A qué temperatura tendremos que someter el sistema para que su volumen sea de 2'8 l?
- d) Un sistema material está sometido a una presión de 2 atm, a una temperatura de 20° C, ocupando un volumen de 3 l. Si cambiamos las condiciones y ahora está sometido a una presión de 1 atm y una temperatura de 25° C ¿qué volumen ocupará?

2.4. Tarea 4

1º.- Indica al menos tres materias primas de cada uno de los siguientes tipos y algún producto elaborado con cada una de ellas.

- De origen vegetal:
- De origen animal:
- De origen mineral:

2º.- Realiza un resumen en el que expliques por qué es tan importante el petróleo en el mundo actual. Piensa también si puede haber recursos alternativos a esta materia prima.

3º.- Realiza un cuadro resumen de la clasificación de los materiales de uso técnico.

4º.- Indica a qué grupo pertenece y las propiedades físicas, químicas y ecológicas de los siguientes materiales de uso técnico:
Pino, acero, metacrilato, mármol, vidrio y algodón.

BIBLIOGRAFÍA

Modulo 2: Bloque 5, tema 6

- Naturaleza 2, 3 y 4. SAFEL DISTRIBUCIÓN.
- J. BELTÁN-C. FURIÓ-D. GIL-G. GIL-R. LLOPIS-A. SÁNCHEZ (1981) *Física y química 2º BUP*, Anaya, Madrid
- J. BELTRÁN, C. FURIÓ, D. GIL, G. GIL, J. GRIMÁ, R. LLOPIS, A. SÁNCHEZ (1981), *Física y química 3º BUP*, Anaya, Madrid
- DAVID TEJERO, M^a CARMEN UNTURBE (2004) *Ejercicios de química para la E.S.O.*, Espasa.
- M. R. FERNÁNDEZ, J.A. FIDALGO (2003). *1000 Problemas de química general*, Everest S.A., León
- http://concurso.cnice.mec.es/cnice2006/material107/operadores/ope_pal_primer_grado.htm
- <http://www.mates-fskyqmk.net/fsk/interaccion.html>
- <http://iesvillalbahervastecnologia.wordpress.com/maquinas-y-mecanismos/mecanismos-de-transmision-del-movimiento/>
- http://perso.wanadoo.es/vicmarmor/cine_eso.htm
- <http://www.rena.edu.ve/TerceraEtapa/Quimica/SustPuras.html>
- <http://tecnotic.wordpress.com/category/tecnologias-3%c2%ba-eso/tema-2-materiales/>
- <http://www.google.es/search?hl=es&q=ACTIVIDADES+TECNOLOG%C3%8DA+2%C2%BA+ESO+&meta=>