

Ámbito Científico -Tecnológico

Unidad 2

Estados de agregación de la materia



La materia se nos presenta en tres estados fundamentales de agregación: sólido, líquido y gas, los cuales presentan unas propiedades características tanto a nivel macroscópico como microscópico.

En esta unidad estudiaremos estos estados en los que se presenta la naturaleza, utilizando un modelo microscópico, la teoría cinético-molecular, para ayudarnos a comprender sus propiedades y las transiciones entre los distintos estados.

Índice de contenido

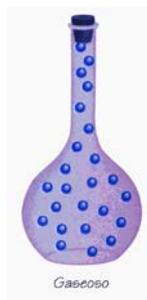
1. Teoría Cinético-molecular	3
1.1 Temperatura.....	3
1.2 Presión.....	4
2. Estados de la materia	4
2.1 Estado sólido.....	4
2.2 Estado líquido.....	5
2.3 Estado gaseoso.....	5
3. Leyes de los gases	6
3.1 Ley de Boyle-Mariotte	6
3.2 Ley de Charles.....	7
3.3 Ley de Gay-Lussac	8
4. Cambios de estado	12
4.1 Gráfica de calentamiento de una sustancia.	14
Ejercicios resueltos.....	16
Solucionario	19

1. Teoría Cinético-molecular

La Teoría cinético-molecular de la materia explica el comportamiento de los tres estados de agregación; sólido, líquido y gaseoso a partir de los siguientes postulados:

- La materia está compuesta por partículas muy pequeñas; entre ellas hay espacio vacío.
- Las partículas están en continuo movimiento, y se mueven en todas las direcciones del espacio.
- Las partículas ejercen fuerzas de atracción entre sí, que las mantienen unidas. Dependiendo de la intensidad de las fuerzas la materia se encontrará en estado sólido, líquido o gaseoso.

Teniendo en cuenta los postulados anteriores podemos explicar algunas propiedades de la materia como son la temperatura y la presión.



Representación de los estados de agregación de la materia según la Teoría cinético-molecular

1.1 Temperatura

La temperatura de un cuerpo está relacionada con la velocidad que llevan las partículas que las constituyen. La magnitud que mide la energía que tienen las partículas en movimiento es la **energía cinética**.

La energía cinética de las partículas aumenta al aumentar la temperatura, es decir un cuerpo que tenga una temperatura elevada tendrá sus partículas con mayor movimiento (velocidad) que un cuerpo con temperatura baja, de este modo las partículas que constituyen un trozo de hielo tienen movimientos más limitados que las partículas que constituyen el vapor de agua, lo que les permite mantener la estructura cristalina del hielo.

Recuerda que en la Unidad 1 hemos visto que la unidad de temperatura en el S.I. es el Kelvin **K**, y que su relación con la escala centígrada es:

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



PRESIÓN ATMOSFÉRICA

La presión atmosférica es la presión que ejerce la atmósfera sobre la superficie terrestre y sobre los cuerpos que se encuentran en ella.

Para medir la presión atmosférica se utilizan los *barómetros*.



1.2 Presión

En el caso de un gas, las partículas chocan continuamente entre sí y con las paredes del recipiente que lo contiene. La cantidad de choques por unidad de tiempo que se producen sobre las paredes del recipiente está relacionado con la *presión* del gas (a mayor número de choques, más presión se ejerce sobre las paredes del recipiente).

La unidad de presión en el Sistema Internacional es el *Pascal* (Pa), no obstante es muy común medir la presión en *atmósferas* (atm), ya que es una magnitud que está relacionada con la presión que ejerce el aire que nos rodea sobre la superficie terrestre.

La equivalencia entre estas dos unidades es la siguiente:

$$1\text{atm} = 101.300\text{ Pa}$$

La presión se mide con instrumentos llamados *manómetros*, que seguramente hayas visto en las gasolineras cuando quieres inflar las ruedas del coche.

2. Estados de la materia

2.1 Estado sólido

En el estado sólido las partículas se encuentran unidas por grandes fuerzas que las mantienen unidas a distancias relativamente pequeñas. Todas las sustancias sólidas se caracterizan por tener *forma y volumen constantes* y por ser casi indeformables. Estas propiedades se explican teniendo en cuenta que las partículas que los constituyen ocupan lugares fijos en el espacio ordenándose en *redes cristalinas*.

Aunque las partículas de un sólido ocupan lugares fijos espacio, no están quietas, poseen movimientos de *vibración y rotación* entorno a su posición de equilibrio en el cristal.

Conforme aumenta la temperatura, aumenta la oscilación de las partículas (aumenta su energía total) aumentando la distancia que las separa y así el sólido aumenta su volumen. A este fenómeno lo llamamos *dilatación*.



Estado sólido. Cristales de azufre.
©Fabre Minerals 1996-2018.



Estado líquido. El agua fluye desde la jarra hacia el vaso, adoptando la forma del recipiente.

Si el movimiento de las partículas es suficientemente intenso (aumentamos la temperatura) como para poder abandonar su posición en el cristal se producirá una ruptura del mismo y una transición o cambio de estado físico.

2.2 Estado líquido

En los líquidos las fuerzas entre las partículas son más débiles que en los sólidos, lo que implica que éstas tengan más libertad de movimiento. Estas fuerzas permiten que las partículas tengan movimientos de *vibración, rotación y traslación*.

Las partículas se pueden trasladar libremente debido a su energía cinética, pero esta energía cinética no es suficiente para vencer totalmente las fuerzas de atracción entre ellas, manteniéndose relativamente juntas.

Por esto los líquidos *adoptan la forma del recipiente* que los contiene pero ocupan un *volumen fijo*, lo que explica que los líquidos son muy poco compresibles.

Una propiedad de los líquidos, que comparten con los gases, es que pueden fluir, es decir deslizar las capas de partículas de las que están formadas unas sobre otras, por esto a los líquidos y los gases se les llama genéricamente *fluidos*.

Sólidos	Líquidos	Gases
<i>Volumen fijo</i>	<i>Volumen fijo</i>	<i>No tienen volumen fijo</i>
<i>Tienen forma definida</i>	<i>No tienen forma definida</i>	<i>No tienen forma definida</i>
<i>Las partículas cercanas unas de otras. Redes cristalinas</i>	<i>Las partículas están relativamente cercanas unas de otras</i>	<i>Las partículas están muy separadas entre ellas</i>
<i>Las partículas tienen movimientos de vibración y rotación</i>	<i>Las partículas tienen movimientos de vibración, rotación y traslación ordenados</i>	<i>Las partículas tienen total libertad de movimiento.</i>
<i>Incompresibles</i>	<i>Incompresibles</i>	<i>Compresibles</i>

2.3 Estado gaseoso

En el estado gaseoso las fuerzas entre las partículas son poco intensas, por lo que la distancia entre ellas es mucho mayor que en los otros estados. Esta separación entre las partículas permite que los gases sean *compresibles*.



Estado gaseoso. El vapor de agua de algunas chimeneas fluye y se expande diluyéndose en la atmósfera.

Las partículas de un gas se mueven libremente y de forma aleatoria en el espacio, lo que les permite fluir al igual que ocurre en el estado líquido. Cuando nosotros dejamos evolucionar libremente un gas, siempre tenderá a ocupar todo el volumen que lo rodea, es decir los gases tienen *volumen variable* y *adoptan la forma del recipiente* que lo contiene.

3. Leyes de los gases

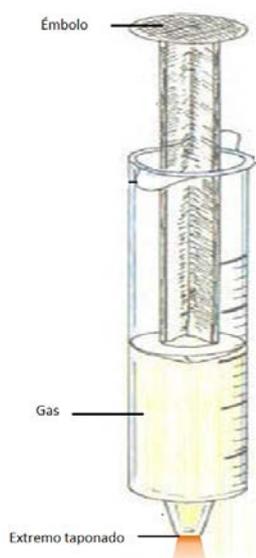
El estado gaseoso es el más sencillo de modelizar mediante leyes físicas. Las leyes que describen el estado gaseoso tienen en cuenta las relaciones existentes entre el volumen, la temperatura y la presión, ya que a partir de estas magnitudes podemos describir el estado físico de un gas.

3.1 Ley de Boyle-Mariotte

Consideremos en primer lugar un gas que, *manteniendo su temperatura constante*, variamos su volumen y medimos su presión con un manómetro. Para ello supongamos un gas encerrado en un recipiente con un émbolo móvil, como puede ser una jeringuilla que tiene tapado el extremo de salida o el pistón de un coche.

Según vamos apretando el émbolo, el gas se comprime disminuyendo su volumen y la presión medida en el manómetro vemos que aumenta.

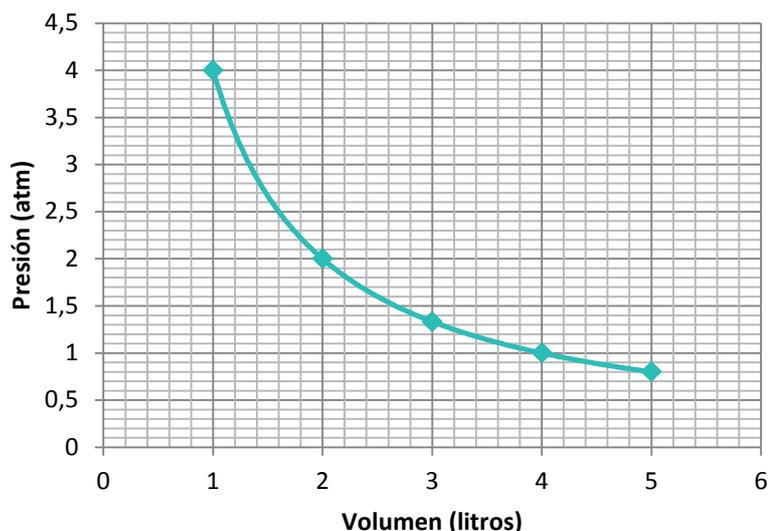
Supongamos que hemos medido los pares de valores presión temperatura para distintas posiciones del émbolo y que los valores obtenidos han sido:



Si tenemos un gas encerrado en una jeringuilla, podemos comprimirlo apretando el émbolo. La presión que ejerce el gas en el interior de la jeringa irá aumentando según disminuyamos su volumen.

Volumen (litros)	Presión (atm)
1	4
2	2
3	1,33
4	1
5	0,8

Si representamos en una gráfica estos pares de valores se obtiene:



La expresión matemática que corresponde a una curva como la representada es:

$$p \cdot V = \text{cte}$$

es decir, que el producto de los pares de valores presión-volumen siempre va a tener el mismo resultado. Podemos comprobar en el ejemplo que el producto $p \cdot V$ siempre da 4 atm.litro.

Esta ley fue descubierta por el físico irlandés Robert Boyle y el físico francés Edme Mariotte, y puede enunciarse de esta forma:

Para una determinada cantidad de gas, a temperatura constante el producto de la presión y su volumen permanece constante.

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

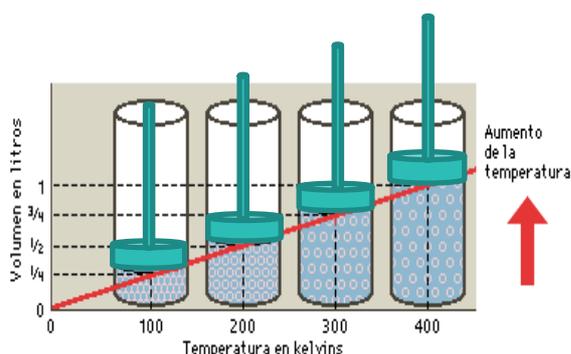
Siendo p_1 , V_1 y p_2 , V_2 los valores en dos estados distintos del gas.

3.2 Ley de Charles

Consideremos ahora un gas que, *manteniendo su presión constante*, variamos su temperatura y medimos su volumen.

Supongamos de nuevo el gas encerrado en un recipiente con émbolo móvil. Según aumentemos la temperatura observaremos que el gas se expande, aumentando su volumen, lo cual provoca que el émbolo se eleve manteniendo la presión en el interior del recipiente.

En la siguiente figura vemos el comportamiento descrito del gas según se eleva la temperatura.



Como puede observarse en la gráfica, el volumen aumenta proporcionalmente al aumento de la temperatura por lo que matemáticamente podemos escribir la siguiente relación:

$$\frac{V}{T} = \text{cte}$$

En esta ecuación hay que tener en cuenta que la *temperatura siempre* debe estar expresada *en Kelvin*.

Este comportamiento de los gases es fácilmente observable cuando metemos un globo hinchado en un congelador. Podemos comprobar que al cabo de un tiempo cuando volvamos a por nuestro globo lo encontraremos más desinflado que cuando lo metimos, y si lo volvemos a dejar a temperatura ambiente recuperará su aspecto original. Es decir, el volumen del globo varía proporcionalmente con la temperatura, manteniéndose la presión constante, en este caso la atmosférica.

La Ley de Charles expresa que:

Para una determinada cantidad de gas, a presión constante el volumen y la temperatura son directamente proporcionales.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Si tomamos dos estados distintos del gas V_1, T_1 y V_2, T_2 , su cociente dará la misma cantidad.

3.3 Ley de Gay-Lussac

Por último, vamos a considerar un gas que, *manteniendo su volumen constante*, variamos su temperatura y medimos su presión.

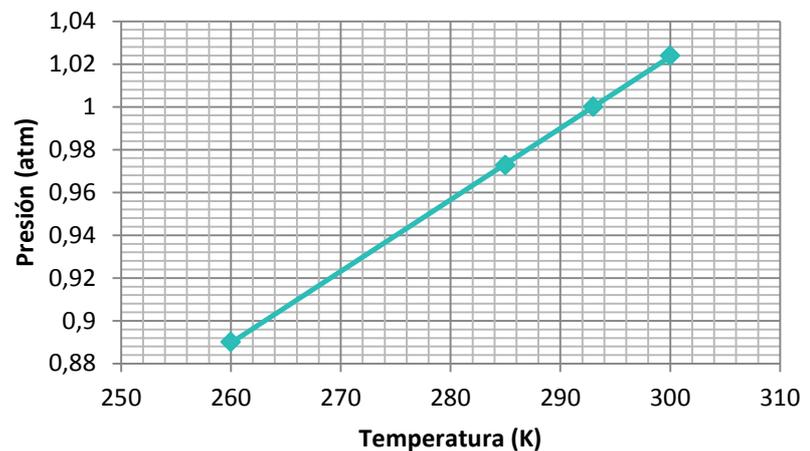
Este caso es fácil de comprobar, ya que es lo que ocurre en una olla a presión que tuviera taponada la válvula por la que sale el vapor. Es evidente que según vamos elevando la temperatura la presión en el interior de la olla crece debido a la agitación térmica de

las partículas del gas, aumentado el número de choques contra las paredes de la olla, pudiendo llegar a estallar.

Supongamos que hemos diseñado un experimento en el que manteniendo constante el volumen vamos elevando la temperatura de un recipiente y anotamos los valores de presión del interior, obteniéndose la siguiente tabla:

Temperatura (Kelvin)	Presión (atm)
260	0,89
285	0,97
293	1
300	1,02

Representando los datos en una gráfica obtenemos:



por lo que la relación matemática que existe entre la presión y la temperatura es;

$$\frac{P}{T} = \text{cte}$$

En esta ecuación hay que tener en cuenta que la *temperatura siempre* debe estar expresada *en Kelvin*.

El enunciado de la ley de Gay-Lussac es:

Para una determinada cantidad de gas, a volumen constante la presión y la temperatura son directamente proporcionales.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

siendo p_1, T_1 y p_2, T_2 dos estados distintos del gas.



Ejemplo 1

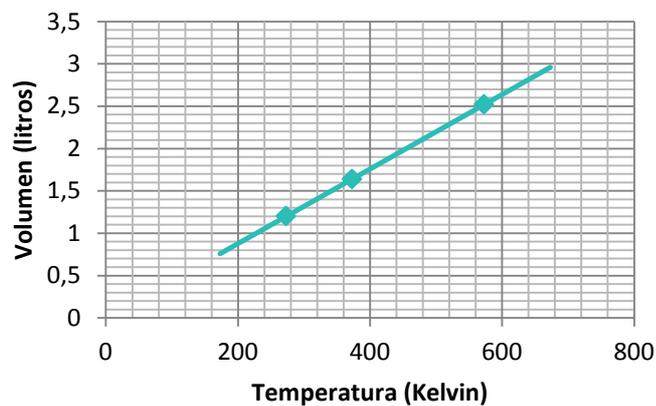
En un recipiente con émbolo, calentamos gas oxígeno, de manera que la presión se mantiene constante e igual a la del exterior. Si medimos los valores de volumen para cada temperatura obtenemos:

Temperatura (Kelvin)	Volumen (litros)
273	1,2
373	1,64
573	2,52

- Representa los pares de valores en una gráfica Volumen (eje y) - temperatura (eje x)
- ¿Se cumple la ley de Charles?
- ¿Cuál será el volumen para una temperatura de 623 K?

Solución:

a.



b. Sí, dividimos el volumen por la temperatura para cada par de valores se obtiene siempre el mismo resultado.

$$\frac{1,2}{273} = \frac{1,64}{373} = \frac{2,52}{573} = 0,004$$

c. Aplicando la ley de Charles:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

tomamos como V_1 , T_1 el primer par de valores:

$$\frac{1,2}{273} = \frac{V_2}{623}$$

y despejando, obtenemos:

$$V_2 = \frac{1,2}{273} \cdot 623 = 2,74 \text{ litros}$$

**Ejemplo 2**

Un gas que está contenido en un recipiente cerrado de 4 litros, a la temperatura de 100 °C, tiene una presión de 1,7 atmósferas. Si bajamos la temperatura a 0 °C ¿cuál será la nueva presión?, ¿y si la subimos a 250°C?

Solución:

En primer lugar, tenemos que pasar los datos de temperatura a Kelvin.

$$\begin{aligned}0\text{ }^{\circ}\text{C} &= 0 + 273\text{ K} = 273\text{ K} \\100\text{ }^{\circ}\text{C} &= 100 + 273\text{ K} = 373\text{ K} \\250\text{ }^{\circ}\text{C} &= 250 + 273\text{ K} = 523\text{ K}\end{aligned}$$

Como el proceso se realiza a volumen constante, tenemos que aplicar la ley de Gay-Lussac:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Considerando las condiciones iniciales $p_1 = 1,7$ atmósferas, $T_1 = 373$ K, y la temperatura final de 273K, se obtiene:

$$\frac{1,7}{373} = \frac{p_2}{273}$$

despejando, obtenemos:

$$p_2 = \frac{1,7}{373} \cdot 273 = 1,24\text{ atmósferas}$$

Si subimos la temperatura a 523 K, la presión resultante es:

$$\frac{1,7}{373} = \frac{p_2}{523} \Rightarrow p_2 = \frac{1,7}{373} \cdot 523 = 2,38\text{ atmósferas}$$

**ACTIVIDADES**

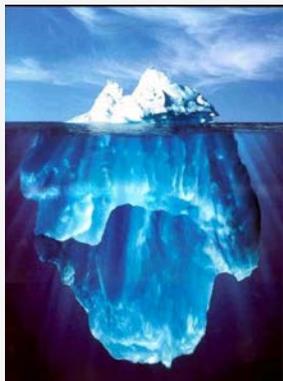
1. Supongamos que tenemos una botella de plástico llena de aire y cerrada en la cima de una montaña muy alta donde la presión es baja, si la llevamos a nivel del mar, donde la presión es mayor, ¿qué le ocurrirá a la botella?
2. ¿Qué ocurrirá a las partículas de gas de un bote de insecticida si lo calentamos? ¿Qué ley de los gases se está cumpliendo?
3. Una determinada cantidad de gas que ocupa un recipiente de 2,5 L y ejerce una presión sobre las paredes del mismo de 3,2 atm ¿qué presión ejercerá si el volumen lo reducimos a 1,2 L manteniendo constante la temperatura? ¿y si lo aumentamos a 4,6L?

4. Cambios de estado



EL HIELO

El agua es de las pocas sustancias que al cambiar a estado sólido, aumenta de volumen. El hielo por tanto, al presentar un mayor volumen para la misma cantidad de sustancia, es menos denso que el agua líquida por lo que flota sobre ella. Esta característica del hielo permite mantener el clima de la Tierra como lo conocemos.



Un iceberg es una montaña de hielo, que flota sobre el mar debido a que es menos denso que el agua líquida.

Se denomina cambio de estado al proceso por el que una sustancia pasa de un estado de agregación a otro. El estado de agregación se puede modificar al cambiar la energía cinética de sus partículas.

A partir de la teoría cinético-molecular podemos explicar estos cambios.

- **Fusión**

Llamamos fusión al proceso físico mediante el cual un sólido pasa al estado líquido.

Al calentar un sólido, las partículas que lo constituyen aumentan su energía cinética, con lo que sus partículas se separan, y llega un momento en que esta separación debilita las fuerzas que las mantienen unidas y desaparece la estructura cristalina con lo que se pasa al estado líquido.

La temperatura a la cual se funden los sólidos se llama *temperatura de fusión*, y es característica de cada sustancia. Por ejemplo, la temperatura de fusión del agua es $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, mientras que la del alcohol etílico es $-114\text{ }^{\circ}\text{C}$.

- **Solidificación**

La solidificación es el proceso inverso a la fusión. Al ir disminuyendo la temperatura de una sustancia el movimiento de sus partículas es cada vez más lento, por lo que empiezan a aparecer fuerzas más intensas entre ellas, llegando a formarse un cristal.

La temperatura a la cual un cuerpo se solidifica es la misma a la que se funde por lo que la temperatura de solidificación y fusión coinciden.

- **Vaporización**

Cuando las partículas pasan del estado líquido al gaseoso por haber adquirido suficiente energía cinética para escapar, decimos que se ha producido una *ebullición*.



PLASMA

El cuarto estado de la materia

El plasma es el estado de agregación más abundante de la naturaleza, la mayor parte de la materia en el Universo visible se encuentra en estado de plasma. Un plasma es un fluido formado por electrones, e iones positivos, esto hace que sea conductor eléctrico y que responda fuertemente a los campos electromagnéticos



La temperatura a la cual hierven los líquidos se llama *temperatura de ebullición*. La temperatura de ebullición depende de la presión a que esté sometido el líquido. A mayor presión, mayor temperatura de ebullición, ya que a las partículas les cuesta más pasar a la fase gaseosa.

Consideremos, por ejemplo, el agua cuya temperatura de ebullición es de 100 °C. Esta temperatura puede variar ligeramente debido a la presión. Si hervimos agua a nivel del mar, donde la presión es elevada, la temperatura de ebullición resulta un poco mayor de 100 °C, mientras que si la hervimos en la cima de una montaña alta, donde la presión es menor, la temperatura de ebullición será inferior a los 100 °C.

La *evaporación* es un *fenómeno superficial* relacionado con la vaporización. Cuando se produce la evaporación, *las partículas de la superficie del líquido* pueden adquirir suficiente energía cinética para escapar pasar a estado gaseoso. Un ejemplo de esto lo podemos ver cuando nos ponemos alcohol en la mano y notamos frío debido a que las moléculas de alcohol toman de nuestra piel la energía suficiente para pasar al estado gaseoso.

- **Condensación**

La condensación es el cambio de estado inverso a la vaporización, pasando la sustancia de estado gaseoso a líquido.

También se puede hablar de una *temperatura de condensación*, que coincide con la de vaporización para cada sustancia.

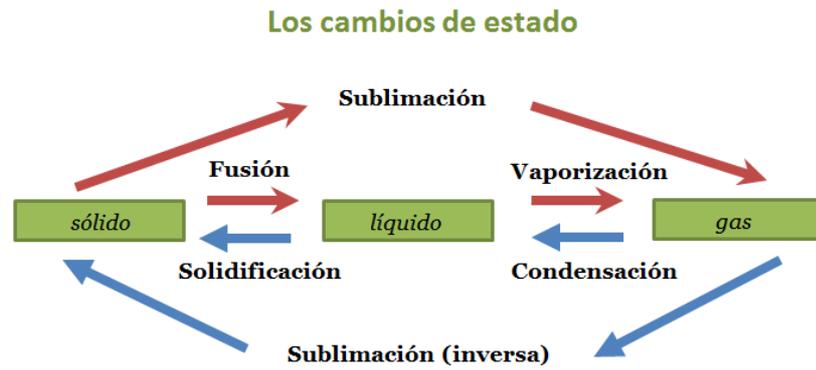
- **Sublimación**

No siempre es necesario que una sustancia sólida pase al estado líquido para después transformarse en un gas. Las partículas de la superficie de un sólido pueden adquirir suficiente energía cinética para vencer las fuerzas que las mantienen unidas y pasar directamente al estado gaseoso. A este proceso se le llama sublimación.

De la misma forma, cuando los gases se enfrían, pueden pasar directamente al estado sólido, este cambio físico se llama sublimación inversa.

La sublimación es un cambio de estado que se da muy frecuentemente; por ejemplo, en invierno en las noches frías, el vapor de agua de la atmósfera pasa a estado sólido, formando escarcha sobre los coches. También podemos observar sublimación directa de sólido a gas al abrir la puerta de un congelador, ya que el hielo sublima y se observa una neblina.

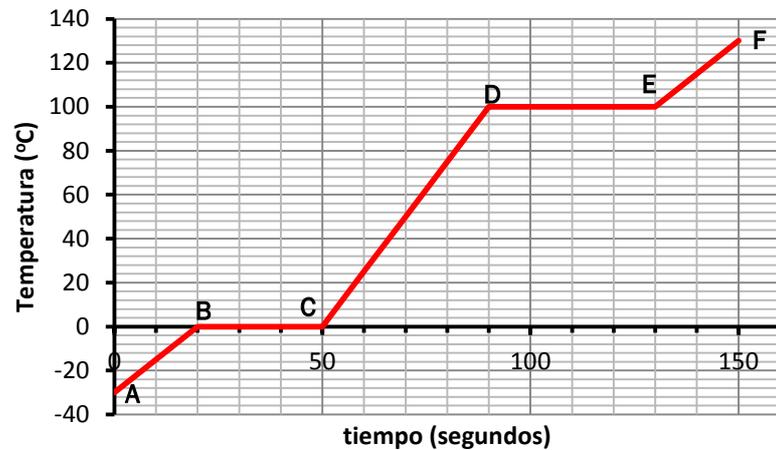
Al igual que en los otros cambios de estado estudiados, existe una temperatura característica para cada sustancia a la cual se produce la sublimación, a que llamamos *temperatura de sublimación*.



4.1 Gráfica de calentamiento de una sustancia.

Una gráfica de calentamiento de una sustancia representa la variación de temperatura que experimenta un cuerpo cuando lo calentamos, en función del tiempo.

Veamos el ejemplo de la gráfica de calentamiento del agua.



Supongamos que inicialmente tenemos un trozo de hielo a -30°C , y lo calentamos durante 20 segundos hasta que alcanza la temperatura de fusión (0°C); este proceso corresponde al tramo AB de la gráfica. Durante todo este tiempo el agua permanece en estado sólido y toda la energía que recibe la utiliza para aumentar su temperatura.

En el tramo horizontal BC la temperatura no cambia hasta el segundo 50, por lo que toda la energía que se absorbe se utiliza para cambiar de estado de sólido a líquido.

El tramo CD corresponde a un aumento de la temperatura del agua líquida, que va absorbiendo energía, hasta alcanzar la temperatura de ebullición (100°C), manteniéndose después en el tramo DE con esa temperatura para cambiar del estado líquido al gaseoso.

Finalmente en el tramo EF el agua en estado gaseoso vuelve a utilizar la energía absorbida para elevar su temperatura.

Es importante observar en la gráfica que los tramos en los que se produce el cambio de estado son horizontales, ya que *durante un cambio de estado la temperatura no cambia hasta que la sustancia haya cambiado completamente de estado.*

Es evidente, que una gráfica de enfriamiento será similar a la que hemos descrito pero recorriéndola desde las temperaturas altas a temperaturas bajas



ACTIVIDADES

4. Supongamos que tenemos tres sustancias distintas cuyas temperaturas de fusión y ebullición son las siguientes:

	Temperatura de fusión	Temperatura de ebullición
Etanol	-114 °C	78,4 °C
Mercurio	-39 °C	357 °C
Aluminio	660 °C	2519 °C

- ¿En qué estado físico se encuentra cada una de las sustancias a 20 °C; y a -50°C?
 - ¿Cuál es el estado físico del mercurio en las temperaturas en las que normalmente tenemos en verano? ¿Podríamos utilizar un termómetro de mercurio en el polo donde las temperaturas que se alcanzan pueden ser inferiores a -50°C?
 - ¿Qué sustancias permanecerá en estado sólido a 200 °C?
5. Tenemos agua que se ha llevado a ebullición ¿qué ocurrirá cuando la temperatura que se alcance sea de 100 °C? Si la presión atmosférica disminuyese, ¿sería mayor o menor la temperatura de ebullición del agua?
6. El metanol es un alcohol que tiene una temperatura de fusión de -97°C y una temperatura de ebullición de 65 °C. Dibuja su gráfica de calentamiento. ¿En qué estado se encontrará el metanol a temperatura ambiente (25°C)?

Ejercicios resueltos

1. La presión de un gas en un recipiente, resulta ser de 76.420 Pa ¿cuál es la presión en atmósferas?

Solución:

Teniendo en cuenta la relación entre atmósferas y Pascales podemos escribir la siguiente proporción:

$$\frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} = \frac{x}{76.420 \text{ Pa}}$$

$$x = \frac{1 \text{ atm}}{101.300 \text{ Pa}} \cdot 76.420 \text{ Pa} = 0,75 \text{ atm}$$

2. En un recipiente cerrado (volumen constante) tenemos aire a 0°C y 0,9 atm de presión. ¿Cuál será la temperatura en °C si la presión resulta ser de 2,9 atm?

Solución:

Como el volumen es constante aplicamos la ley de Gay-Lussac, y tenemos en cuenta que la temperatura hay que expresarla en Kelvin, 0 °C = 0 + 273 K = 273 K.

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

$$\frac{0,9}{273} = \frac{2,9}{T_2}$$

despejando, obtenemos:

$$T_2 = \frac{2,9}{0,9} \cdot 273 = 879 \text{ K}$$

Escribimos ahora la temperatura en °C:

$$879 \text{ K} = 879 - 273 \text{ °C} = 606 \text{ °C}$$

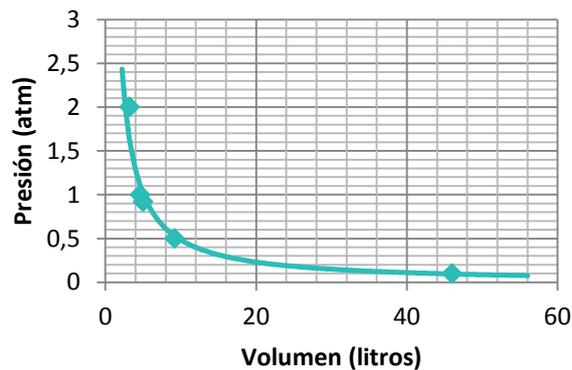
3. Experimentando con gas helio a temperatura constante, obtenemos los siguientes pares de valores Volumen - presión:

Volumen (litros)	Presión (atm)
3,2	2
4,6	1
5	0,92
9,2	0,5
46	0,1

- Representa esta tabla de valores en una gráfica p-V
- ¿Se cumple la ley de Boyle?
- ¿Cuál será la presión si el volumen lo hacemos 4,5 L?

Solución:

a.



- Sí, puede comprobarse que el producto $p \cdot V = 4,6$ para cualquier par de valores
- Aplicamos la ley de Boyle-Mariotte:

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

tomamos, por ejemplo el primer par de valores para el estado inicial:

$$3,2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l} = p_2 \cdot 4,5 \text{ l}$$

despejamos la presión:

$$p_2 = \frac{3,2 \text{ atm} \cdot 2 \text{ l}}{4,5 \text{ l}} = 1,02 \text{ l}$$

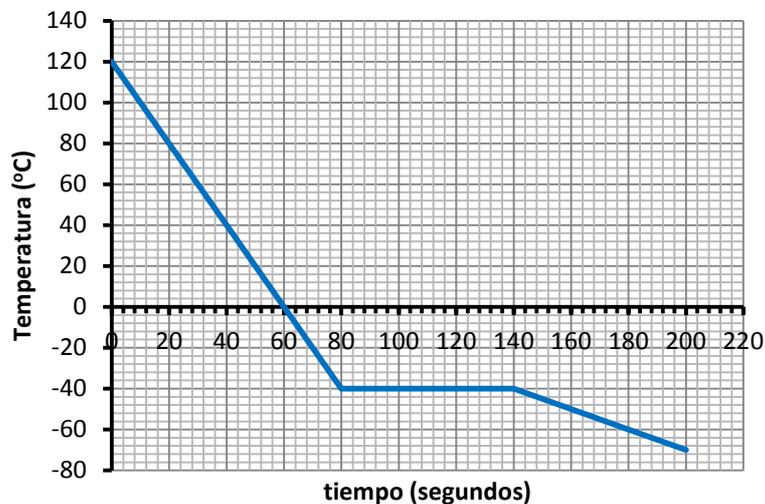
4. El mercurio es el único metal que está en estado líquido a temperaturas habituales. La siguiente tabla corresponde a los valores obtenidos al enfriar una determinada masa de mercurio en estado líquido, hasta su congelación y posterior enfriamiento una vez alcanzado el estado sólido.

Tiempo (segundos)	Temperatura (°C)
0	120
20	80
40	40
60	0
80	-40
150	-40
180	-60
200	-70

- Representa la gráfica de enfriamiento correspondiente a la tabla
- ¿Qué tramo de la gráfica corresponde al cambio de estado?
- ¿De qué cambio de estado se trata?
- ¿Cuál es la temperatura de fusión del mercurio?

Solución:

a.



- El tramo recto que va desde el segundo 80 hasta el 140.
- Se produce un cambio de estado de líquido a sólido, es decir una condensación
- La temperatura de fusión del mercurio es de -40°C , que corresponde con el valor de la temperatura en el tramo recto.

Solucionario

- Al aumentar la presión atmosférica, la botella se arrugará, ya que el aire contenido en la botella está a una presión menor, la de la montaña. Este fenómeno también se puede observar si en un avión cerramos una botella de plástico cuando estamos volando; al aterrizar la botella estará arrugada debido al aumento de la presión.
- Si el bote está cerrado, y no puede escapar el gas, al aumentar la temperatura, aumentará la presión en su interior. Si la temperatura es elevada la presión será tan alta que puede llegar a estallar. La ley de los gases que se cumple es la ley de Gay-Lussac.
- Como el gas evoluciona manteniendo su temperatura constante cumplirá la ley de Boyle-Mariotte

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

El volumen inicial del gas es de 2,5 litros y la presión de 3,2 atm, cuando el volumen final es de 1,2 litros la presión del gas es:

$$2,5 \text{ l} \cdot 3,2 \text{ atm} = p_2 \cdot 1,2 \text{ l}$$

$$p_2 = \frac{2,5 \text{ l} \cdot 3,2 \text{ atm}}{1,2 \text{ l}} = 6,67 \text{ atm}$$

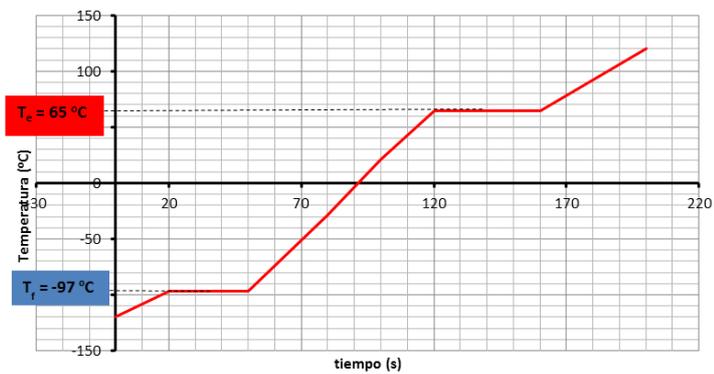
Cuando el volumen final es de 4,6 litros la presión del gas es:

$$2,5 \text{ l} \cdot 3,2 \text{ atm} = p_2 \cdot 4,6 \text{ l}$$

$$p_2 = \frac{2,5 \text{ l} \cdot 3,2 \text{ atm}}{4,6 \text{ l}} = 1,74 \text{ atm}$$

- Teniendo en cuenta las temperaturas de fusión y ebullición de cada una de las sustancias, a 20°C el etanol y el mercurio estarían en estado líquido, ya que esta temperatura se encuentra entre sus temperaturas de fusión y ebullición. El aluminio estaría en estado sólido ya que pasa a estado líquido a 660°C.
A -50 °C el etanol permanece en estado líquido ya que se congela a -114 °C. El mercurio estaría en estado sólido, ya que se congela a -39°C y el aluminio permanece en estado sólido.
 - El mercurio es un líquido entre -39 °C y 357 °C, luego en verano con temperaturas de unos 30 °C es un líquido. No podemos usarlo como termómetro en el polo porque a -50°C estaría sólido.
 - A 200 °C la única sustancia sólida es el aluminio, que tiene una temperatura de fusión de 660 °C.
- A partir de los 100 °C se generan masas de vapor en el interior del líquido, produciéndose el cambio de estado. Si la presión disminuye, disminuirá también la temperatura de ebullición.

6.



a 25 °C el metanol se encuentra en estado líquido, ya que esta temperatura se encuentra entre la temperatura de fusión y la de ebullición.

Aviso Legal

La utilización de recursos de terceros se ha realizado respetando las licencias de distribución que son de aplicación, acogiéndonos igualmente a los artículos 32.3 y 32.4 de la Ley 21/2014 por la que se modifica el Texto Refundido de la Ley de Propiedad Intelectual. Si en algún momento existiera en los materiales algún elemento cuya utilización y difusión no estuviera permitida en los términos que aquí se hace, es debido a un error, omisión o cambio en la licencia original.

Si el usuario detectara algún elemento en esta situación podría comunicarlo al CIDEAD para que tal circunstancia sea corregida de manera inmediata.

En estos materiales se facilitan enlaces a páginas externas sobre las que el CIDEAD no tiene control alguno, y respecto de las cuales declinamos toda responsabilidad.