

Prof. Mandaglio Maria Patricia

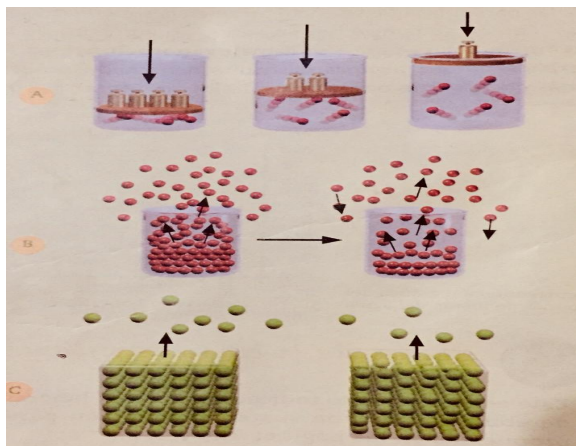
LOS ESTADOS DE LA MATERIA

Todo lo que nos rodea está hecho de materia, ésta se presenta según la disposición y el comportamiento de sus moléculas,

En tres estados posibles, conocidos como **estados de agregación**: sólido, líquido y gaseoso.

- 1) Indique cuáles son las características propias de la materia en cada estado de agregación.
- 2) Realiza la representación gráfica del modelo de partículas y explica cómo se encuentran en cada estado de la materia.
- 3) Averigua y expresa porque la mayonesa, el yogurt y la crema son productos mixtos, es decir que están entre el estado sólido y el estado líquido.
- 4) Explica la teoría cinético-molecular.
- 5) Investiga de qué dependen los cambios de estados y por qué son cambios físicos.
- 6) ¿Qué significa que los cambios de estados sean reversibles?
- 7) a) Describe los cambios de estado regresivos y los cambios de estado progresivos.
b) Realiza el esquema de los cambios de estado.
- 8) Todos los sistemas materiales poseen determinadas propiedades extensivas o intensivas, pero en ambas encontramos **propiedades variables** que varían a lo largo del tiempo.
a) Describe las variables del estado gaseoso: **temperatura, presión, volumen y masa**.
- 9) Según las leyes experimentales de los gases estudiadas por cuatro científicos: Robert Boyle; Edme Mariotte; Jacques Charles y Joseph Gay-Lussac:
 - a) ¿Por qué un globo aerostático asciende? Quién o quiénes son los científicos que describieron éste proceso?
 - b) ¿A qué ley corresponde lo que ocurre cuando inflamos un neumático de bicicleta?
 - c) Describe qué ocurre con respecto al volumen y a la presión en el ejemplo anterior.
- 10) Desde el punto de vista de la teoría cinético molecular, ¿Cuál de los esquemas se ajusta más a la definición de evaporación? Justifica tu

respuesta.



Características de la materia

Todo lo que nos rodea está "hecho" de materia y nosotros mismos ¡somos materia! Esto es algo que seguramente sabés... Pero, ¿cómo se presenta la materia ante nuestros ojos? La cocina es un buen lugar para observarla y experimentar con ella. Por ejemplo, consideremos la "materia agua". La congelamos en la cubetera para "hacer" hielo; cocinamos las verduras "al vapor"; colocamos hielo en el jugo para que, al derretirse, lo enfríe. Es decir que podemos encontrarla en tres estados físicos, también denominados **estados de agregación**: el **sólido** (hielo), el **líquido** (agua líquida) y el **gaseoso** (vapor de agua), cada uno con sus características propias. Fijate además que al manipular la "materia agua", esta cambia de aspecto o de estado de agregación.

Pero también en la cocina hay otras clases de materia que se presenta, en condiciones naturales, en un solo estado de agregación. Por ejemplo, de la alacena podemos tomar un sólido, la sal gruesa. Más precisamente, un granito de sal gruesa. Y podemos analizar sus propiedades, una por una:

- Cada granito tiene **forma propia**.
- Posee un **volumen definido**, es decir, una cierta cantidad de "materia sal" ocupa un espacio determinado.
- **No se comprime** aunque le apliquemos una fuerte presión.
- No se "desparrama" (o sea que no pierde su forma), por lo tanto **no es un fluido**.
- Tiene una **densidad bastante alta**, es decir, mucha cantidad de materia por unidad de volumen.
- Independientemente de cómo sea su aspecto exterior, existen sólidos cristalinos y otros amorfos. La diferencia se advierte a nivel microscópico: mientras que la sal de mesa o el hielo son **sólidos cristalinos**, los plásticos o el vidrio son **sólidos amorfos** porque no poseen estructura cristalina o geométrica.

Ahora veamos las propiedades de un líquido, por ejemplo, el aceite:

- **No tiene forma propia** sino que adopta la forma del recipiente en el cual se encuentra.
 - Al igual que un sólido, tiene un **volumen definido**.
 - Prácticamente **no se comprime**.
 - Se derrama, es decir, **es un fluido**. Los líquidos tienen la propiedad de fluir a distintas velocidades. Decimos, por ejemplo, que el aceite es más **viscoso** que el agua porque fluye en forma más lenta.
 - En general, tiene **menor densidad** que un sólido.
- Por último, si abriéramos por unos segundos la llave de la hornalla de la cocina, se "desparramaría" gas (que podemos percibir con el olfato) y "llenaría" todo el espacio disponible. En consecuencia, podemos decir que un gas:
- **No tiene forma propia** sino que adopta la forma del recipiente que lo contiene.
 - **No tiene volumen definido**.
 - Es **compresible**. Por aumento de la presión o disminución de la temperatura disminuye su volumen con facilidad.
 - Es **expandible**. Por disminución de la presión o aumento de la temperatura aumenta su volumen con facilidad.
 - Se derrama, es decir, **es un fluido**.
 - Tiene **muy baja densidad** respecto de los líquidos y de los sólidos.



Los plásticos son sólidos amorfos.

Los estados de la materia y la teoría cinético-molecular

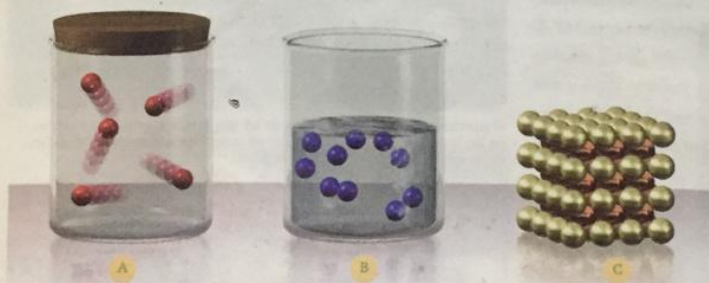
Retomemos el análisis, de las características de los gases, los líquidos y los sólidos, pero ahora con la ayuda de la teoría cinético-molecular.

Dijimos que si dejamos escapar un gas del recipiente en el cual se encuentra, fluirá y ocupará todo el espacio disponible. ¿Por qué? Sencillamente porque las partículas del gas se mueven libremente y a gran velocidad. Su energía cinética es mucho mayor que la fuerza de atracción que hay entre ellas. En consecuencia, se alejan unas de otras. Esto produce los siguientes efectos:

- Hay escaso número de partículas –poca masa– por unidad de volumen. Es decir, la densidad de los gases es muy baja.
- Las partículas están muy desordenadas, por lo cual el gas no tiene forma propia ni volumen definido.
- Al estar las partículas tan distantes entre sí, los gases se pueden comprimir o expandir con relativa facilidad de acuerdo con las condiciones de presión y temperatura. Por ejemplo, el volumen de una muestra de aire se reduce a la mitad cuando la presión se duplica, o aumenta en un 36,6% cuando la temperatura varía desde 0 °C a 100 °C. También puede suceder que el gas se comprima tanto, por un aumento de presión o una disminución de temperatura, que directamente se convierte en líquido.

A diferencia de lo que ocurre en los gases, la distancia entre las partículas en los líquidos y en los sólidos es mucho menor. Esto es así porque las fuerzas de atracción entre ellas son mayores, y en el caso específico de los sólidos son incluso mayores que la propia energía cinética de las partículas. Los movimientos de las partículas en el estado sólido están prácticamente restringidos a vibraciones alrededor de puntos fijos. En consecuencia:

- Hay más masa por unidad de volumen que en los gases. Los líquidos tienen densidades intermedias (excepto el mercurio, que es muy denso) y los sólidos, densidades altas.
- Aunque puedan dilatarse o contraerse ligeramente con los cambios de presión y temperatura, los líquidos son prácticamente incompresibles y los sólidos, directamente incompresibles. Por ejemplo, si duplicamos la presión de una muestra de agua líquida, el volumen disminuye menos de un 0,01% y si elevamos la temperatura de 0 °C a 100 °C, el volumen aumentará solo un 2%.
- Las partículas en los sólidos cristalinos están ordenadas en el espacio en una estructura que se repite infinitas veces (estructura cristalina). En los sólidos amorfos, si bien este orden no es tal, se cumple que las partículas están muy próximas entre sí.



A En un gas hay pocas partículas por unidad de volumen que están muy desordenadas. Si bien se mueven en línea recta, lo hacen en todas direcciones y a gran velocidad.

B En un líquido, hay más partículas por unidad de volumen que en un gas pero menos que en un sólido. Si bien las partículas se mueven, lo hacen sin despegarse unas de otras.

C En un sólido hay muchas partículas por unidad de volumen. Estas partículas están muy próximas entre sí y solo realizan un movimiento vibratorio en el lugar.

El estado de un sistema y sus variables

Consideremos un **sistema material**. ¿De qué se trata? De la posibilidad que tenemos de "recortar" o aislar una porción de materia para su estudio. Este recorte puede ser efectivamente real (por ejemplo, si analizamos un vaso con agua o una tijera) o imaginario, como cuando se investiga un "pedacito" de un planeta lejano o de una estrella.

Ahora bien, todos los sistemas materiales poseen determinadas propiedades: masa, volumen, temperatura, energía cinética, densidad, etc. Algunas de ellas, por ejemplo el volumen, dependen de la masa total del sistema y se denominan **propiedades generales o extensivas**. Sin embargo, existen otras, como la temperatura, que no dependen de la masa total del sistema. Estas últimas se llaman **propiedades intensivas**.

A El papel, la madera y el carbón comparten una propiedad: su facilidad para quemarse o combustibilidad. ¿Se trata de una propiedad extensiva o intensiva? ¿Por qué?

En ambas categorías (intensivas y extensivas) encontramos propiedades variables que varían a lo largo del tiempo y otras que no. Para poder definir, entonces, el **estado de un sistema** necesitamos conocer los valores que adquieren aquellas propiedades que pueden variar. Este conjunto de propiedades se conoce como **variables de estado**.

Si el sistema es muy complejo, la cantidad de variables de estado será muy grande. Por ejemplo, el estado de un automóvil está definido, entre otras variables, por su posición geográfica, la velocidad, la aceleración, la potencia que está desarrollando el motor, etcétera.

Si, en cambio, consideramos un sistema material simple y puro, las variables de estado serán pocas. Para un **gas ideal** definido de acuerdo con los enunciados de la teoría cinético-molecular, que ya vimos, las variables de estado son la temperatura, la presión, el volumen y la masa.

- **Temperatura.** Es proporcional a la energía cinética promedio de las partículas y se relaciona con la velocidad media de estas. Cuanto mayor es la velocidad media de las partículas, mayor es la temperatura.
- **Presión.** Se relaciona con el número de choques que hay entre las partículas de gas. Cuantos más choques hay, mayor es la presión.
- **Volumen.** Se relaciona con la distancia que existe entre las partículas del gas. Cuanto más separadas están las partículas de un gas, más volumen ocupan.
- **Masa.** Da cuenta del número de partículas (cantidad de materia) presentes en el gas.

La relación matemática entre las variables de estado se denomina **ecuación general de estado de un gas ideal** y se expresa de la siguiente manera:

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

donde P es la presión del gas, V es su volumen, n es una medida de la cantidad de partículas del gas, T es su temperatura y R es una constante denominada **constante universal de los gases**.

Ahora bien, ¿cómo surge esta relación? A partir de otra expresión matemática que relaciona la presión, la temperatura y el volumen de un gas ideal en un estado (al que llamamos 1) y en otro (denominado 2):

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Dicho esto aún nos queda la duda, ¿y cómo se llegó a esta nueva relación?

Para saberlo tenemos que hacer un poco de historia y estudiar cómo, a partir de la experimentación, los científicos fueron postulando diferentes leyes que "hablan" del comportamiento de una determinada masa de gas cuando una de las otras variables de estado se mantiene constante. Estas leyes se sucedieron entre la segunda mitad del siglo XVII y principios del siglo XIX. Sus descubridores fueron cuatro "grandes" de la física y de la química: Robert Boyle, Edme Mariotte, Jacques Charles y Joseph Gay-Lussac. Veamos...



Robert Boyle (1627-1691).



Edme Mariotte (1620-1684).



Jacques Charles (1746-1823).



Joseph Gay-Lussac (1778-1850).

Estos cuatro científicos estudiaron en forma experimental cómo la modificación de las variables de estado afecta a los gases y enunciaron diferentes leyes que dan cuenta de...

Las leyes experimentales de los gases

A Buscá una jeringa de plástico (vacía y limpia, por supuesto). Levantá el émbolo todo lo que puedas y tapá el pico con un dedo. Ahora bajá lentamente el émbolo. ¿Qué sucede?

El científico inglés Robert Boyle realizó muchos experimentos similares a este, con frascos, tubitos y otros dispositivos inventados por él. En 1662, los publicó en la segunda edición de su trabajo científico sobre el aire *Nuevos experimentos físico-mecánicos, relacionados con la elasticidad del aire y sus efectos*. Así describió la relación cuantitativa entre el volumen y la presión de una masa de gas, de acuerdo con los valores experimentales que había obtenido.

Concluyó que el aumento de la presión de una masa de gas produce una disminución proporcional del volumen que este ocupa. La expresión matemática de esta ley, que recibe el nombre de **ley de Boyle**, es la siguiente:

$$P \cdot V = k$$

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Sin embargo, Boyle no especificó en qué condiciones de temperatura había trabajado. Recién en 1676, el físico francés Edme Mariotte repitió las mismas experiencias y confirmó que la relación $P \cdot V = k$ solo se cumplía a temperatura constante. Por eso la ley de Boyle se conoce hoy en día como **ley de Boyle y Mariotte**.

Esta ley se cumple, por ejemplo, cuando inflamos un neumático de la bicicleta: a medida que empujamos su émbolo hacia abajo, el volumen de aire disminuye. La presión, por el contrario, aumenta hasta que vence la resistencia de la válvula de la cámara.

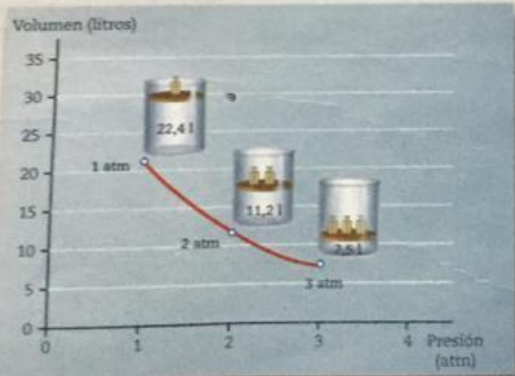


Gráfico del volumen en función de la presión que representa la ley de Boyle y Mariotte.

A Inflá un globo y ponelo al sol o acercalo a una estufa encendida. ¿Qué sucede?

En 1787, el científico francés Jacques Charles retomó un trabajo anterior de Guillaume Amontons y realizó experimentos similares a los que probaste con el globo. Demostró que los gases se expandían en forma proporcional al incremento de la temperatura. Midió, entonces, con más o menos exactitud el grado de expansión y observó que por cada grado centígrado de aumento de la temperatura, el volumen del gas aumentaba $1/273$ con respecto al que tenía a 0°C .

Lo que Charles descubrió es que si la masa del gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor. Es decir, el volumen que ocupa una masa de gas es directamente proporcional a su temperatura. Esta ley se conoce con el nombre de **ley de Charles** y su representación matemática es:

$$\frac{V}{T} = k \quad \text{o} \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Sin embargo, Charles no publicó sus experimentos. Hacia 1802, un colega suyo, Joseph Gay-Lussac, publicó sus observaciones sobre la relación entre el volumen y la temperatura de un gas cuando se mantiene constante la presión. Por eso la ley de Charles también se conoce como **ley de Charles y Gay-Lussac**.

Esta ley explica, por ejemplo, por qué un globo aerostático asciende: la masa de aire caliente dentro del globo aerostático ocupa un volumen mayor que la masa del aire frío exterior (es menos densa). Por lo tanto, el globo se eleva.

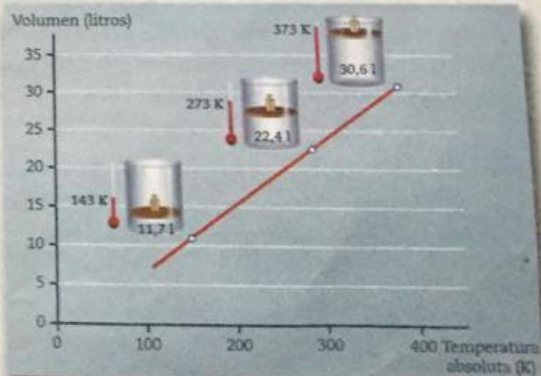


Gráfico del volumen en función de la temperatura que representa la ley de Charles y Gay-Lussac.

¿Por qué un sólido es sólido?

Las partículas que constituyen los sólidos se atraen fuertemente y están cerca unas de otras, formando una estructura rígida. Tienen muy poca energía cinética y un espacio reducido para moverse, de modo que prácticamente no pueden hacerlo. Sólo vibran en el lugar que ocupan. Por lo tanto, los sólidos mantienen una forma y un volumen definidos. Debido a ello, no se comprimen (son incompresibles) ni tienen la propiedad de fluir.

Por otra parte, las partículas que constituyen la estructura rígida pueden disponerse en el espacio en forma ordenada. Esto ocurre en los sólidos cristalinos o **cristales**. O bien pueden hacerlo en forma desordenada, como en los **sólidos amorfos**.



El vidrio, los plásticos y el grafito son sólidos amorfos.

Los metales, el diamante y muchos minerales son sólidos cristalinos.

¿Por qué un líquido es líquido?

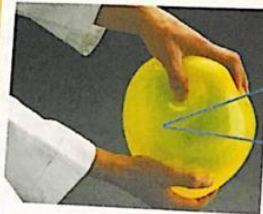
A diferencia de lo que ocurre en los sólidos, las fuerzas de atracción entre las partículas de un líquido son más débiles. Por lo tanto, pueden moverse con facilidad debido a que vibran y rotan. Además, los líquidos ocupan un determinado volumen pero no tienen una forma definida, sino que adoptan la del recipiente que los contiene. Esto significa que son prácticamente incompresibles y tienen la propiedad de fluir.



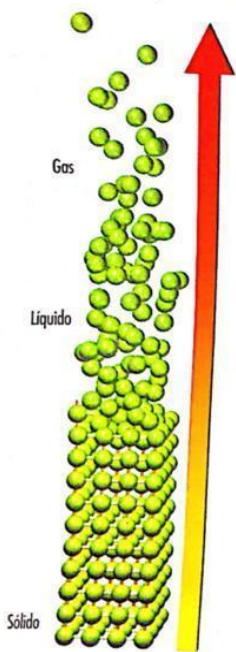
Los líquidos fluyen y son prácticamente incompresibles.

¿Por qué un gas es un gas?

En los gases, las partículas tienen mayor energía cinética, por lo que están muy separadas unas de otras y se mueven a gran velocidad. Además, las fuerzas de atracción entre ellas son casi nulas. Estos fenómenos hacen que los gases no tengan forma ni volumen definidos, sino que ocupen todo el espacio posible y adopten la forma del recipiente que los contiene. Al igual que los líquidos, tienen la capacidad de fluir, por lo que a ambos se los denomina **fluidos** (ver el capítulo 6).



Los gases se expanden, fluyen y pueden comprimirse fácilmente.



La absorción de la energía se produce en el sentido de la flecha.

En los cambios de estado progresivos, la materia gana energía. Por ejemplo, cuando calentás un sólido llega un momento en que se transforma en líquido. Este proceso recibe el nombre de **fusión** y la temperatura a la que ocurre, **punto de fusión** (una propiedad intensiva, ¿te acordás?). Pero, ¿por qué se produce este pasaje? La energía cinética de las partículas del sólido aumenta, se vencen parcialmente las fuerzas de atracción y se rompe la estructura cristalina.

¿Y qué sucede si el líquido se sigue calentando? Se transforma en gas, porque la energía cinética de las partículas aumenta más y las fuerzas de atracción se rompen completamente. Este proceso recibe el nombre de **vaporización** y la temperatura a la cual ocurre se denomina, como ya sabés, **punto de ebullición**.

Cuando la vaporización tiene lugar en toda la masa de líquido y se forman burbujas de vapor en su interior, se denomina **ebullición**. Si, en cambio, las partículas que se encuentran en la superficie de un líquido se convierten en vapor de manera progresiva, el proceso recibe el nombre de **evaporación**.

Por último, la **volatilización** es otro cambio de estado progresivo que se lleva a cabo cuando la materia en estado sólido se transforma en gas sin pasar por el estado líquido. Por ejemplo, cuando se calientan cristales de yodo.

Los cambios regresivos

En los cambios de estado regresivos, la materia pierde energía. Cuando las partículas de un gas pierden energía cinética, se mueven menos y están más cerca unas de otras. Entonces, comienzan a predominar las fuerzas de atracción entre partículas. El gas se licua o **condensa**, es decir, se convierte en líquido. Si la pérdida de energía cinética continúa, la materia pasa del estado líquido al sólido, es decir, se **solidifica**.

Cabe aclarar que suele usarse el término **condensación** de un gas cuando el cambio de estado ocurre sólo por disminución de la temperatura; en cambio, hablamos de **licuefacción** cuando, además del descenso de temperatura, se aplica al gas un aumento de presión.

Un encendedor lleno en su interior gas licuado. Para envasarlo, se somete a altas presiones: las moléculas se encuentran más juntas, pueden moverse menos y el efecto de las fuerzas de atracción se hace mayor.

