



Introducción a la Química



Módulo de lectura y Actividades
Profesora: Andrea del Valle

Alumno:

Colegio: Instituto Fray Mamerto Esquiú

Curso: 5° B

MÓDULO I

I- CLASIFICACIÓN DE LA MATERIA Y PROPIEDADES

DEFINICIÓN DE MATERIA Y CUERPO

¿Qué es la Química?

La **química** es la disciplina que estudia la **materia**, sus **transformaciones** y los **cambios energéticos** que de ello se deriva.

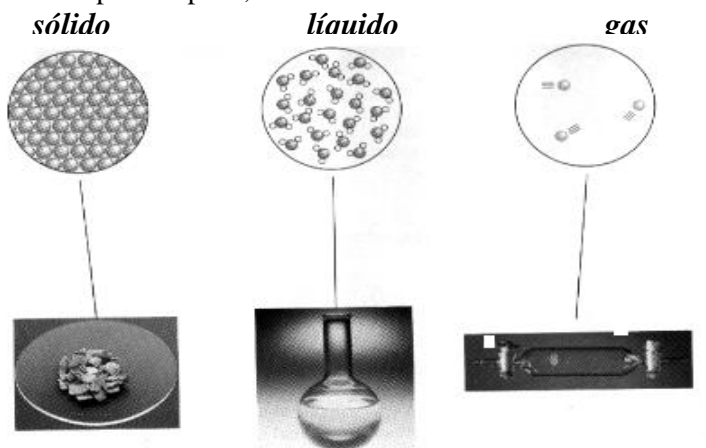
En nuestro entorno cotidiano nos es muy fácil observar macroscópicamente la materia, o más precisamente los “cuerpos” que no son más que una porción limitada de materia, frecuentemente los llamamos objetos aunque hay ciertas fracciones de materia que nos resulta más difícil de ver o tocar como por ejemplo el aire.

Materia es todo aquello que ocupa un espacio y posee masa. Se denomina **cuerpo** a una porción limitada de **materia**.

Los químicos estudiamos la composición y la estructura de la materia con el fin de predecir sus propiedades. La **composición** se refiere a la naturaleza y cantidades de los componentes. La estructura se refiere a la distribución de los componentes de la materia.

Encontramos diversas clases de cuerpos:

- **sólidos** como un trozo de hierro, como la madera de la mesa donde escribís, la hoja de papel sobre la que está escrita este módulo, etc.;
- **líquidos** como el agua de lluvia, el perfume, etc.;
- **gaseosos** como el aire utilizas para respirar, etc.

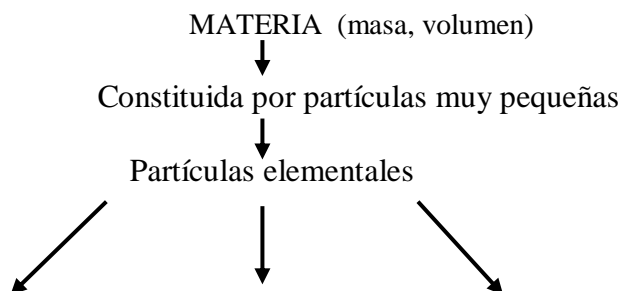


DISCONTINUIDAD DE LA MATERIA

A los químicos nos gusta saber ¿Cómo son esos cuerpos?, ¿Cómo están formados?

La **materia** está constituida por entidades elementales denominadas **partículas**

En general decimos que la materia está constituida por unidades básicas denominadas partículas. Estas partículas son muy pequeñas como para poder verlas a simple vista y pueden tener diferentes características, y por ello podemos distinguir entre moléculas, átomos, o iones.



MOLÉCULAS
Ej: H₂O
R = 2,8 10⁻⁸ cm

ÁTOMOS
Ej: Na
R = 1,86 10⁻⁸ cm

IONES
Ej: Na⁺
R = 9,5 10⁻⁹ cm

Los átomos son las especies a partir de las cuales podemos describir a las moléculas y a los iones. Las moléculas están formadas por un número entero de átomos. Los iones son especies (átomos o grupo de átomos) con carga eléctrica.

Las partículas son las unidades básicas o ladrillos a partir de las cuales se constituye la materia. Pero el término partículas no significa que sean como pequeños granos de polvo o arena que no poseen ningún tipo de estructura interna. En lugar de ello entendemos que las partículas son entidades con propiedades bien definidas que irás comprendiendo a medida que avances en la lectura de este módulo.

Cada partícula es demasiado pequeña para poder ser observada a simple vista. Para que tengas una idea, en una gota de agua hay 1.67x10²¹ moléculas. Intenta escribir el número con todos los ceros y comprenderás su dimensión. La mayoría de estas partículas son **moléculas** pero también existen otros tipos de partículas que forman la materia como son los **átomos** y los **iones** (más adelante te explicaremos la diferencia). Cada vez que te nombremos la palabra “partículas” en esta sección, estaremos haciendo referencia a moléculas, iones o átomos.

Dos conceptos hay que tener muy claros respecto de las partículas elementales, pues nos ayudarán a comprender el estado de agregación que adoptan diversos cuerpos o fracciones de materia, y estos son:

- 1- Las partículas elementales poseen **energía cinética**, lo que significa que pueden moverse, que están siempre en movimiento. Esa energía cinética aumenta con la **temperatura**.

Hay una relación directa entre la **temperatura** de una cierta cantidad de materia y la **Ec promedio de sus partículas**

$$Ec = \frac{1}{2} m v^2 \propto T$$

<i>Ec</i>	Energía cinética promedio
<i>m</i>	masa
<i>v</i> ²	velocidad cuadrática promedio
<i>α</i>	Indica directamente proporcional
<i>T</i>	Temperatura

Al *variar la temperatura* de un sistema, *varía la energía cinética promedio* y, por lo tanto, *varía la velocidad media* dado que la masa se mantiene constante.

- 2- Las partículas que forman una porción de materia experimentan **fuerzas de interacción** entre ellas. Estas fuerzas representan la atracción que tienen las partículas que constituyen una porción de materia.

Lo importante de esto es que la relación entre la intensidad de las interacciones de las partículas y la Ec promedio de las mismas en ciertas condiciones determinan el estado de agregación de ese cuerpo o fracción de materia.

Podemos interpretar que:

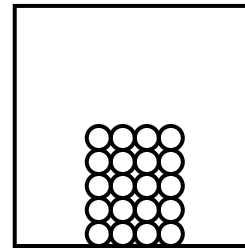
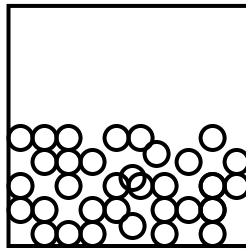
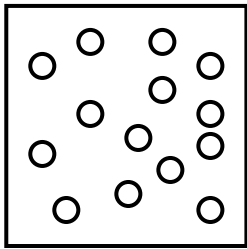
- En el *estado gaseoso* la energía cinética de las partículas es mayor que las fuerzas de atracción entre las partículas, tienden a ocupar todo el espacio disponible, fluye, difunden, se mueven en todas direcciones.
- En el *estado líquido* las partículas se trasladan de un lugar a otro, pero en este caso las fuerzas de atracción entre ellas es mayor que en el gas, lo que hace que queden confinadas en el recipiente que las contiene. Sólo aquellas partículas que tengan energía cinética suficiente para vencer las fuerzas de atracción son las que pueden pasar al estado vapor.
- En el *estado sólido* las partículas no cambian de posición respecto unas de otras, sólo vibran, están ordenadas regularmente, esa distribución les da volumen propio.

© ¿Sabías que existe un cuarto estado de la materia?: el estado de **plasma**, en el que la materia consiste en núcleos atómicos desnudos y electrones libres. A pesar de ser poco común este estado en nuestra experiencia cotidiana, es el estado predominante de la materia del universo. El sol y las demás estrellas así como gran parte de la materia intergaláctica están en estado de plasma. Un ejemplo más cercano lo constituye el gas que brilla en una lámpara fluorescente.

ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA

La relación entre la intensidad de las interacciones de las partículas y la energía cinética promedio de las mismas en ciertas condiciones, determinan el *estado de agregación* de ese cuerpo o fracción de materia.

Aquí se presentan las características de los tres estados de la materia:

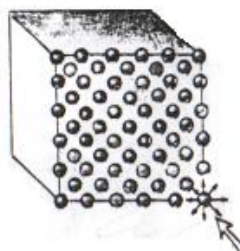


<i>GASES</i>	<i>LÍQUIDOS</i>	<i>SÓLIDOS</i>
Carecen de forma definida (lleanan en su totalidad el recipiente que los contiene)	Carecen de forma definida (asumen la forma del recipiente que los contiene)	Forma definida (resisten a la deformación)
Carecen de volumen definido (son compresibles)	Volumen definido (son ligeramente compresibles)	Volumen definido (casi incompresibles)
Baja densidad	Alta densidad	Suelen tener mayor densidad que los líquidos
Son fluidos	Son fluidos	No son fluidos
Se difunden con rapidez	Se difunden a través de otros líquidos	Se difunden muy lentamente a través de otros sólidos
Partículas extremadamente desordenadas; mucho espacio vacío; movimiento rápido en tres direcciones	Conjunto desordenado de partículas; muy cercanas entre sí; con movimiento aleatorio tridimensional	Ordenamientos determinados de partículas; únicamente con movimiento vibratorio; partículas muy cercanas entre sí.

En un sólido, las fuerzas de atracción entre las partículas son mayores que la “tendencia a desarmarse” que el movimiento de estas partículas tiende a producir.

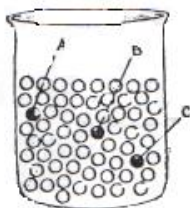
En un sólido cristalino las partículas se disponen siguiendo patrones regulares, pudiendo cada una de ellas vibrar alrededor de una posición fija.

Como las partículas no cambian de posición, el sólido mantiene su forma y volumen propio.



La representación, mediante círculos, que se utilizó en esta figura y que se utilizará en los temas siguientes hasta llegar a estructura atómica son esquemas que facilitan el aprendizaje pero para nada reflejan la realidad. Debe quedarte claro que las partículas a las que hacemos referencia al dibujar no son visibles ni aún al microscopio electrónico. Para que tengas una idea, si pudiéramos ver las partículas contenidas en 1mm^3 de un gas en condiciones ambientales, estaríamos “viendo”, 2460000000000000 partículas.

En un líquido, las partículas se disponen irregularmente y se mueven de un lugar a otro con movimiento de traslación. Van cambiando permanentemente de partículas vecinas.



Como las partículas cambian de posición, los líquidos no poseen forma definida, adoptan la forma del recipiente que las contiene, pero sí poseen volumen propio.

En los gases, las partículas están comparativamente mucho más separadas que en los sólidos y en los líquidos.

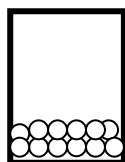
En un **gas**, el **espacio vacío** entre las partículas es mucho mayor que el ocupado por las propias partículas. La energía, debida a la velocidad de las partículas, es suficiente como para vencer la fuerza de atracción entre ellas.

Las partículas de un gas en un espacio cerrado están uniformemente repartidas, lo que implica que la gravedad tiene un efecto despreciable sobre ellas. Por lo tanto, las partículas se mueven en todas las direcciones. Chocan entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene. El gas tiende a ocupar todo el espacio disponible, y por eso no tienen ni forma ni volumen propio.

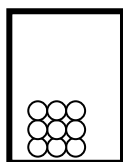


ACTIVIDADES I

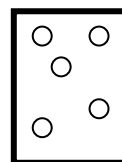
- 1- Empleando las ideas acerca de la discontinuidad de la materia, explica la siguiente cuestión. Se infla un balón de fútbol durante el día. Por la noche, cuando la temperatura desciende, el balón se desinfla. ¿Por qué?
- 2- A continuación representamos, mediante el modelo de círculos, tres estados de la materia: sólido, líquido y gas. ¿Cuál representación crees que puede corresponder a sal, cuál a alcohol y cuál a helio (un gas que se utiliza en los globos aerostáticos).



(A)



(B)



(C)

- 3- ¿Cómo se podría explicar la gran compresibilidad de un gas en comparación con la de un sólido o la de un líquido?
- 4- ¿Cómo se puede explicar cada una de las siguientes observaciones en términos de partículas? Realiza un esquema para representarlas
 - a) El volumen de un globo de latex lleno de helio se reduce conforme pasa el tiempo.
 - b) La forma sólida de una sustancia es por lo regular más densa que la forma líquida, que a su vez es mucho más densa que la forma gaseosa.
 - c) Se abre un frasco de perfume en una habitación. Pronto puede percibirse el aroma del perfume lejos del frasco.

CAMBIOS DE ESTADO

Entre todas las partículas que constituyen una porción de materia existe una atracción mutua pero su intensidad disminuye rápidamente con el aumento de la distancia. Por lo tanto, la intensidad de la interacción entre partículas dependerá de la velocidad promedio (energía cinética) que ellas posean y de la distancia a la que se encuentren. Como ya te dijimos, la velocidad promedio de las partículas de una determinada porción de materia es función de la temperatura. Es decir: a mayor temperatura, mayor velocidad para la porción de materia considerada. Por otro lado, la distancia está íntimamente relacionada con la presión a la que está sometida dicha porción de materia: a mayor presión externa, menor distancia. Entonces:

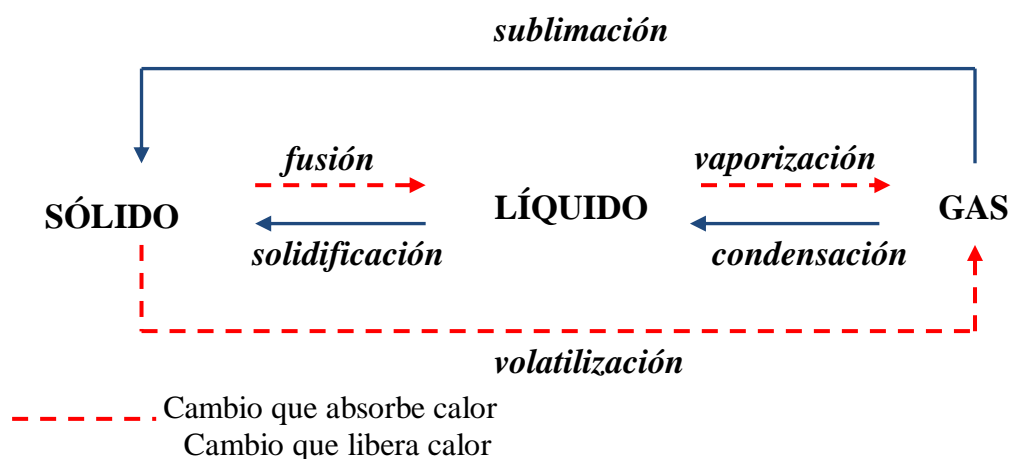
El estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso) en el que se encuentra determinada sustancia depende de la temperatura y presión a las que esté sometida.

? En general, altas presiones y bajas temperaturas favorecen el estado
.....

Si las condiciones de presión y temperatura a las que está sometida una sustancia se modifican, ésta puede cambiar su estado de agregación. Como los distintos estados de agregación están asociados a distintos estados energéticos, siempre que existe un **cambio de estado**, va acompañado de **transferencia de energía**.

Los cambios de estado son procesos físicos, transformaciones que no modifican la identidad de la sustancia.

Estos cambios reciben diferentes nombres. Un esquema te permitirá recordarlos con mayor facilidad:



No existe un criterio único respecto de los nombres asignados a los cambios de estado. Debido a ello, encontrarás que algunos autores denominan condensación a los procesos por los cuales un material en estado gaseoso puede pasar a un estado condensado (sólido o líquido).

Algunos autores utilizan el término **vaporización** para referirse a los procesos por los cuales un material en **estado condensado (sólido o líquido) pasa al estado gaseoso**.

Con respecto al término sublimación, algunos autores lo utilizan tanto para el pasaje del estado sólido al gaseoso como para el pasaje del estado gaseoso al sólido.

Las **fuerzas de atracción** entre las partículas, como ya te dijimos, también tienen un efecto directo sobre el **estado de agregación** en que se encuentra una sustancia en condiciones ambientales y sobre las temperaturas y presiones a las cuales una determinada sustancia cambia de estado.

Como las fuerzas de atracción entre las partículas varían de una sustancia a otra, justifican el hecho de que cada sustancia cambie de estado a temperaturas particulares para cada una.

Sustancia	Temp. de fusión a 1atm, °C	Temp. de ebullición a 1atm, °C
Agua	0	100
Cloro	-101.0	-34.1
Metanol	-98.0	66
Cloruro de potasio	772	1407
Hierro	1535	2800

? ¿En qué estado de agregación se encuentran las sustancias de la tabla anterior en condiciones ambientales?

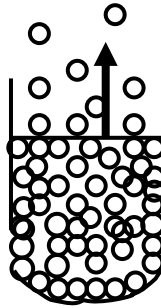
Bajo el nombre de **vaporización** se incluyen dos formas diferentes de cambio de estado: la **evaporación** y la **ebullición**.

Evaporación:

La **evaporación** es el cambio de estado de **líquido a gas** y se lleva a cabo en la **superficie del líquido**.

La temperatura de cualquier objeto está relacionada con la energía cinética promedio de sus partículas. En el estado líquido las moléculas se mueven en todas direcciones y chocan unas con otras con distintas velocidades. Algunas moléculas ganan energía cinética y otras la pierden. Las moléculas de la superficie que ganan energía cinética al ser golpeadas desde abajo pueden adquirir energía suficiente para escapar del líquido. Estas moléculas pueden desprenderse de la superficie del líquido y flotar sobre el líquido. Se han convertido en moléculas de un gas.

Observa que la evaporación es un proceso que se da sólo a nivel de la interfase.

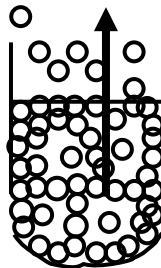


Ebullición:

La evaporación se lleva a cabo en la superficie del líquido. Pero en condiciones adecuadas **todo el volumen de líquido** puede pasar al estado gaseoso. El gas que se forma bajo la superficie produce burbujas. Las burbujas flotan hasta la superficie y escapan al aire del entorno. Este cambio de estado se llama **ebullición**.

La **ebullición** se produce en el **seno del líquido**

Observa que la ebullición es un proceso que se da en todo el volumen del líquido



Condensación:

El proceso contrario a la evaporación es la **condensación**, es decir, la transformación de un **gas** en un **líquido**.

Un ejemplo de este fenómeno es la formación de gotitas de agua sobre la superficie de una lata de gaseosa fría. Las moléculas de agua chocan con las partículas de la lata fría, que se encuentran con una velocidad promedio mucho menor, vibrando en el sólido. Las moléculas de agua en estado de vapor ceden energía cinética a las partículas de la lata, disminuyendo su velocidad en tal medida que no pueden permanecer en estado gaseoso. Entonces se condensan.

Cuando un líquido captura moléculas de gas, éstas también se condensan. En sus movimientos aleatorios las moléculas de gas pueden encontrar la superficie de un líquido y así perder energía cinética. Las fuerzas de atracción que ejerce el líquido sobre ellas pueden luego impedir que escapen del líquido. Las moléculas del gas se convierten así en moléculas de líquido.

Solidificación:

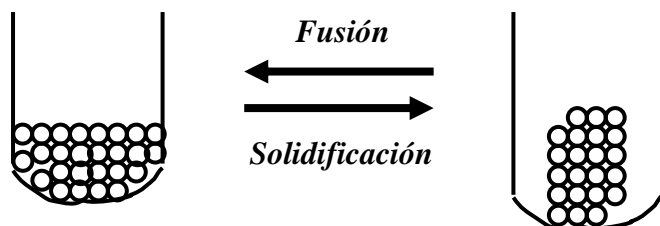
Si retiras continuamente energía de un líquido, el movimiento de las moléculas se hace cada vez más lento hasta que las fuerzas de atracción que ejercen entre ellas las hacen unirse. Las moléculas vibran alrededor de una posición fija y forman un sólido.

El cambio de estado de **líquido a sólido** se llama **solidificación**.

Fusión:

El pasaje de una sustancia del estado *sólido* al estado *líquido* se llama *fusión*.

Al calentar un sólido, aumenta la velocidad media de sus partículas y, por lo tanto, éstas se separan cada vez más. Esto hace que las fuerzas de atracción entre ellas vaya disminuyendo permitiendo que algunas se escapen de la estructura del sólido y pasen al estado líquido.



? Selecciona la opción correcta:

La energía que se le entrega a un sólido que se convierte en líquido durante el proceso de fusión se utiliza en aumentar:

- a) La libertad de movimiento de las moléculas.
- b) El número de partículas.

Volatilización y sublimación:

Algunos sólidos como el hielo seco que utilizan los vendedores ambulantes de helados, pasan directamente al estado gaseoso sin hacerlo previamente por el estado líquido. A este fenómeno se lo conoce como volatilización, e inversamente, la transición del estado gaseoso al sólido, sublimación.



ACTIVIDADES II

- 1- En la tabla siguiente figuran los puntos de fusión y ebullición de las siguientes sustancias: etanol (alcohol común), cloruro de sodio e hidrógeno. Trata de ubicar a cada sustancia en el lugar que le corresponda.

Sustancia	p. de fusión (°C)	p. de ebullición (°C)
	-115	78
	-259.1	-252.7
	808	1465

- 2- Recurriendo a los conocimientos acerca del punto de fusión y ebullición completá la siguiente tabla:

Sustancia	P. de fusión, °C	P. de ebullición, °C	Estado de agregación A 25°C y 1 atm
Cloro	-101.0	-34.1	
Metanol	-98	66	
Cloruro de potasio	772	1407	
Hierro	1535	2800	

- 3- El punto de fusión de una sustancia es -97°C y su temperatura de ebullición es 55°C , ambos datos a 1 atm. Determina en qué estado de agregación se encuentra la sustancia a:
- a) Temperatura ambiente
 - b) -56°C
 - c) -100°C
 - d) 100°C

ENERGÍA Y CAMBIOS DE ESTADO

Si calientas un sólido hasta una temperatura suficiente se fundirá y se convertirá en líquido. Si calientas el líquido, éste se evaporará y se convertirá en gas.

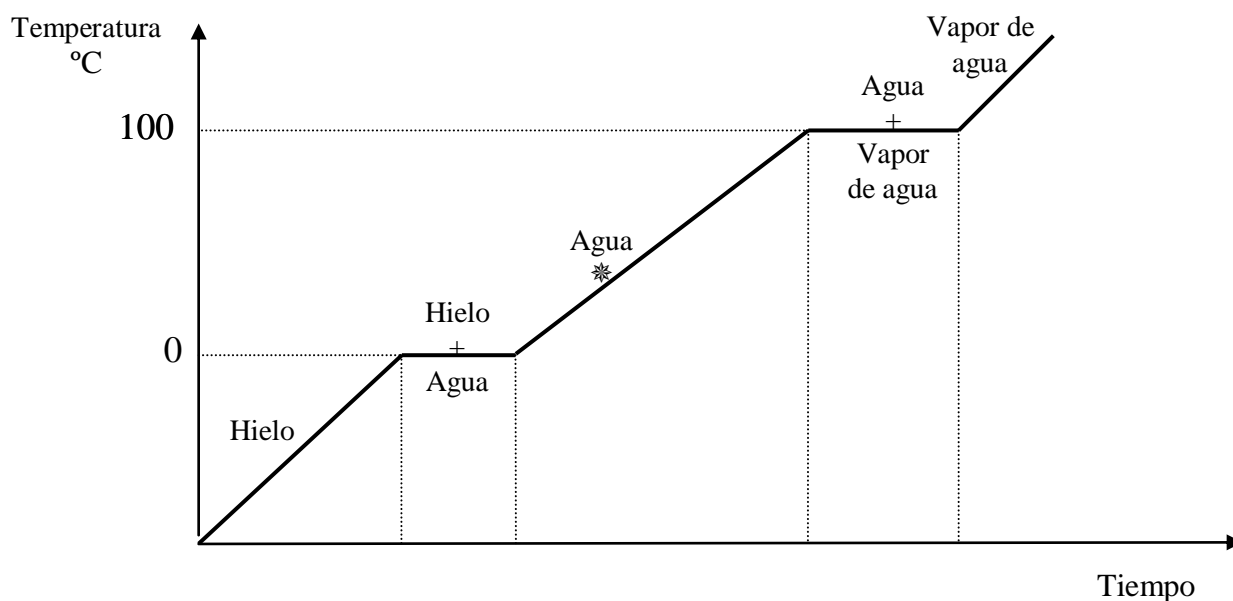
Para cambiar el estado de una sustancia de sólido a líquido y de líquido a gas, es necesario suministrarle energía. Recíprocamente, para cambiar el estado de la sustancia de gas a líquido y de líquido a sólido es preciso extraer energía.

? Trata de dar una explicación de lo que te contamos en el párrafo anterior con lo que sabes hasta ahora acerca de los cambios de estado.

Podemos ilustrar el comportamiento general de muchos cuerpos con una descripción de los cambios de estados del agua (H_2O). Para simplificar los números, vamos a suponer que se tiene un trozo de hielo (agua sólida) de un gramo a una temperatura de $-50\text{ }^\circ\text{C}$ dentro de un recipiente abierto (1 atm) y que se pone el recipiente en el fuego. Un termómetro previamente colocado en el recipiente indica que la temperatura aumenta lentamente hasta $0\text{ }^\circ\text{C}$. En este punto, la temperatura deja de aumentar a pesar de que el flujo de calor continúa. Esta energía se está utilizando para fundir el hielo. La temperatura no comienza a subir de nuevo sino hasta que todo el hielo se ha fundido. Cada nueva caloría (una unidad de energía) que absorbe el agua incrementa su temperatura $1\text{ }^\circ\text{C}$ hasta alcanzar el punto de ebullición de $100\text{ }^\circ\text{C}$. La temperatura se hace constante de nuevo mientras el calor convierte poco a poco el gramo de agua en vapor. Una vez que toda el agua líquida se ha convertido en vapor, la temperatura comienza a subir nuevamente.

El tiempo durante el cual permanece la temperatura constante tanto en la fusión como en la ebullición, dependerá de la cantidad de agua a fundir o evaporar.

Es muy común analizar los cambios de estado a través de una curva de calentamiento. Bajo este nombre se conocen los gráficos de temperatura en función del tiempo a presión constante durante el calentamiento de una sustancia desde el estado sólido hasta el gaseoso.



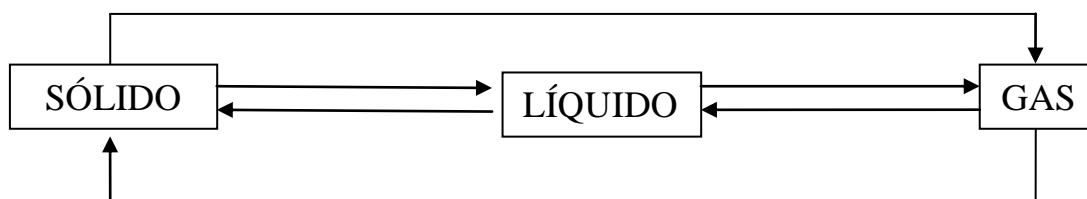
Agua * (agua + vapor de agua producto de la evaporación)



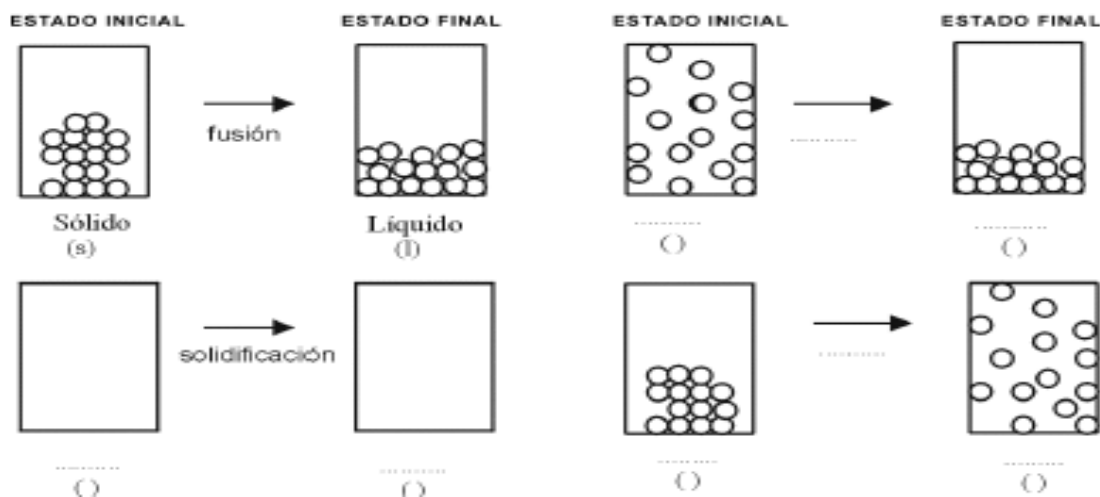
ACTIVIDADES III

ESTADOS DE AGREGACION Y SUS CAMBIOS

1. Explica con tus palabras como se producen los cambios de estado de los materiales. Da ejemplos de la vida cotidiana donde se produzcan estos cambios
2. ¿Cuáles son los beneficios en nuestra vida cotidiana de estos cambios?
3. ¿Son distintas las partículas que constituyen el agua líquida de las que forman el vapor de agua? ¿Qué es lo que ha variado con el cambio de estado?
4. Realiza en tu carpeta el siguiente gráfico, completando con los nombre de cada cambio, indicando en que cambios de estado se debe entregar calor para que sucedan y en cuales se debe perder calor.



5. Copia en tu carpeta y completa los siguientes esquemas que representan cambios de estado de la materia, tal como se indica en el primero para la fusión.



6. Algunos ambientadores líquidos se comercializan en recipientes que pueden enchufarse directamente a la corriente eléctrica. ¿Sabrías explicar que cambio de estado se produce en el ambientador al activar el dispositivo?
7. Cuando llega el verano, guardamos la ropa de invierno con bolas de alcanfor (naftalina o antipolillas). Al sacarla en otoño, estas bolas han disminuido su tamaño o han desaparecido sin pasar por el estado líquido.
- ¿qué cambio de estado se ha producido?
 - ¿qué factor crees que ha provocado el cambio de estado?
8. Indica qué cambio de estado tiene lugar y qué factor lo provoca cuando:
- El agua se congela.
 - El hielo se derrite.
 - El agua hierve.
9. Para que conozcas los puntos de ebullición y de fusión de algunas sustancias muy comunes en nuestra vida, aquí tienes una tabla con los datos. Indica en que estado de agregación se encuentra la sustancia a 25 °C y a 105°C.

Sustancia	Pto de fusión (C°)	Pto de ebullición (C°)
Oxígeno	-219	-183
Hierro	1540	2900
Mercurio	-39	357
Cobre	1083	2595
Agua	0	100
Sodio	98	885

10. Una forma de quitarle oxígeno disuelto al agua es mediante un hervor: el burbujeo en el seno del líquido favorece el escape de las moléculas del gas, a propósito... ¿hay vida en agua hervida?
11. Cuando el agua comienza a hervir, las burbujas que se forman en el fondo suben rápidamente hacia la superficie. Estas burbujas son:
- de aire y están a la misma temperatura que el agua
 - de aire y están a mayor temperatura que el agua
 - de vapor de agua y están a la misma temperatura que el agua
 - de vapor de agua y están a mayor temperatura que el agua
12. Dar una explicación microscópica de por qué la densidad del mercurio sólido es más grande que la densidad del mercurio líquido, la cuál a su vez es mayor que la densidad del mercurio gaseoso.

COMPORTAMIENTO DE LOS GASES: LEYES DE LOS GASES

Todos hemos realizado repetidas veces la experiencia de inflar un globo. El aire que introducimos a través del orificio provoca que el globo se infle y que su superficie se estire hasta un cierto límite que es, por supuesto, el de la explosión del globo.

¿Qué estuvimos haciendo en el sistema? Introdujimos aire y el sistema respondió a esa perturbación variando su masa, presión y volumen. Esto nos indica que tenemos por lo menos tres variables que deben estar de alguna manera interrelacionadas y que determinan el estado del sistema.

Pensemos ahora qué pasa si medimos la presión de un neumático antes de haber puesto en marcha el coche, y luego de recorrer 100 km volvemos a medir la presión de la misma goma. La masa no ha variado, pero sí lo ha hecho la presión. Hay pues otro factor que influye en el estado del sistema, se trata de la temperatura.

Con tantas variables en juego (masa, volumen, presión y temperatura), se deben diseñar cuidadosamente las experiencias que se realicen para extraer conclusiones válidas acerca del comportamiento de un gas.

LA TEORÍA CINÉTICA DE LOS GASES:

Como hemos visto, cada estado de agregación de la materia tiene características propias. ¿Cómo se pueden explicar las diferencias? ¿Por qué las condiciones del ambiente pueden hacer cambiar el estado de agregación de un material?

La teoría cinética de los gases es un modelo propuesto que trata de explicar el comportamiento macroscópico de la materia (el fenómeno que nosotros observamos) desde el punto de vista de las partículas y su movimiento. Sus hipótesis son:

- Los gases están formados por partículas diminutas, tan alejadas entre sí, en término medio, que el volumen de estas partículas es despreciable con respecto al espacio vacío entre ellas.
- No existen fuerzas de interacción entre las partículas
- Las partículas se mueven continuamente al azar y en línea recta, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente que las contiene. Los choques son elásticos.
- En una masa gaseosa, en un instante dado, las partículas poseen diferentes velocidades y, en consecuencia, distintas energías cinéticas. La energía cinética media aumenta al aumentar la temperatura. A igual temperatura, la energía cinética media de las partículas de cualquier gas tiene un determinado valor.

Según esta teoría, la mayor parte del volumen del gas corresponde a espacio vacío, a pesar de lo cual decimos que dicho volumen está ocupado, queriendo expresar con esto que las partículas del gas ocupan todo el espacio que pueden recorrer. Por otro lado, la presión ejercida por un gas se debe a los choques de las partículas contra las paredes del recipiente que las contiene. La temperatura tiene relación con el movimiento de las partículas. Cuando calentamos un gas (entregamos energía) aumenta su temperatura, esta energía entregada al gas se transforma en energía cinética, lo que produce mayor velocidad media de las partículas.

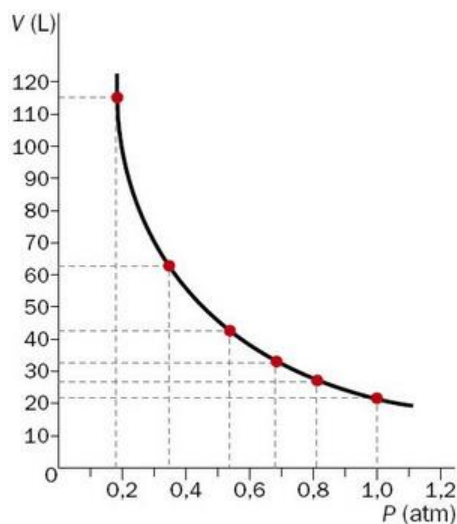
¿Cómo explicamos las leyes vistas con el modelo de la teoría cinética?

LEY DE BOYLE: LA RELACIÓN ENTRE EL VOLUMEN Y LA PRESIÓN

En 1662, Robert Boyle resumió los resultados de experimentos efectuados con diversas muestras de gases:

A temperatura constante, el volumen V que ocupa una masa definida de gas es inversamente proporcional a la presión aplicada, P .

Esto significa que, a medida que el volumen disminuye, la presión de un gas aumenta, como se muestra en la figura:



Esta relación se puede expresar como:

$$V \propto \frac{1}{P}$$

\propto : directamente proporcional

Una proporcionalidad puede convertirse en una igualdad introduciendo una constante de proporcionalidad, por ejemplo “k”

$$V = k \cdot \frac{1}{P} \quad \text{o lo que es lo mismo que:} \quad V \cdot P = k$$

Si al estado inicial lo llamamos “1” y al estado final “2”, podemos escribir:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \quad (\text{manteniendo constantes } T \text{ y } n)$$

Desde la perspectiva de la teoría cinético-molecular

Si a temperatura constante reducimos el volumen de una masa gaseosa, las partículas poseen menor espacio donde moverse y entonces chocan más frecuentemente con las paredes del recipiente, por lo que la presión observada será mayor.



ACTIVIDADES LEY DE BOYLE-MARIOTTE

1. En la tabla siguiente figuran los puntos obtenidos al realizar una experiencia, variando la P se ha medido V, a T y n constante. Realiza la representación gráfica de V en función de P.

P (atm)	V (l)	P • V (l atm)
5,00	40,0	200
7,00	28,6	200
10,00	20,0	200
15,00	13,3	200
18,00	11,1	200
22,00	9,10	200
35,0	5,7	200
40,0	5,0	200

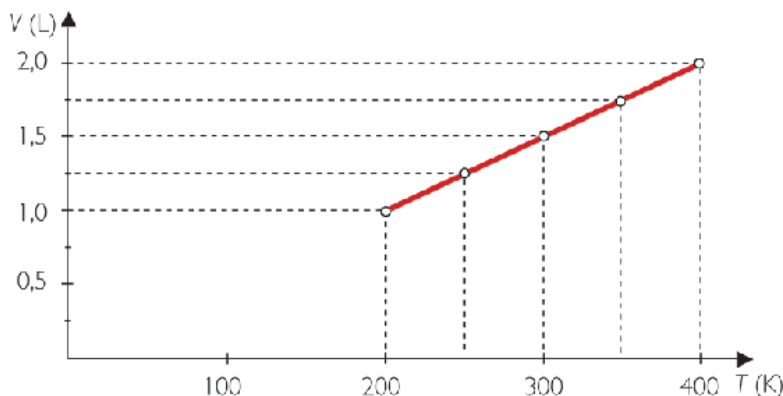
2. Una muestra de gas ocupa 12 litros a presión de 1,2 atm. ¿Cuál sería su volumen si la presión aumentase a 2,4 atm y la T permanece constante?
3. Una muestra de oxígeno ocupa 10,0 litros a presión de 790 torr. ¿A qué presión ocupará 13,4 litros si la T no cambia?

$$\text{Equivalencias:} \quad 1 \text{ atmósfera} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr} = 101324.9966 \text{ Pascales}$$

LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC: RELACIÓN ENTRE EL VOLUMEN Y LA TEMPERATURA A PRESIÓN CONSTANTE

El volumen de una cantidad fija de gas mantenido a una presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

Esto significa que, a medida que el volumen aumenta, la temperatura de un gas aumenta, como se muestra en la figura:



Esta relación se puede expresar como:

$$V \propto T$$

O bien $V = k \cdot T$ o lo que es lo mismo que: $\frac{V}{T} = k$

Si al estado inicial lo llamamos "1" y al estado final "2", podemos escribir:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ (manteniendo constantes P y n)}$$

Desde la perspectiva de la teoría cinético-molecular

Al aumentar la temperatura de una masa gaseosa a $P = \text{cte.}$, las partículas se mueven con mayor energía chocando más frecuente y violentamente contra las paredes del recipiente. Las partículas, entonces, se alejarán unas de otras y el volumen del gas aumentará.



ACTIVIDADES LEY DE CHARLES GAY-LUSSAC

- ¿Cuál es la variación de temperatura que sufre un gas que inicialmente está a 20°C y ocupa un volumen de 3500ml si se lo lleva a un volumen de 9 l (a presión constante)?
- Sabiendo que 1 dm^3 de oxígeno se encuentra a 30°C , ¿cuál será su volumen cuando su temperatura alcanza los 375 K a $P = \text{cte.}$?

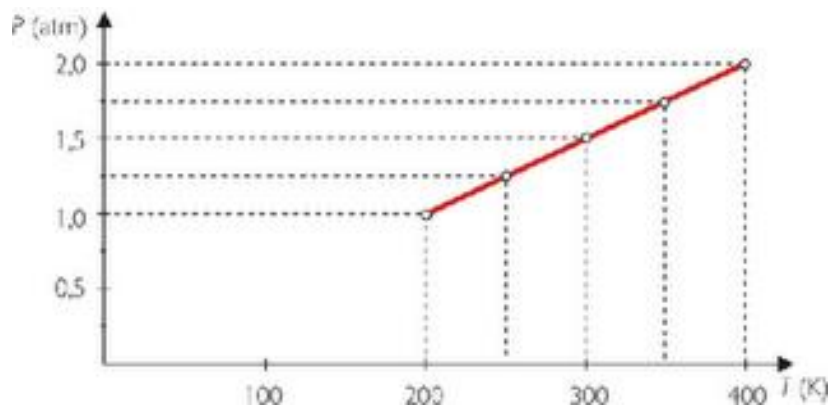
0 K = $-273,15^\circ\text{Celsius}$ a este valor se lo denomina cero absoluto

Para pasar de una escala a otra debes usar la siguiente relación: $\text{K} = 273 + ^\circ\text{C}$

LEY DE GAY-LUSSAC: RELACIÓN ENTRE LA PRESIÓN Y LA TEMPERATURA A VOLUMEN CONSTANTE

A volumen constante la presión ejercida por una determinada masa gaseosa es directamente proporcional a su temperatura absoluta

Esto significa que, a medida que la presión aumenta, la temperatura de un gas aumenta, como se muestra en la figura:



Esta relación se puede expresar como:

$$P \propto T$$

O bien $P = k \cdot T$ o lo que es lo mismo que: $\frac{P}{T} = k$

Si al estado inicial lo llamamos “1” y al estado final “2”, podemos escribir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ (manteniendo constantes V y n)}$$

Desde la perspectiva de la teoría cinético-molecular

Si se trabaja a volumen constante, a medida que se incrementa la temperatura, aumentará la energía cinética, es decir que habrá mayor cantidad de choques de las partículas entre sí y con las paredes, el piso y el techo del recipiente. Este fenómeno producirá un aumento de la presión del gas.



ACTIVIDADES LEY DE GAY-LUSSAC

1. La válvula de seguridad de una caldera se abre cuando la presión interna alcanza 12,5 atm. Para que esto ocurra ¿A qué temperatura debe llegar el gas si la caldera trabaja normalmente a 2 atm y 120 °C? (Aunque es una aproximación bastante grosera suponer que el vapor de agua se comporta como un gas ideal).
2. ¿Se prueba un depósito que resiste sin estallar una presión de 9 atm. Se lo llena de gas a 0°C y 5 atm. ¿Se le podría elevar la temperatura a 300°C sin que estalle?

ECUACIÓN DE ESTADO DE UN GAS IDEAL

A partir de las leyes de los gases hasta ahora mencionadas puede deducirse la siguiente expresión:

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} \text{ (manteniendo n constante)}$$

La mayoría de los gases son bastante parecidos y su comportamiento responde con bastante aproximación a la ecuación anterior.

Fíjate que decimos con “bastante aproximación” y no exactamente, ya que los gases con los que se hacen las experiencias presentan ligeras variaciones a las leyes mencionadas. De allí que se llame **gas ideal** al que obedece exactamente a las leyes de los gases y **gases reales** a los que existen en la naturaleza y que presentan desviaciones de estas leyes, que son casi despreciables a la T y P ambiente.



ACTIVIDADES GASES IDEALES

Ahora te proponemos que apliques tus conocimientos resolviendo los siguientes ejercicios:

1. 10 cm^3 de un gas medidos en CNTP, se introducen en un recipiente de 100 cm^3 , sin variar su temperatura. Calcula la presión que ejercerá el gas en las nuevas condiciones.
2. Un gas ocupa un volumen de 5,6 litros a 1,13 atm. ¿Qué volumen ocupará el gas si se cambia la presión a 1150 torr, manteniendo la temperatura constante?
3. Se tiene un cilindro de 1000 cm^3 con gas N_2 , originalmente a una presión de 0,75 atm y 10°C . Se lo coloca al sol hasta que la temperatura del cilindro alcanza los 28°C . ¿Cuál es la nueva presión a la que llega el gas?
4. Determinado tanque puede contener un gas con seguridad hasta una presión de 36,2 atm. Cuando el tanque contiene 36 g de N_2 a 25°C , el gas ejerce una presión de 12,7 atm. ¿Cuál es la mayor temperatura a la que puede calentarse el gas con seguridad?
5. Una muestra de etano ocupa 146 ml a 12°C . ¿A qué temperatura será necesario calentarla para que ocupe 416 ml a la misma presión?
6. En un recipiente de 2 dm^3 , con tapa móvil, se tiene un gas sometido a una presión P_1 y a una temperatura T_1 . Si el volumen del recipiente se duplica pero se mantiene la presión constante: ¿A cuánto se irá la temperatura del sistema?
7. Una muestra de Neón ocupa 75 cm^3 a 15°C . A qué temperatura deberá enfriarse a presión constante para reducir su volumen a 25 ml?
8. Se confina una muestra de 400 ml de H_2 a 0,5 atm y 50°C ¿Qué volumen ocupará a 100°C a la misma presión?
9. V ó F. Justifica en todos los casos. Considera $P = \text{cte}$.
 - a) Si se calienta una muestra de gas de 100°C a 200°C , su volumen se duplica
 - b) Si se calienta una muestra de gas de 0°C a 273°C , su volumen se duplica
 - c) Si se enfría una muestra de gas de 1273°C a 500°C , su volumen disminuye a la mitad
 - d) Si se enfría una muestra de gas de 1000°C a 2000°C , el volumen disminuye 5 veces
10. Una muestra de 350 ml gas ejerce una presión de 380 mm Hg a 22°C . ¿A qué temperatura ejercerá una presión de 600 mm Hg en un volumen de 500 ml?
11. Una muestra de gas ocupa 500 ml en CNTP. ¿A qué temperatura ocupará 250 ml si la temperatura se incrementa a 819°C ?
12. ¿Cuál será la variación de temperatura en grados Celsius que experimentará un gas que inicialmente está a 20°C , 2 atm y ocupa un volumen de 33000 mm^3 , si se lo lleva a una presión de 0,3 atm y un volumen de 99000 mm^3 ?
13. Una muestra de gas ocupa 10 litros a 240°C , a presión de 80,0 kPa. ¿A qué temperatura ocupará el gas un volumen de 20 litros si se incrementa la presión a 107 kPa?