

# TEMA 2: LOS SISTEMAS MATERIALES

## 1.- PROPIEDADES DE LOS SISTEMAS MATERIALES

Todos los objetos que nos rodean son **materia** y cada objeto, considerado individualmente, constituye un **sistema material**. Cualquier porción de un objeto que pueda delimitarse y ser estudiada de forma individual, también es un sistema material.

**Materia:** es todo aquello que ocupa espacio y tiene masa.

**Sistema material:** es una porción de materia que se considera de forma aislada para su estudio.

Una sustancia es un tipo concreto de materia.

### Propiedades de los sistemas materiales.

Pueden ser:

- **Propiedades generales**, las que poseen todos los sistemas, como la masa o el volumen. El valor de estas propiedades no acercan información sobre el tipo de sustancia que constituye el sistema. Dos objetos fabricados con la misma sustancia pueden tener masas y volúmenes distintos. Dos objetos con el mismo volumen pueden estar hechos de sustancias diferentes.

La **masa** es una propiedad general de los sistemas materiales que mide la cantidad de materia que poseen.

En un sistema material:

- Su masa no depende de la forma ni del grado de división del sistema.
- Un sistema material es cerrado cuando su masa permanece constante.

La unidad de masa, en el Sistema Internacional, es el kilogramo (kg). Se mide con una balanza.

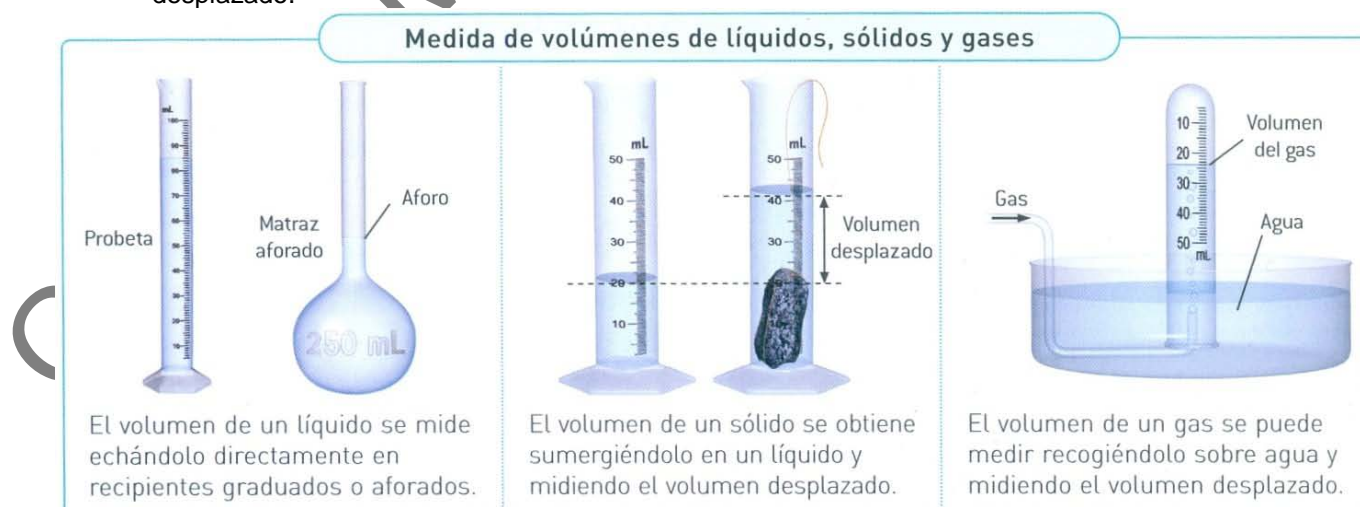
El **volumen** es una propiedad general de los sistemas materiales que nos informa de la cantidad de espacio que ocupan. En un sistema material:

- El volumen no depende de la forma ni del grado de división del sistema.
- Puede depender de otros factores como la presión o la temperatura.

La unidad de volumen, en el Sistema Internacional, es el metro cúbico, ( $m^3$ ), que representa el volumen de un cubo de 1 m de lado. Otras unidades de volumen:  $1 m^3 = 1 kL$      $1 dm^3 = 1 L$      $1 cm^3 = 1 mL$

Para medir el volumen:

- De un líquido: se mide echándolo directamente en recipientes graduados o aforados.
- De un sólido se obtiene sumergiéndolo en un líquido y midiendo el volumen desplazado.
- De un gas se puede medir recogiendo sobre agua u otro líquido y midiendo el volumen desplazado.



- **Propiedades específicas**, que dependen de la clase de sustancia que constituye el sistema, pero no de su cantidad ni de su forma. Ejemplo: el color, el brillo, la dureza, la conductividad térmica y eléctrica, la densidad o la temperatura de fusión (entre todas permiten identificar las sustancias).

## 2.- LA DENSIDAD DE LOS CUERPOS

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

Pero el cociente entre la masa y el volumen 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 para un volumen determinado.

$$d = m / V$$

En el Sistema Internacional de Unidades la densidad se mide en  $\text{kg/m}^3$ . También se emplea el  $\text{g/cm}^3$ .

Para transformar las unidades de densidad, hay que transformar simultáneamente las unidades de masa y las de volumen (es decir, dos factores de conversión).

Como norma general, **un factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador equivalen entre sí**. Veamos un ejemplo de su utilización en algo tan usual como los cambios de unidades.

Para realizar cambios de unidades, el factor de conversión a utilizar es fácil de deducir: está formado por dos medidas de igual valor (la mayor unidad tendrá el número uno), una en la unidad a eliminar y la otra en la unidad a expresar. El orden correcto de colocación de estas dos medidas no ofrece dudas: debe ser el adecuado para que las unidades a eliminar se puedan dividir entre ellas y dar el valor.

Veamos varios ejemplos:

$$108 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1000\cancel{\text{m}}}{1\cancel{\text{km}}} \cdot \frac{1\cancel{\text{h}}}{3600\cancel{\text{s}}} = 30(\text{m/s}) \quad (\text{empleamos dos factores de conversión})$$

$$1300 \frac{\cancel{\text{kg}}}{\cancel{\text{m}^3}} \cdot \frac{1000\cancel{\text{g}}}{1\cancel{\text{kg}}} \cdot \frac{1\cancel{\text{m}^3}}{10^6\cancel{\text{cm}^3}} = 1,3(\text{g/cm}^3) \quad (\text{empleamos dos factores de conversión})$$

$$200\cancel{\text{cm}} \cdot \frac{1\cancel{\text{m}}}{100\cancel{\text{cm}}} = 2\text{m} \quad (\text{empleamos un factor de conversión})$$

Ejercicios de práctica. Usando factores de conversión, realizar las siguientes transformaciones:

- |   |  |   |  |
|---|--|---|--|
| a) 72 km/h $\Rightarrow$ m/s                      | e) 12 m <sup>3</sup> $\Rightarrow$ dm <sup>3</sup>       | i) 12 cm/s $\Rightarrow$ m/h                          | m) 0,4 km <sup>2</sup> $\Rightarrow$ dm <sup>2</sup> |
| b) 300 mm $\Rightarrow$ km                        | f) 2,4 g/cm <sup>3</sup> $\Rightarrow$ kg/m <sup>3</sup> | j) 100 dm <sup>3</sup> $\Rightarrow$ dam <sup>3</sup> | n) 125 pts/kg $\Rightarrow$ €/g                      |
| c) 8 m <sup>2</sup> $\Rightarrow$ cm <sup>2</sup> | g) 33 cL $\Rightarrow$ daL                               | k) 12 km $\Rightarrow$ m                              | ñ) 40 L/min $\Rightarrow$ mL/s                       |
| d) 300 m/s $\Rightarrow$ km/h                     | h) 6 años $\Rightarrow$ minutos                          | l) 7200 toneladas $\Rightarrow$ cg                    | o) 2000 ms $\Rightarrow$ s                           |

Densidad de algunas sustancias ( $\text{kg/m}^3$ ):




Aire:	1,29	Aluminio:	2700
Agua (líquida):	1000	Dióxido de carbono:	1,98
Agua (hielo):	900	Porexpan:	50
Aceite:	900	Mercurio:	13600
Cuerpo humano:	1070		

## 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.

Cuando un sistema material cambia de estado de agregación, la masa permanece constante, pero el volumen cambia. Muchas propiedades son específicas del estado de agregación (ejemplo: la dureza sólo puede aplicarse a los sólidos, ya que carece de sentido hablar de la dureza de líquidos o gases).

Las condiciones de presión y temperatura determinan que un sistema material adopte uno u otro estado de agregación. Como por ejemplo, el butano es gas a presión atmosférica, pero licúa en recipientes a mayor presión.

	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Volumen	Tienen volumen fijo	Tienen volumen fijo	Ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene
Forma	Tienen forma fija	No tienen forma fija	No tienen forma fija
Compresión	No se pueden comprimir	Son poco compresibles	Son fácilmente compresibles
Fluidez	No fluyen por sí mismos	Difunden o fluyen por sí mismos (junto con los gases, se denominan fluidos)	Se difunden y tienden a mezclarse con otros gases
			

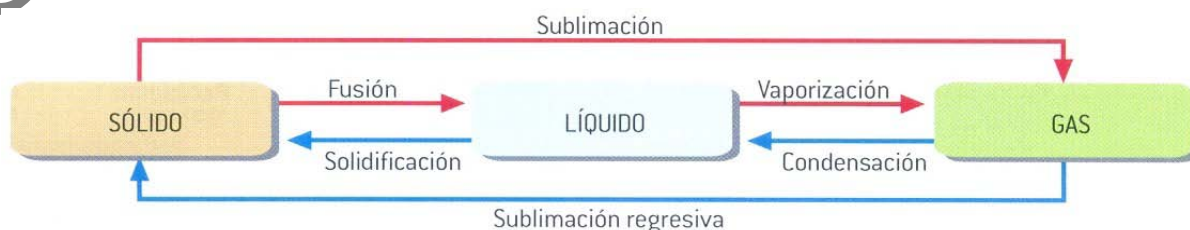
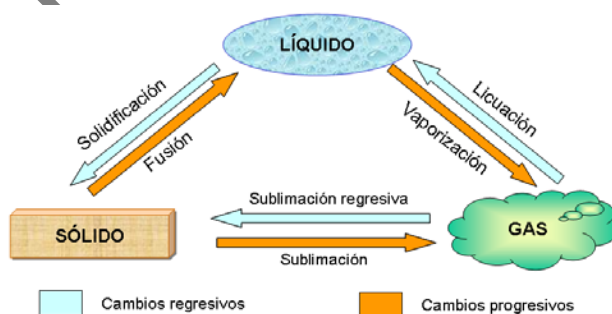
Los sólidos se llaman cristales si sus partículas están ordenadas, y si no, se amorfos.

## Cambios de estado

Se puede modificar el valor de las fuerzas atractivas y repulsivas variando la temperatura o la presión; las sustancias pasan entonces de un estado de agregación a otro mediante un proceso de cambio de estado.

Los posibles cambios de estado son:

- **Fusión:** Es el paso de una sustancia desde el estado sólido al estado líquido.
- **Solidificación:** Es el paso de líquido a sólido.
- **Vaporización:** Es el paso de una sustancia desde el estado líquido al estado gaseoso y puede ocurrir de dos formas diferentes: evaporación y ebullición.
  - La evaporación es una vaporización lenta que ocurre sólo en la superficie libre de los líquidos y a cualquier temperatura. Como por ejemplo, en un charco a temperatura ambiente.
  - La ebullición es una vaporización tumultuosa que se realiza en toda la masa del líquido. Para una presión determinada, cada líquido tiene una temperatura de ebullición,  $T_e$  característica.
- **Licuación o condensación:** Es el cambio del estado gaseoso a estado líquido. Se realiza desprendiendo energía mediante calor.
- **Sublimación:** Es el paso directo desde el estado sólido al estado gaseoso sin pasar por la fase líquida. A presión atmosférica sólo subliman algunas sustancias, como la naftalina o el yodo. Con todo, a menor presión subliman más sustancias, y en el vacío (sin presión), todas las sustancias subliman.
- **Sublimación regresiva:** Es el proceso de paso directo de estado gaseoso a estado sólido.



## Las temperaturas de fusión y ebullición

Las temperaturas de fusión y ebullición, a una determinada presión, son **propiedades características** de las sustancias que permiten su reconocimiento.

**Temperatura de fusión**,  $T_f$ : es la temperatura a la que funde una sustancia, a presión atmosférica. Es igual a su temperatura de solidificación.

**Temperatura de ebullición**,  $T_e$ : es la temperatura a la que hierve una sustancia, a presión atmosférica. Es igual a su temperatura de condensación.

Oxígeno	$T_f$ (°C)	-219	$T_e$ (°C)	-183
Amoníaco		-78		-34
Tetracloruro de carbono		-23		77
Sal común		801		1413
Mercurio		-39		357
Agua		0		100
Wolframio	3387	5527		

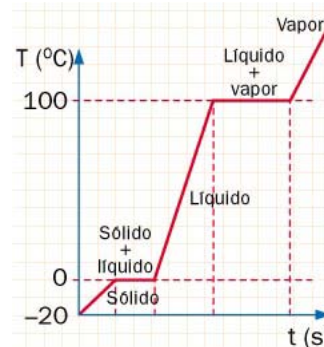
Durante la ebullición la temperatura permanece constante y se absorbe energía. Para una presión dada, cada líquido (puro) hierve a una temperatura determinada.

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

Gráficamente:

Hielo a  $-20^\circ\text{C}$ , se coloca encima de una placa calefactora y se van haciendo lecturas en el termómetro:

- Primer tramo: aumenta la T hasta  $0^\circ\text{C}$ .
- Segundo tramo: Al seguir calentando, comienza la fusión y la temperatura de la mezcla hielo - agua se mantiene a  $0^\circ\text{C}$ .
- Tercer tramo: cuando ya no existe hielo, la temperatura del agua sigue aumentando gradualmente. A  $100^\circ\text{C}$  comienza a hervir.
- Cuarto tramo: Mientras hierve el agua (equilibrio líquido - vapor) la temperatura se mantiene a  $100^\circ\text{C}$ .
- Quinto tramo: Una vez convertida toda el agua en vapor, si se sigue el calentamiento, veríamos aumentar de nuevo su temperatura.



## 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:

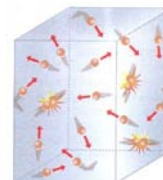
- Para convertir 1 g de hielo a  $0^\circ\text{C}$  en agua, también a  $0^\circ\text{C}$ , es necesario aportar 334,4 J de energía. Esta energía se denomina calor latente de fusión del agua.
- Para convertir 1 g de agua a  $100^\circ\text{C}$  en vapor, también a  $100^\circ\text{C}$ , es necesario aportar 2257 J de energía. Esta energía se denomina calor latente de vaporización del agua.

## 4.- LA TEORÍA CINÉTICO - MOLECULAR

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.
- Boyle propuso un modelo cinético para explicar las propiedades de los gases. Este modelo fue suplementado por Bernoulli y consistía en suponer que el gas estaba formado por numerosas partículas que se movían rápidamente en todas las direcciones. El modelo se apoyaba en evidencias experimentales.

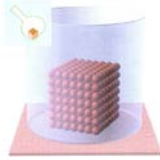
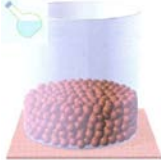
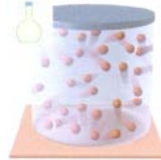
Para explicar el comportamiento de los gases, los físicos J. Clausius, J. Maxwell y L. Boltzman desarrollaron en el siglo XIX la **teoría cinético - molecular**, que puede resumirse en las siguientes hipótesis:



Modelo de partículas según la teoría cinético-molecular.

- Todos los gases están constituidos por un gran número de partículas, tan pequeñas que no se pueden ver con el microscopio.
- Las partículas están en continuo movimiento rectilíneo al azar, chocan entre sí y contra las paredes del recipiente que contiene el gas. En estos choques no hay pérdida de energía.
- Estas partículas ocupan un volumen muy pequeño comparado con el volumen del recipiente. Entre partícula y partícula no hay nada, solo espacio vacío.
- El movimiento queda determinado por dos tipos de fuerzas: unas atractivas o de cohesión, que tienden a mantener unidas las partículas, y otras fuerzas repulsivas o de dispersión, que tienden a alejarlas.

El modelo cinético es también aplicable a líquidos y sólidos con una simple adaptación a las características de cada estado. En resumen:

	SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
Cómo están las partículas	Muy próximas, aunque hay huecos entre ellas	Se mantienen a distancias similares a las de los sólidos	Se mantienen muy alejadas unas de otras
Efecto de las fuerzas atractivas o repulsivas	Mantienen unidas las partículas en posiciones fijas	Se mantienen unidas por fuerzas más débiles que en los sólidos	Fuerzas de atracción son muy débiles → partículas están muy separadas
Movimiento de las partículas	Vibran en torno a esas posiciones fijas	Resbalan unas sobre otras y justifica su movilidad y adaptación al recipiente (fluidez)	Se mueven en todas las direcciones y chocan con las paredes del recipiente
Dibujo			

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

### ESCALAS DE TEMPERATURA:

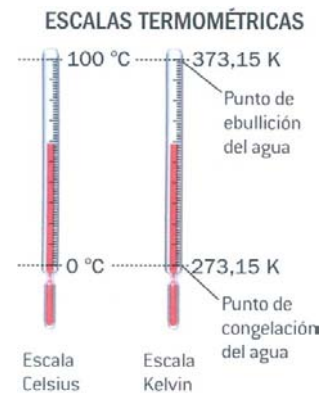
La **escala absoluta o escala Kelvin** tiene como unidad el kelvin (K) y el valor mínimo es el cero absoluto de temperaturas, situado a  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ . A esa temperatura las partículas de cualquier sistema material estarían inmóviles, sin energía cinética.

Otras escalas:

- Escala Celsius o centígrada
- Escala Fahrenheit

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

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



### TEORÍA CINÉTICA Y TEMPERATURA

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

Si se aporta energía a un gas, aumenta la velocidad media de sus partículas y, por lo tanto, la energía cinética media. Como consecuencia de ello, aumenta su temperatura.

### TEORÍA CINÉTICA Y PRESIÓN

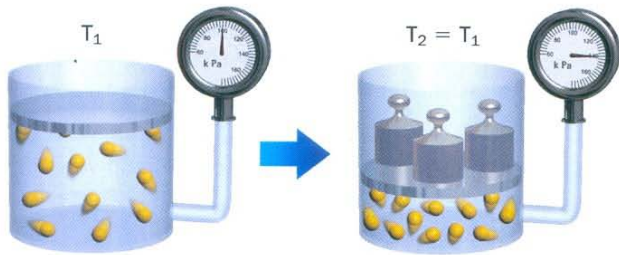
Las partículas de un gas chocan repetidamente contra las paredes del recipiente en que se encuentra y en cada choque ejercen fuerza.

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

- Si disminuye el volumen, a temperatura constante, la frecuencia de los choques es mayor y, como consecuencia, la presión aumenta.

- Si aumenta la temperatura, a volumen constante, aumenta la energía cinética promedio de las partículas. La intensidad de los choques y su frecuencia será mayor, con el que la presión aumenta.

#### Cambio de volumen a temperatura constante



Si **disminuye el volumen**, manteniendo constante la temperatura, la frecuencia de los choques entre partículas es mayor y, como consecuencia, la **presión aumenta**.

#### Cambio de temperatura a volumen constante

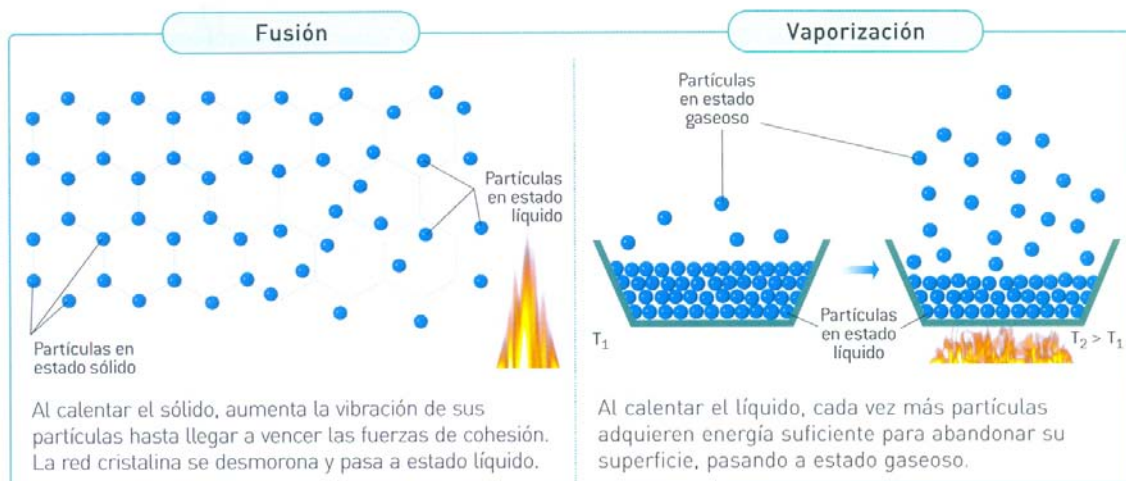


Si **aumenta la temperatura**, a volumen constante, aumenta la energía cinética media de las partículas. La intensidad de los choques y su frecuencia será mayor y la **presión aumenta**.

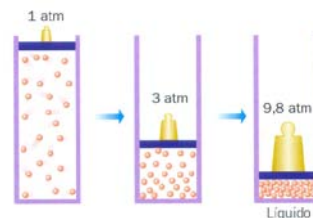
## LOS CAMBIOS DE ESTADO SEGÚN LA TEORÍA CINÉTICA

Los efectos de la temperatura y la presión sobre las propiedades de un gas se pueden 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 vecinas. Al aumentar la temperatura de un sistema, aumenta la energía cinética promedio de sus partículas y su movilidad, con el que se favorecen los cambios de estado progresivos: **sólido**  $\Rightarrow$  **líquido**  $\Rightarrow$  **gas**.



- 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. Al aumentar la presión, aumentan las fuerzas de cohesión y se favorecen los cambios regresivos: **gas**  $\Rightarrow$  **líquido**  $\Rightarrow$  **sólido**.



## 6.- LAS LEYES EXPERIMENTALES DE LOS GASES

### Ley de Boyle-Mariotte

Boyle realizó experimentos y publicó los resultados en 1662. Se trata de un aparato con un tubo con forma de J, que tiene un extremo abierto y otro cerrado, con una muestra de aire confinada. Añadiendo mercurio por el extremo abierto del tubo aumentaba la presión, lo que provocaba una merma de volumen en el aire confinado.

Mariotte realizó experimentos similares controlando además la temperatura del gas.

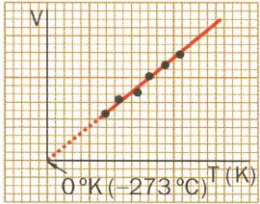
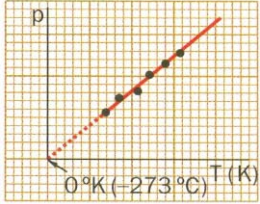
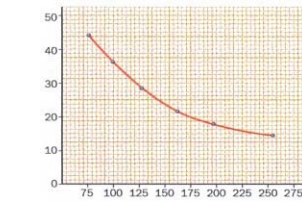
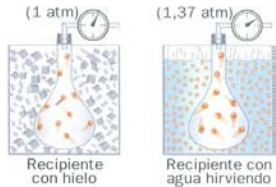
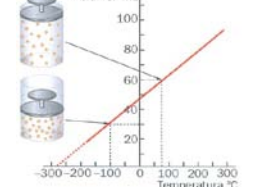
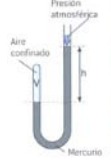
Boyle registró los datos de la altura del aire encerrado (proporcional al volumen) frente a la altura del mercurio (proporcional a la presión ejercida) a la que sumaba la presión atmosférica, que él consideraba igual a 73,9 cm de mercurio (hoy sabemos que 1 atm equivale a 76 cm de mercurio). Comprobó que el producto de los datos de ambas columnas se mantenía aproximadamente constante.

La expresión que resume dichos experimentos se conoce con el nombre de buena ley de Boyle-Mariotte:

$$pV = \text{constante}$$

Además de estas leyes, Charles y Gay-Lussac desarrollaron otras leyes sobre gases. Las resumimos:

### Leyes de los gases:

Proceso	Isobárico (P cte)	Isocórico (V cte)	Isotérmico (T cte)																					
<b>Ley (fórmula)</b>	$V / T = \text{cte}$ $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$	$P / T = \text{cte}$ $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$	$P V = \text{cte}$ $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$																					
<b>Autor</b>	Gay - Lussac	Charles	Boyle - Mariotte																					
<b>Significado</b>	A mayor T $\Rightarrow$ mayor V A menor T $\Rightarrow$ menor V	A mayor P $\Rightarrow$ mayor T A menor P $\Rightarrow$ menor T	A mayor P $\Rightarrow$ menor V A menor P $\Rightarrow$ mayor V																					
<b>Relación entre variables</b>	Directa	Directa	Inversa																					
<b>Gráfica</b>																								
<b>Esquema experimental</b>	<p><b>RELACIÓN p-T</b></p>  <p>Recipiente con hielo      Recipiente con agua hirviendo</p>	<p><b>RELACIÓN V-T</b></p>  <p>Volumen mL</p> <p>Temperatura °C</p>	 <table border="1" data-bbox="1220 1160 1444 1323"> <thead> <tr> <th>Volumen unidad arbitraria</th> <th>Presión (cm de Hg)</th> <th>Producto pV</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>44</td> <td>81</td> <td>3564</td> </tr> <tr> <td>36</td> <td>99,6</td> <td>3586</td> </tr> <tr> <td>28</td> <td>127,8</td> <td>3578</td> </tr> <tr> <td>22</td> <td>162,8</td> <td>3582</td> </tr> <tr> <td>18</td> <td>197,9</td> <td>3542</td> </tr> <tr> <td>14</td> <td>255</td> <td>3570</td> </tr> </tbody> </table>	Volumen unidad arbitraria	Presión (cm de Hg)	Producto pV	44	81	3564	36	99,6	3586	28	127,8	3578	22	162,8	3582	18	197,9	3542	14	255	3570
Volumen unidad arbitraria	Presión (cm de Hg)	Producto pV																						
44	81	3564																						
36	99,6	3586																						
28	127,8	3578																						
22	162,8	3582																						
18	197,9	3542																						
14	255	3570																						