

LOS SISTEMAS MATERIALES

1. PROPIEDADES DE LOS SISTEMAS MATERIALES

Todos los objetos que nos rodean son **materia** y cada objeto, considerado en particular, se denomina **sistema material**.

El gas encerrado en un globo, un cubito de hielo, un océano o un planeta son sistemas materiales. Todos ellos tienen masa y ocupan un espacio, es decir, donde hay un sistema material, no puede colocarse otro.

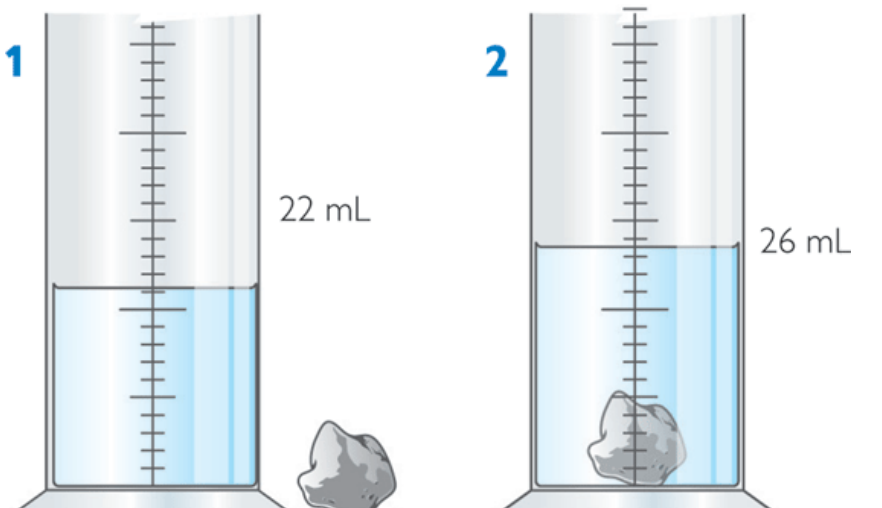
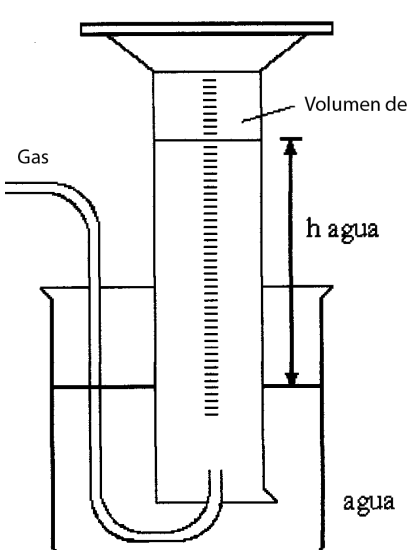
- Materia es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa.
- Un sistema material es una porción de materia que se considera de forma aislada para su estudio.
- Una sustancia es un tipo concreto de materia.

Las propiedades de los sistemas materiales pueden ser:

- **Propiedades generales**, como la masa o el volumen. Todos los sistemas los poseen pero no aportan información sobre el tipo de sustancia que constituye el sistema.
 - La **masa** es una propiedad de los sistemas materiales que mide la cantidad de materia que poseen. La unidad de masa en el Sistema Internacional (SI) es el **kilogramo** (kg) y se mide con una balanza.
 - El **volumen** nos informa de la cantidad de espacio que ocupan los sistemas materiales. La unidad de volumen en el SI es el **metro cúbico** (m³), que representa el volumen de un cubo de 1 metro de lado.

El **volumen de un líquido** se mide con un recipiente graduado (pipetas y probetas) o aforados (matraz aforado).



<p>El volumen de un sólido se puede obtener sumergiéndolo en un líquido y midiendo el volumen desplazado.</p>	
<p>El volumen de un gas se puede medir recogiendo sobre agua y midiendo el volumen desplazado</p>	

- **Propiedades específicas**, que dependen de la clase de sustancia que constituye el sistema, pero no de su cantidad ni de su forma.
El color, el brillo, la dureza, la conductividad, la densidad o la temperatura de fusión son propiedades específicas y entre todas permiten identificar de qué sustancia se trata.

2. LA DENSIDAD DE LOS CUERPOS

La masa y el volumen de un cuerpo, considerados separadamente, no permiten determinar de qué sustancia está formado.

El cociente entre la masa y el volumen si constituye un dato característico de cada tipo de sustancia y proporciona una idea del grado de compactación de la materia. Este cociente se denomina **densidad**.

La densidad de una sustancia es la masa que corresponde a la unidad de volumen.

$$d = \frac{m}{v}$$

En el SI la densidad se mide en kg/m^3

Para transformar las unidades de densidad hay que transformar las unidades de masa y de volumen.

$$1\text{kg/m}^3 = 1000\text{gr}/1000000\text{cm}^3 = 0,001\text{gr/cm}^3 = 10^{-3}\text{gr/cm}^3$$

$$1\text{gr/cm}^3 = 0,001\text{kg}/0,000001\text{m}^3 = 1000\text{kg/m}^3 = 10^3\text{kg/m}^3$$

Densidades de algunas sustancias en kg/m^3

Aire	1,29
Dióxido de carbono	1,98
Agua	1000
Porexpan	50
Aluminio	2800
Mercurio	13600

¿Por qué el hielo flota en el agua?

La densidad del hielo es de $0,9 \text{ kg/dm}^3$ menor que el agua que es 1 kg/dm^3 , como los cuerpos menos densos flotan en los más densos este es el motivo de que el hielo flote en el agua. ¿Qué piensas que ocurriría si el hielo fuese más denso que el agua? ¿Qué pasaría en el polo norte?

3. ESTADOS DE AGREGACIÓN DE LA MATERIA. CAMBIOS DE ESTADO

Los sistemas materiales se pueden presentar en tres estados de agregación: **sólido**, **líquido** y **gas**. La intensidad de las uniones entre las partículas que constituyen el sistema material, determina su estado de agregación, el cual determina, a su vez, las propiedades específicas. Cuando un sistema material cambia de estado de agregación, **la masa permanece constante pero el volumen cambia**.

Sólidos	<ul style="list-style-type: none">● Tienen volumen fijo● Tienen forma fija● No se pueden comprimir● No fluyen por sí mismos● Se llaman cristales si sus partículas están ordenadas y si no amorfos
Líquidos	<ul style="list-style-type: none">● Tiene volumen fijo● No tienen forma fija● Son poco compresibles

	<ul style="list-style-type: none"> • Se difunden o fluyen a través de pequeños agujeros (junto con los gases se denominan fluidos)
Gases	<ul style="list-style-type: none"> • No tienen volumen fijo. Ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene • No tienen forma fija • Son fácilmente compresibles • Se difunden y tienden a mezclarse con otros gases

Modificando las condiciones de presión y temperatura los sistemas materiales pasan de un estado a otro mediante un proceso llamado cambio de estado.



PROCESOS DE VAPORIZACIÓN

<p>Vapor de agua</p> <p>La evaporación es una vaporización lenta que se realiza sólo en la superficie libre de los líquidos y a cualquier temperatura. Por ejemplo en un charco de agua a temperatura ambiente.</p>	<p>Vapor de agua</p> <p>La ebullición es una vaporización violenta que se realiza en toda la masa del líquido. Para una presión determinada cada líquido tiene una temperatura de ebullición propia</p>
---	---

Las leyes de la ebullición son:

1. Durante la ebullición, la temperatura permanece constante, y se absorbe energía
2. para un presión dada, cada líquido hierve a una temperatura: la temperatura de ebullición, que aumenta o disminuye al aumentar o disminuir la presión ejercida sobre la superficie del líquido.

Temperaturas de fusión y ebullición

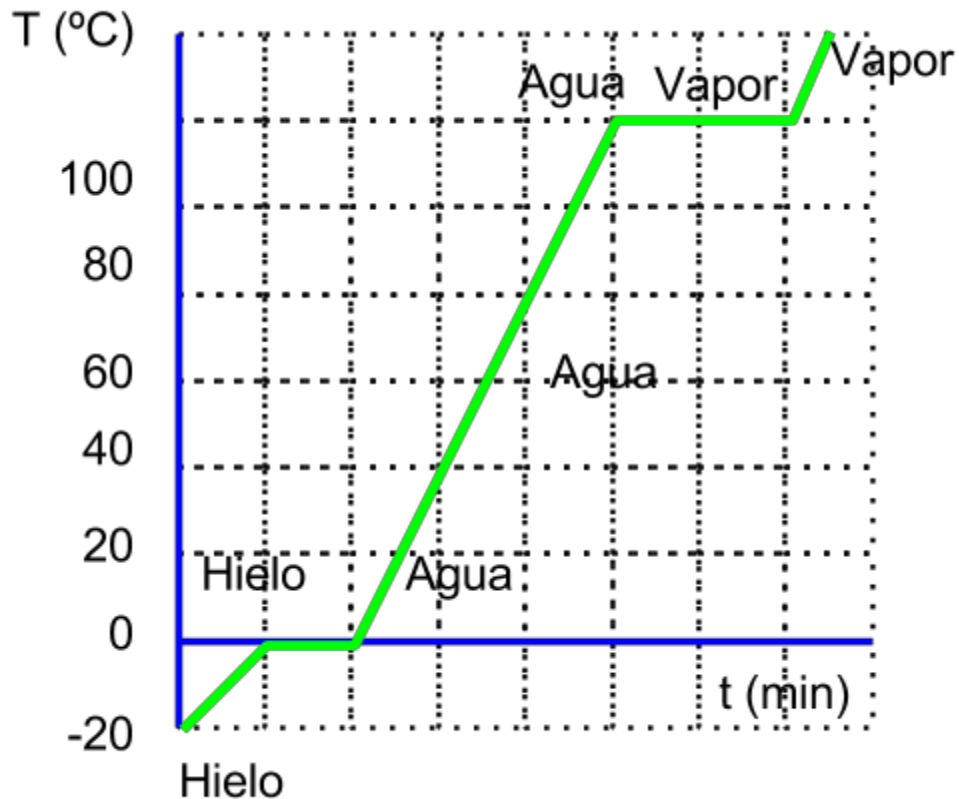
Las temperaturas de fusión y ebullición son propiedades específicas de las sustancias que permiten reconocerlas y dependen de la presión.

La **temperatura de fusión** (T_f) es la temperatura a la que una sustancia funde, a presión atmosférica. Coincide con la **temperatura de solidificación**.

La **temperatura de ebullición** (T_e) es la temperatura a la que una sustancia hierve, a presión atmosférica. Coincide con la **temperatura de condensación**.

TEMPERATURAS DE CAMBIO DE ESTADO

Sustancia	T_f	T_e
Oxígeno	-219	-183
Amoníaco	-78	-34
Sal común	801	1413
Mercurio	-39	357
Wolframio	3387	5527



La gráfica muestra cómo evoluciona una cierta cantidad de hielo a lo largo del tiempo conforme vamos aumentando la temperatura. Primero tenemos hielo a $-20\text{ }^{\circ}\text{C}$, suministramos calor y la temperatura aumenta hasta $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, a esta temperatura aún tenemos hielo, suministrando más calor la temperatura no varía pero el hielo se derrite y se convierte en agua, más tarde al calentar el agua se calienta hasta los $100\text{ }^{\circ}\text{C}$, a esta temperatura todo el calor se utiliza en convertir el agua en vapor y de este modo obtenemos calor que sigue calentándose conforme sigamos suministrando energía.

Calor latente de cambio de estado

Mientras duran los cambios de estado de una sustancia pura la temperatura permanece constante. La energía absorbida o desprendida durante el proceso se denomina **calor latente de cambio de estado**. En el caso del agua:

- El calor latente de fusión es la energía que hay que dar a 1 gr de hielo a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ para convertirlo en agua, también a $0\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su valor es $334,4\text{ J}$.
- El calor latente de vaporización es la energía que hay que dar a 1 gr de agua a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ para convertirlo en vapor, también a $100\text{ }^{\circ}\text{C}$. Su valor es 2257 J

Cada sustancia tiene sus propios calores latentes de fusión y ebullición.

El calor latente de vaporización se pone de manifiesto en muchas situaciones cotidianas. por ejemplo, cuando se riega el suelo, el agua, al evaporarse, absorbe energía y el ambiente se refresca.

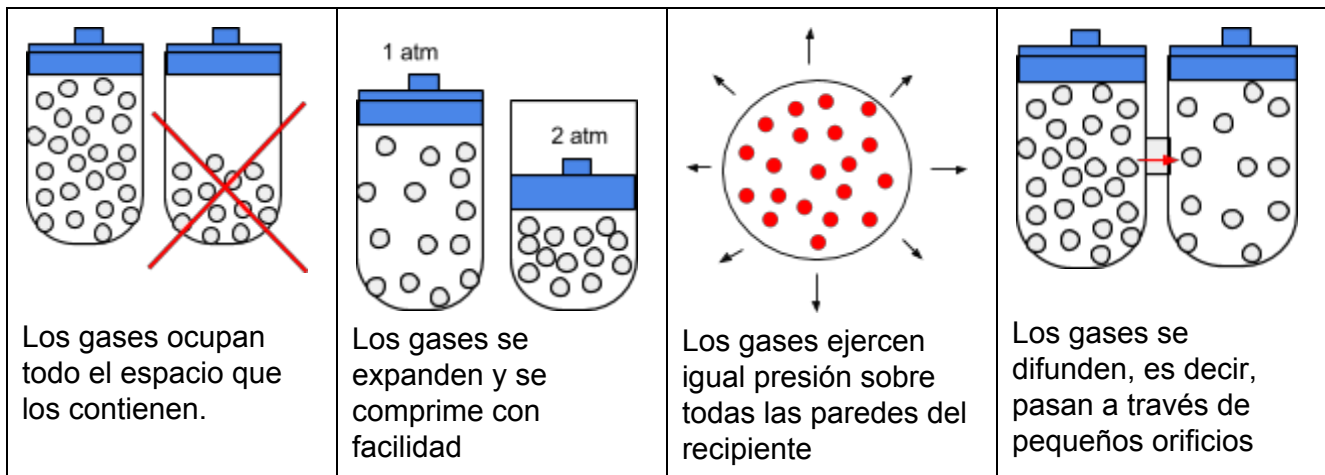
4. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR

Un modelo para el estado gaseoso

Los primeros intentos de explicar la constitución de la materia se centraron en los gases, por tener una estructura más fácil.

- Un primer modelo de los gases, denominado modelo estático, estuvo ligado a la teoría del calórico: se suponía que el calor era una sustancia denominada calórico; y que, al calentar un gas, sus partículas aumentaban de volumen porque el calórico se colocaba alrededor de ellas aumentando su tamaño, y en consecuencia, el volumen.
- El irlandés Robert Boyle (1627-1691) propuso el modelo cinético para explicar las propiedades de los gases. Este modelo fue completado en 1738 por el físico suizo Bernoulli y consistía en suponer que el gas estaba formado por numerosas partículas que se movían rápidamente en todas direcciones. Este modelo se apoya en evidencias experimentales.

EVIDENCIAS EXPERIMENTALES DEL MODELO CINÉTICO



Para explicar este comportamiento Clausius, Maxwell y Boltzmann desarrollaron la teoría cinético-molecular, que puede resumirse en tres postulados:

- **Partículas en movimiento.** Un gas consiste en un conjunto de partículas individuales en movimiento rectilíneo al azar que chocan con las paredes del recipiente o entre ellas sin pérdida de energía.
- **Volumen de las partículas.** El volumen de cada partícula individual es extremadamente pequeño comparado con el volumen del recipiente que lo contiene. El modelo representa las partículas como si tuvieran masa pero no volumen.
- **Fuerzas entre partículas.** el movimiento y disposición de las partículas queda determinado por dos tipos de fuerzas: unas atractivas o de cohesión que tiende a mantener unidas las partículas; otras repulsivas o de dispersión que tienden a alejarlas.

Un modelo para líquidos y sólidos

El modelo cinético es también aplicable a líquido y sólidos con una simple adaptación a las características de cada estado.

- **En los líquidos** las fuerzas de atracción entre partículas son lo bastante fuertes para mantenerlas juntas, por eso los líquidos son mucho más densos y menos compresibles que los gases. Aunque tienen un volumen definido, las fuerzas de atracción no pueden evitar que las partículas deslicen unas sobre otras; por eso pueden verterse y adoptan la forma del recipiente.
- **En los sólidos**, las fuerzas de atracción son tan intensas que fijan las partículas a sus posiciones; por eso los sólidos son rígidos. Los que poseen estructuras muy ordenadas son cristales; en caso contrario son amorfos.

Sólidos	Líquidos
<ul style="list-style-type: none"> ● Modelo de un sólido cristalino: las partículas están ordenadas y muy próximas, aunque hay huecos entre ellas. ● Las fuerzas mantienen unidas las partículas en posiciones fijas, aunque vibran en torno a esas posiciones. 	<ul style="list-style-type: none"> ● Hay desorden. las partículas deslizan unas sobre otras. ● Las partículas se mantienen a distancias similares a las de los sólidos, pero unidas por fuerzas más débiles, lo que justifica su movilidad.

La primera prueba de la teoría cinética: el movimiento browniano

En 1827 el botánico Robert Brown observó al microscopio como los granos de polen suspendidos en agua completamente inmóvil se desplazaban caprichosamente de un lado para otro. Llegó a pensar que los granos de polen estaban vivos, hasta que comprobó que el fenómeno se repetía igualmente con motas de polvo.

Fue Wiener en 1863 quien pensó que esto se podía explicar si el agua estuviese compuesta de partículas que se movían enérgicamente y chocaran con los granos de polen.

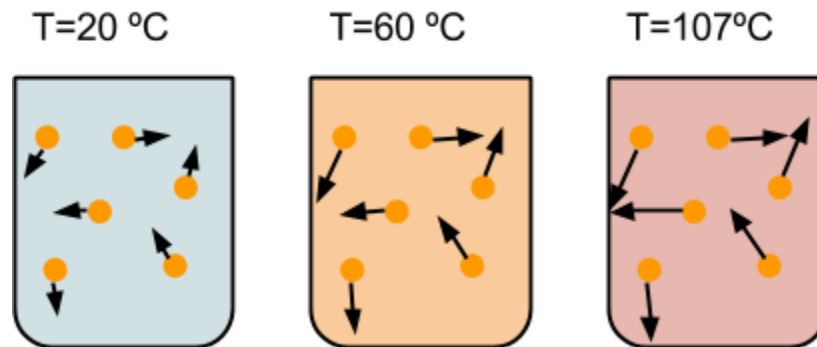
5. INTERPRETACIÓN CINÉTICA DE LA TEMPERATURA, LA PRESIÓN Y LOS CAMBIOS DE ESTADO

Teoría cinética y temperatura

Los gases son fáciles de describir desde el punto de vista de la teoría cinética. En un recipiente sus partículas se mueven en línea recta hasta que chocan con otras partículas o con las paredes del recipiente, resultando un movimiento en zigzag denominado movimiento térmico.

Si se aporta energía al gas, aumenta la velocidad media de sus partículas y, por tanto, la energía cinética media ($E_c = 1/2mv^2$). Como consecuencia de ello aumenta su temperatura.

MOVIMIENTO TÉRMICO Y TEMPERATURA



La temperatura de un sistema material es proporcional a la energía cinética media de sus partículas.

Escalas termométricas

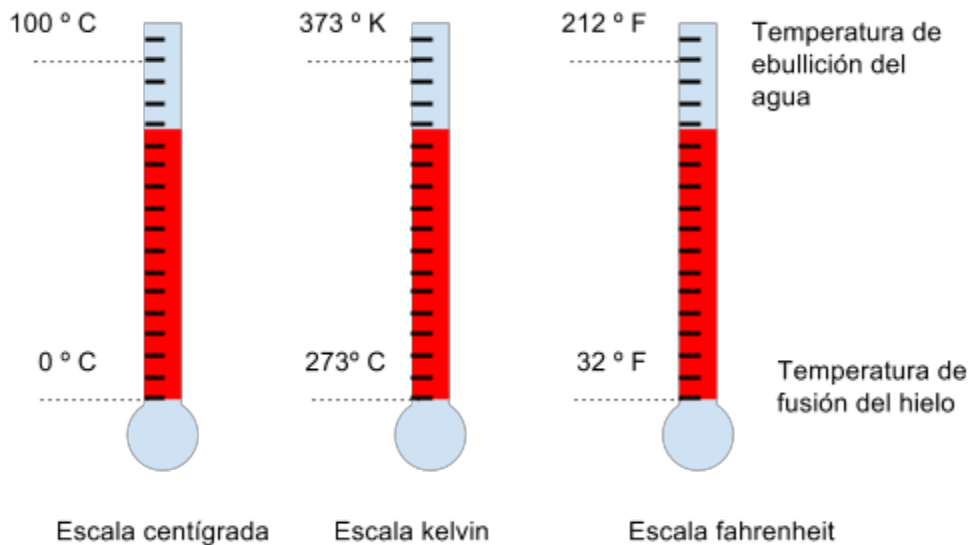
Escala centígrada: Tiene como unidad del grado centígrado ($^{\circ}\text{C}$). En esta escala el cero (0°C) corresponde con la temperatura de fusión del hielo, mientras que a la temperatura de ebullición del agua le corresponde 100°C .

Escala absoluta, o Kelvin: Tiene como unidad el grado kelvin ($^{\circ}\text{K}$) y su valor mínimo es el cero absoluto (0°K), situado a $-273,15^{\circ}\text{C}$. A esa temperatura las partículas de cualquier sistema material estarían inmóviles, sin energía cinética. En esta escala el agua funde a 273°K y hierve a 373°K .

Escala Fahrenheit: Tiene unidad el grado fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$). En esta escala el agua funde a 32°F y hierve a 212°F .

$$\text{Temperatura } (^{\circ}\text{K}) = ^{\circ}\text{C} + 273,15$$

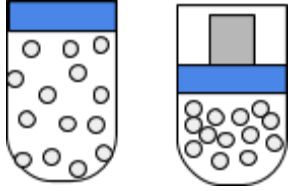
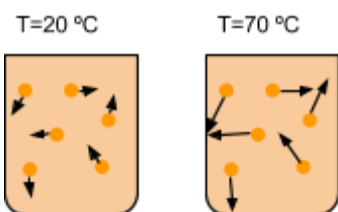
$$\text{Temperatura } (^{\circ}\text{C}) = \frac{5}{9} \cdot (^{\circ}\text{F} - 32)$$



Teoría cinética y presión

Las partículas de un gas chocan continuamente contra las paredes del recipiente en que se encuentran y en cada choque ejercen una fuerza.

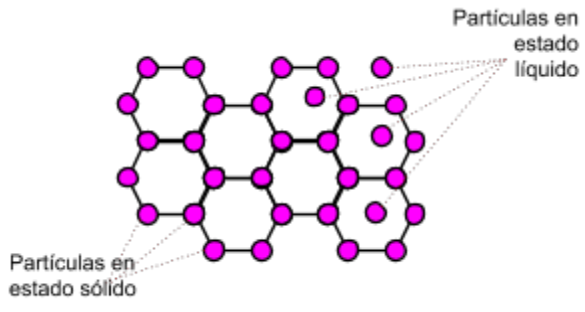
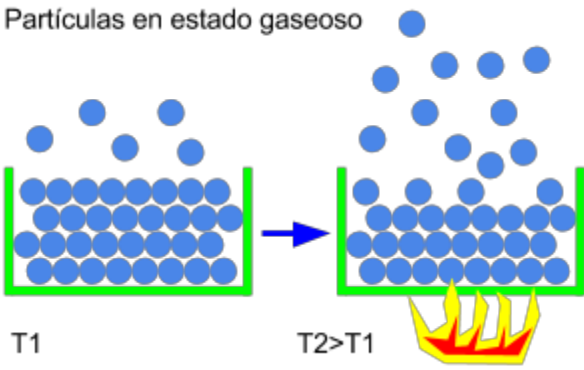
La **presión** que ejerce un gas es consecuencia de los **choque** de sus partículas contra las paredes del recipiente.

Cambio de volumen a temperatura constante	Cambio de temperatura a volumen constante
 <p>Si disminuye el volumen, manteniendo constante la temperatura, la frecuencia de los choques entre partículas es mayor, y como consecuencia, la presión aumenta</p>	 <p>Si aumenta la temperatura, a volumen constante, aumenta la energía cinética media de las partículas. La intensidad de los choques y su frecuencia será mayor y la presión aumenta.</p>

Los cambios de estado según la teoría cinética

Los efectos de la temperatura y la presión sobre las propiedades de un gas se puede extender también a sólidos y líquidos.

- **Efecto de la temperatura.** En los sólidos, cuando aumenta la temperatura, aumenta la vibración de las partículas y la estructura pierde fortaleza y rigidez. En los líquidos, al aumentar la temperatura y la vibración de las partículas, estas pueden alejarse con más facilidad de las partículas vecina.

Fusión	Vaporización
 <p>Al calentar el sólido, aumenta la vibración de sus partículas hasta llegar a vencer las fuerzas de cohesión. La red cristalina se desmorona.</p>	<p>Al calentar el líquido, cada vez más partículas adquieren energía suficiente para abandonar su superficie, pasando a estado gaseoso.</p>  <p>Partículas en estado gaseoso</p> <p>T1 T2 > T1</p>

- **Efecto de la presión.** En general el aumento de la presión sobre un sistema material aumenta el acercamiento entre sus partículas y, por tanto, aumentan las fuerzas de cohesión.
Por ejemplo al comprimir el gas amoníaco, a una temperatura constante de 25°C, se licua a 9,8 atmósferas de presión.

- **Al aumentar la temperatura** de un sistema aumenta la energía cinética media de sus partículas y su movilidad, con lo que se favorecen los cambios de estado progresivos: **sólido --> líquido --> gas.**
- **Al aumentar la presión** aumentan las fuerzas de cohesión y se favorecen los cambios regresivos: **gas --> líquido --> sólido.**

6. LAS LEYES EXPERIMENTALES DE LOS GASES

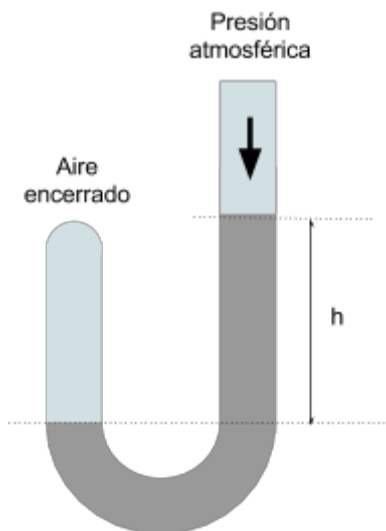
Los trabajos experimentales sobre los gases del físico R. Boyle (1627-1691) y el francés Mariotte (1620-1684) fueron enriquecidos un siglo después con las aportaciones de Charles (1746-1823) y Gay-Lussac (1778-1850).

Demostraron que la presión (P), el volumen (V) y la temperatura (T) de una masa fija de gas son variables relacionadas entre sí. Establecieron varias leyes experimentales que llevan su nombre.

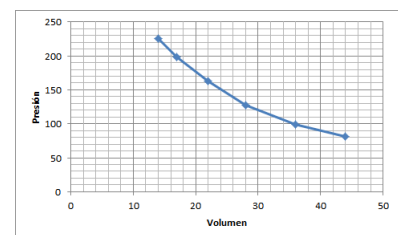
Ley de Boyle-mariotte: la relación presión-volumen

Por su sencillez esta ley ocupa un lugar especial en la historia de la ciencia. En sus experimentos, modificaban sistemáticamente el valor de una variable para ver el cambio que experimentaba la otra. Los datos tomados permitían establecer una relación empírica, una ley.

Boyle registró la variación del volumen de un gas en función de la presión ejercida sobre él y comprobó que existía una relación constante entre la diferencia de volumen y la presión.



Volumen	Presión	P·V
44	81	3564
36	99,6	3586
28	127,8	3578
22	162,8	3582
18	197,9	3562
14	225	3570



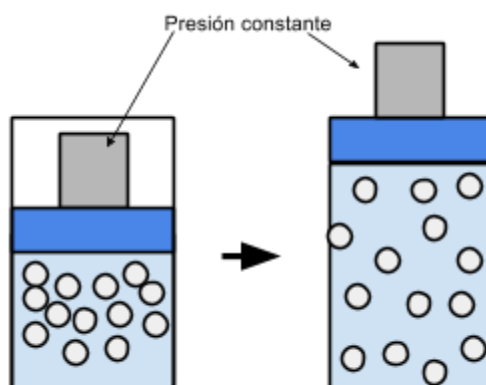
Ley de Boyle-Mariotte: para una masa determinada de gas a temperatura constante, el volumen del gas es inversamente proporcional a su presión.

$$P \cdot V = \text{cte} \Rightarrow P = \text{cte}/V \Rightarrow P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Ley de Charles y Gay-Lussac

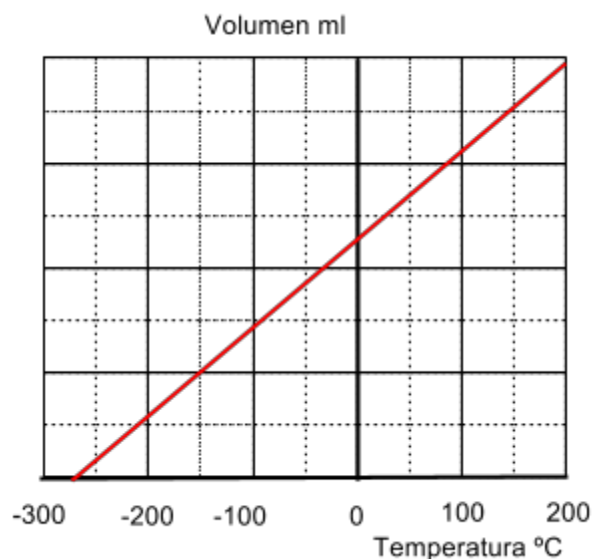
La ley de Boy se cumple si la transformación se realiza a temperatura constante. Pero Charles y Gay-Lussac estudiaron otras relaciones.

- **Primera ley (relación volumen-temperatura).** Se encierra en un émbolo una cantidad fija de gas y se mantiene a **presión constante**. Al ir aumentando la temperatura se observa que el volumen aumenta de manera exactamente proporcional.



Al aumentar la temperatura aumenta el volumen

Al representar los datos en una gráfica se obtiene una recta que al extrapolarla (alargarla) hasta volumen cero se obtuvo la temperatura de $-273\text{ }^{\circ}\text{C}$. Fue Kelvin en 1848 quien identificó esta temperatura como el cero absoluto dando lugar a la escala de temperatura absoluta o kelvin.



Primera ley: el volumen de una cantidad fija de gas a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta

$$V_1/T_1 = V_2/T_2 = \text{cte} \Rightarrow V = \text{cte} \cdot T$$

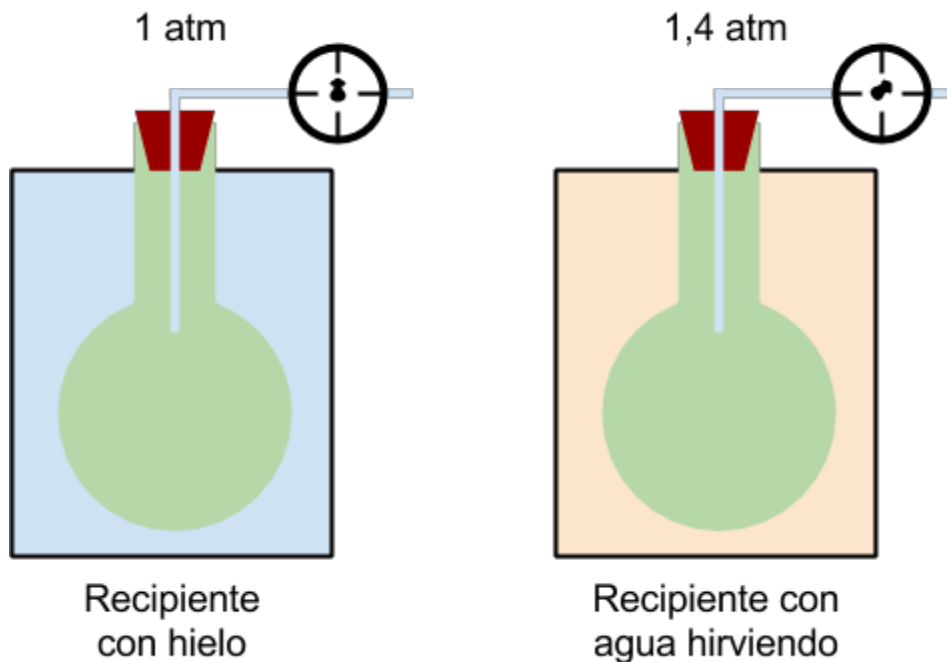
La teoría cinética interpreta este comportamiento suponiendo que al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media a la que se mueven las partículas de gas, con lo que la frecuencia de choques aumentaría y con ella la presión.

La teoría cinética interpreta este comportamiento suponiendo que al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media la que se mueven las partículas de gas, con lo que la frecuencia de choques aumentaría y con ella la presión. Así pues, el único modo de que dicha presión o varíe es que el émbolo se expanda y, en consecuencia, que aumente el volumen.

- **Segunda ley (relación presión-temperatura).** si se encierra una cantidad fija de gas en un émbolo a volumen fijo y se aumenta la temperatura se observa que la presión aumenta de manera proporcional.

Segunda ley: la presión de una cantidad fija de gas a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta.

$$P_1/T_1 = P_2/T_2 = \text{cte} \Rightarrow P = \text{cte} \cdot T$$



La teoría cinética permite explicar este comportamiento, dado que al aumentar la temperatura aumenta la velocidad media a la que se mueven las partículas de gas, con lo que llegan antes a las paredes del recipiente y la frecuencia de los choques aumenta. puesto que el volumen se mantiene constante, la consecuencia directa del aumento en la frecuencia de los choques es que aumenta la presión.