

Tema 17. El modelo cinético-molecular

1. Introducción

Toda la materia está formada por átomos y moléculas y, por tanto, tiene masa y volumen. La mayoría de las cosas materiales tienen una forma y unos límites definidos: la mesa en la que comes o escribes, la silla en la que te sientas, la sábana que te tapa por la noche. Son **cuerpos**. **Un cuerpo es una porción de materia con una forma y unos límites perfectamente definidos.**

Otras cosas, por le contrario, no tienen forma ni límites precisos. El aire o el agua no tienen unos límites precisos y, por tanto, no son cuerpos. Pero aunque no podamos definir unos límites precisos, siempre podemos aislar un trozo o una porción. El agua del vaso o el aire que contiene una habitación, aunque no son cuerpos, si son trozos de materia que se llaman **sistemas materiales**. **Un sistema material es una porción de materia.**

Llamamos sustancia a cada una de las distintas formas de materia. La materia que nos rodea forma cuerpos o sistemas materiales formados por una o varias sustancias. Así, el agua que contiene el vaso en el que bebes no es sólo agua, contiene también otras muchas sustancias, aunque no puedas verlas. Por el contrario, en el lápiz que usas para escribir puedes percibir fácilmente la madera y el grafito, las dos sustancias que lo forman.



2. Mezclas, disoluciones y sustancias puras

2.1. Sistemas heterogéneos. Mezclas

Cuando en un sistema material podemos distinguir las distintas sustancias que lo componen, se trata de un sistema heterogéneo también llamados *mezcla*.

Ejemplo – Granito (formado por cuarzo, mica y feldespato, se distinguen por su color)



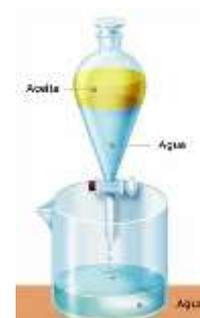
Existen varios métodos para separar los componentes de una mezcla. Los más empleados son:

a) Métodos mecánicos

Cribado o tamizado: Si la mezcla está formada por dos materiales sólidos de distinto tamaño, ambos se pueden separar mediante una criba o tamiz.



Decantación: Para separar dos líquidos que no se mezclan, como el agua o el aceite o un sólido que no se disuelve en un líquido. Se deja reposar el sistema y los líquidos se colocan en capas que después se separan dejando caer una de ellas. Si lo que se obtiene es un sólido, tras separarlo es necesario dejarlo secar.



Filtración: Se emplea para separar un sólido que esté suspendido en agua. Es similar al cribado pero se emplean tamices, llamados filtros, mucho más finos (similares a los filtros empleados en algunas cafeteras).

b) Otros métodos

Desecación o secado: Cuando uno de los componentes de la mezcla es agua, para eliminarla, la mezcla se seca. Puede hacerse calentando la mezcla, pero también puede hacerse exponiéndola al Sol.

Flotación: Si de los componentes de la mezcla uno flota en el agua u otro líquido y los demás no, al echar la mezcla en el líquido, los componentes se separarán.

2.2. Sistemas homogéneos. Disoluciones

En algunos cuerpos no podemos ver que haya varias sustancias, decimos que el sistema material es homogéneo. La sal, el azúcar o el agua que salen del grifo son sistemas materiales homogéneos, que parecen formados por una única sustancia, sal, azúcar y agua, respectivamente. Pero el agua del grifo no es sólo agua. Aunque parezca formada por una sustancia, realmente está formada por más de una. Además de agua contiene oxígeno, cloro, calcio y muchas más sustancias. El mismo aire está formado por oxígeno, nitrógeno, agua, argón y muchas otras sustancias. Cuando un sistema material es homogéneo pero está formado por varias sustancias, se trata de una **disolución**.

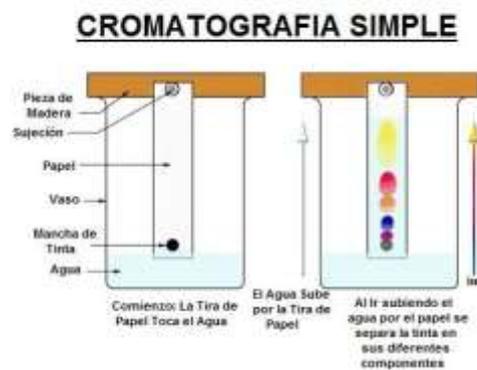
La mayoría de las disoluciones que se estudian son líquidas, formadas por agua que lleva disuelta varias sustancias que se llaman **solutos**, mientras que el agua recibe el nombre de **disolvente**.



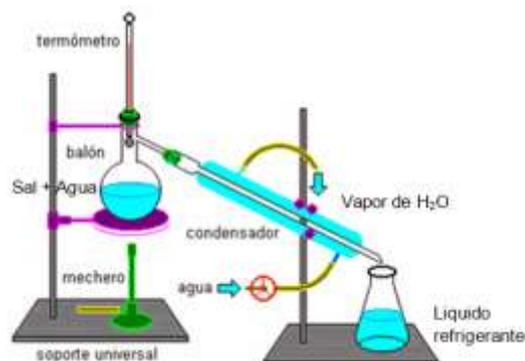
La separación de las sustancias que forman una disolución es más difícil que las que forman una mezcla heterogénea y también existen varios métodos para hacerlo, pero los más comunes, tanto en la industria como en el laboratorio son:

Cromatografía: La cromatografía más simple se denomina cromatografía en papel. En una tira de papel, similar al que se emplea para hacer filtros, se colocan unas gotas de la disolución que se desea separar. Después se sumerge un extremo del papel en una mezcla de agua con acetona u otra sustancia similar, procurando que el líquido no moje la mancha de disolución y que el papel quede en vertical. La mezcla subirá por el papel y arrastrará la mancha de la disolución, pero cada componente de la disolución será arrastrado de forma distinta, dependiendo de su afinidad con la mezcla que lo arrastra y el papel. De esta forma en el papel se formarán bandas de color a distintas alturas, una por cada componente de la disolución.

Cromatografía: Separación de los componentes de una mezcla al moverse por un soporte



Destilación: La destilación es un método que permite separar las sustancias presentes en una disolución. Consiste en aprovechar los distintos puntos de ebullición de las sustancias de la disolución. Por ejemplo, si se disuelven alcohol y agua, calentando la mezcla a poco más de 80 grados centígrados se conseguirá que el alcohol se evapore y se escape en forma de gas, pero el agua se mantendrá líquida porque su punto de ebullición es de 100 grados. Posteriormente, el alcohol en estado gaseoso se puede condensar para devolverlo a estado líquido y separado del agua.



2.2.1. Concentración de una disolución

La proporción entre soluto y disolvente es lo que se denomina su **concentración**. Aunque existen varias formas de medir la concentración, la más habitual es gramos por litro (g/l) que indica los gramos de soluto que habría en un litro de disolución. Se calcula dividiendo la masa de soluto (en gramos) entre el volumen de disolución (en litros). Así, si añadimos 5 g de sal a dos litros de agua para preparar una sopa, la concentración será $5/2 = 2.5$ g/l.

$$C = \frac{M \text{ (gramos de soluto)}}{V \text{ (litros de disolución)}}$$

También es habitual medir la concentración en tanto por ciento (%). El paso de una forma de medir a otra es muy fácil, ya que la concentración en tanto por ciento es 10 veces mayor que en gramos por litro, de forma que basta multiplicar por 10 para pasar de % a g/l y dividir entre 10 para pasar de g/l a %. Así, la disolución anterior, que tiene una concentración de sal de 2.5 g/l, su concentración es también del 0.25

No hay que confundir la concentración con la densidad de la disolución, pues:

$$D = \frac{\text{masa de la disolución (disolvente y soluto)}}{\text{volumen de la disolución}}$$

Ejemplo.: Si en una disolución, disolvemos 0'5 Kg de soluto en 2 litros de disolvente, ¿Cuál será su concentración?

$$0'5 \text{ kg} = 500 \text{ g. } C = 500/2 = \mathbf{250 \text{ g/l}}$$

$$C = 250 \text{ g/l} : 10 = \mathbf{25 \%}$$

2.3. Sustancias puras

Cuando sometemos una disolución a cromatografía o a destilación, se obtienen nuevos sistemas homogéneos. Estos nuevos sistemas pueden ser nuevamente destilados y separados, pero llega un momento en el sistema homogéneo obtenido no es posible separarlo, por más que lo sometamos a destilación o a cualquier otro método de separación, siempre permanece inalterado. Se trata de un compuesto químico o **sustancia pura**.

3. Estados de agregación

Los estados de agregación son las distintas formas en que se puede presentar la materia.

- El **estado sólido** se caracteriza por tener una forma y un volumen fijos que no puede ser cambiado. Son incompresibles, ya que por mucha fuerza que ejerzamos sobre ellos su volumen no disminuirá.

Los átomos y moléculas que forman los sólidos están ordenadas en el espacio, formando lo que se llama estructura cristalina. Esa estructura cristalina se manifiesta en el sólido haciendo que éste tenga una forma geométrica. Esto no significa que las moléculas y átomos que forman los sólidos estén en reposo. Debido a la temperatura, se están moviendo continuamente (como todos los átomos y moléculas). Pero los átomos están enlazados por unas fuerzas que impiden que se muevan libremente y sólo pueden vibrar, pero sin separarse demasiado de su posición.

- Un **líquido**, como un sólido, es incompresible, de forma que su volumen no cambia. Pero al contrario que el sólido, el líquido no tiene una forma fija, sino que se adapta al recipiente que lo contiene, manteniendo siempre una superficie superior horizontal.

En el líquido, los átomos y moléculas no están unidos tan fuertemente como en el sólido. Por eso tienen más libertad de movimiento y, en lugar de vibrar en un sitio fijo, se pueden desplazar y moverse, pero siempre se desplazan y mueven una molécula junto a otra, sin separarse demasiado.

- En un **gas**, las moléculas no están unidas de ninguna forma. Si en el sólido sólo podían vibrar, permaneciendo fijas en un sitio determinado, y en el líquido podían moverse pero sin separarse unas de otras, en el gas las moléculas se mueven y desplazan libremente. El gas está formado por moléculas con mucho espacio vacío entre ellas, espacio vacío por el que se mueven con absoluta libertad. Por eso su volumen no es fijo y se pueden comprimir y dilatar. Comprimir simplemente disminuye el espacio vacío en el que se mueven las moléculas del gas, y dilatarlo es aumentar ese espacio vacío.

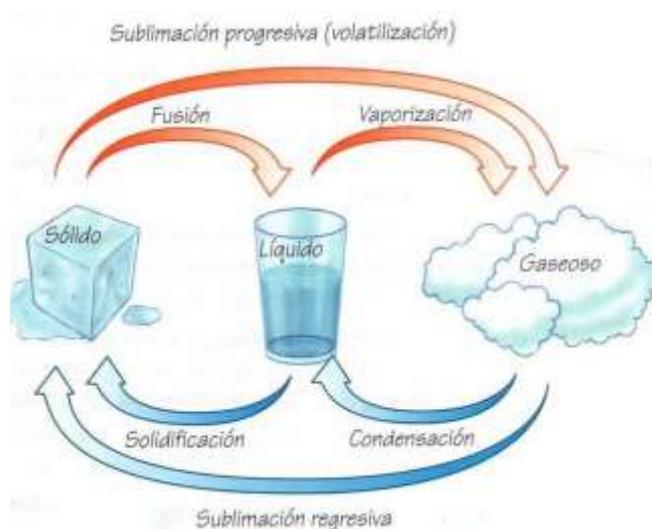
Si los sólidos tienen una forma y un volumen fijos y los líquidos un volumen fijo y una forma variable, los gases no tienen ni una forma fija ni un volumen fijo. Se adaptan al recipiente que los contiene y, además, lo ocupan completamente. Si el recipiente que ocupa el gas es flexible o tiene una parte móvil, resulta fácil modificar su forma y su volumen, alterando la forma y volumen del gas que hay en su interior.

Los estados de agregación no son fijos e inmutables. Dependen de la temperatura. Si sacamos hielo del congelador, estará a -10 ó -20°C . Empieza a calentarse, pero seguirá siendo hielo. Cuando la temperatura alcance los 0°C empezará a fundirse, ya que 0°C es la temperatura de fusión del hielo, es el **punto de fusión**. Tendremos entonces hielo y agua a 0°C . Mientras haya hielo y agua, la temperatura será de 0°C , por mucho que lo calentemos, porque mientras se produce el cambio de estado la temperatura permanece fija. Una vez que se ha fundido todo el hielo, el agua, que estaba a 0°C empezará a subir de temperatura otra vez y cuando llegue a 100°C empezará a hervir, ya que 100°C es la temperatura de ebullición del agua, es su **punto de ebullición**. Puesto que se está produciendo un cambio de estado, la temperatura no variará y mientras el agua hierva, permanecerá constante a 100°C . Cuando todo el agua haya hervido y sólo tengamos vapor de agua, volverá a subir la temperatura por encima de los 100°C .

Lo mismo ocurrirá a la inversa. Si enfriamos el vapor de agua, cuando su temperatura alcance los 100°C empezará a formar agua líquida y su temperatura no cambiará. Cuando todo el vapor se haya convertido en agua, volverá a bajar la temperatura hasta llegar a 0°C , a la que empezará a aparecer hielo y que quedará fija. Cuando todo el agua se haya convertido en hielo, volverá a bajar la temperatura. Es decir, mientras se produce un cambio de estado la temperatura permanece fija y constante, siendo la misma tanto cuando enfriamos como cuando calentamos, aunque cada sustancia cambiará de estado a una temperatura propia.

La mayoría de las sustancias, el agua entre ellas, al calentarse funden del estado sólido al líquido y ebullicen del estado líquido al gaseoso. Al enfriarse, por contra, condensan del estado gaseoso al líquido y solidifican del estado líquido al sólido. Algunas sustancias, como el hielo seco pasan directamente del estado sólido al gaseoso, subliman. Y al enfriar el gas condensan directamente al estado sólido, pero siempre permanece fija la temperatura a la que cambian de estado.

El paso de un estado a otro recibe un nombre específico, que puedes ver a continuación:



La ebullición, el que un líquido hierva, es distinta de la evaporación. Mientras que la evaporación sólo afecta a la superficie del líquido, la ebullición afecta a todo el líquido, en todo el líquido aparecen burbujas de gas que escapan de forma tumultuosa.

3.1. Calores latentes de cambios de estado

El calor necesario para provocar el cambio de estado completo de una unidad de masa de la sustancia dada se denomina calor latente. Para cada proceso de cambio de estado existe un calor latente distinto (por ejemplo, calor latente de fusión, de vaporización, de condensación, etc). Así, el calor latente de fusión es la cantidad de calor necesaria para fundir completamente una masa m de un sólido, y se expresa como:

$$L_F = \frac{Q}{m}$$

Los calores latentes de vaporización, condensación, sublimación, etc., se definen de forma análoga a la anterior. Todos los calores latentes son parámetros característicos de cada sustancia, y su valor depende de la presión a la que se produzca el cambio de estado para la misma. En la siguiente tabla, se proporcionan los datos referentes a los cambios de estado de algunas sustancias.

Sustancia	T fusión °C	L_f (J/kg) · 10 ³	T ebullición °C	L_v (J/kg) · 10 ³
Hielo (agua)	0	334	100	2260
Alcohol etílico	-114	105	78.3	846
Acetona	-94.3	96	56.2	524
Benceno	5.5	127	80.2	396
Aluminio	658.7	322-394	2300	9220
Estaño	231.9	59	2270	3020
Hierro	1530	293	3050	6300
Cobre	1083	214	2360	5410
Mercurio	-38.9	11.73	356.7	285
Plomo	327.3	22.5	1750	880
Potasio	64	60.8	760	2080
Sodio	98	113	883	4220

Fuente: Koshkin, Shirkévich. *Manual de Física elemental*, Edt. Mir (1975) págs. 74-75.

Conociendo estos calores latentes, podemos saber la cantidad de calor necesario para llevar a fusión o a ebullición alguna sustancia en concreto.

Ejemplo.: ¿Qué cantidad de calor será preciso para fundir una pieza de 300 g de hierro?

300 g = 0'3 kg. $L_f = 293 \cdot 10^3$ J/kg (según tabla de calores latentes) $Q = L_f \cdot m$;

$Q = 293 \cdot 10^3 \cdot 0'3 = 87'9 \cdot 10^3$ J

4. Teoría cinético-molecular

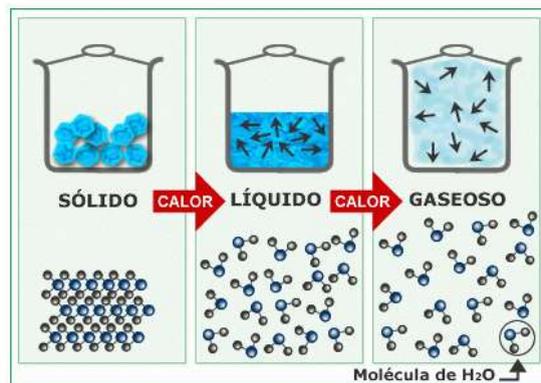
La materia está formada por átomos y moléculas. Los átomos se unen entre sí mediante unas fuerzas muy grandes y difíciles de romper, llamadas enlace químico. Pero las moléculas también se unen entre sí mediante unas fuerzas, más débiles, que se llaman fuerzas intermoleculares.

Por otro lado, la temperatura de un cuerpo indica la velocidad a la que se mueven las moléculas que lo constituyen. Cuanto mayor es la temperatura, con mayor velocidad se mueven las moléculas y, a menor temperatura, menor es la velocidad. Cuando las moléculas no se mueven, se ha alcanzado la temperatura más baja posible, que es -273°C (el 0 de la escala Kelvin o 0°K)

El estado de agregación de una sustancia depende de la fuerza intermolecular que une a sus moléculas (y que no cambia) y de la temperatura. Cuando la temperatura es baja, las moléculas no pueden moverse, sólo pueden vibrar, sin separarse una de otra. Como las moléculas están prácticamente juntas y fijas, sin capacidad de movimiento, el cuerpo tendrá un volumen y una forma fija. Es un sólido.

Si la temperatura aumenta, como las fuerzas intermoleculares no lo hacen, las moléculas ya podrán moverse, pero todavía permanecerán una junto a otra. Se comportarán de forma similar a un grupo de canicas en una caja, que pueden deslizarse una sobre otra. El volumen seguirá siendo fijo, pero no así la forma, que se adaptará al recipiente. Se trata de un líquido.

Si la temperatura es todavía mayor, las moléculas no estarán retenidas por las fuerzas intermoleculares y se separarán unas de otras, moviéndose por todo el recipiente. Entre molécula y molécula, habrá un espacio vacío y será fácil acercarlas o alejarlas. Ni la forma ni el volumen es fijo, ambos cambian con facilidad, ya que estamos, sobre todo, ante espacio vacío en el que se mueven moléculas. Es un gas.



4.1. Leyes de los gases

Las moléculas de los gases se mueven continuamente debido a la temperatura. Cuanto mayor sea la temperatura, con más velocidad se moverán las moléculas. Pero la temperatura no se mide en la escala normal de temperaturas, la escala Celsius o Centígrada, sino en una escala especial llamada escala Kelvin o escala absoluta. A -273°C las moléculas estarían quietas. Por eso no puede haber una temperatura más baja. En la escala Kelvin, 0 K equivale a -273°C . Y no pueden existir temperaturas inferiores, así que no pueden existir temperaturas negativas. Para pasar de una escala a otra basta sumar o restar 273. Así, 100°C serán $100 + 273 = 373\text{K}$ y 500K serán $500 - 273 = 227^{\circ}\text{C}$. Es en esta escala de temperatura en la que deberemos medir siempre la temperatura de un gas. $T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273$

Las moléculas de gas ocupan un volumen y en él se mueven y desplazan. **Aunque en el Sistema Internacional el volumen se mida en m^3 (metros cúbicos), cuando se trata de gases el volumen que ocupa se mide en litros (l). Pero no hay que olvidar que 1 litro equivale a 1 dm^3 (decímetro cúbico), es decir, que 1000 l son 1 m^3 .**

Como las moléculas de gas se están moviendo, chocarán con el recipiente que las contiene (y entre sí, claro). Al chocar, ejercerán una presión, otra magnitud física, resultado de dividir la fuerza por la superficie. En el sistema internacional se mide en pascuales (Pa), pero cuando se estudian los gases se suele emplear la atmósfera (atm), que es la presión que ejerce la atmósfera a nivel del mar (en la playa, vamos) y que equivale a 101300 Pa . Equivale a aplicar una fuerza de un Newton en una superficie de un metro cuadrado.

El pascal es una unidad muy pequeña, así que se han definido otras mayores y que se emplean en distintas ciencias. En meteorología, en la que también es importante la presión, ya que dependiendo de ella cambiará o no el tiempo y hará más o menos frío y habrá mayor o menor posibilidad de lluvia, la presión se mide en bares (b) o milibares (mb). Finalmente, por razones históricas, a veces se mide la presión en milímetros de mercurio (mmHg), siendo una atmósfera 760 mmHg . Podemos escribir entonces la tabla de conversión:

Pascal	Atmósfera	bar	milibar	mmHg
101325	1	1,01325	1013'25	760

4.1.1 Boyle y Mariotte

Al aumentar el volumen de un gas, las moléculas que lo componen se separarán entre sí y de las paredes del recipiente que lo contiene. Al estar más lejos, chocarán menos veces y, por lo tanto, ejercerán una presión menor. Es decir, la presión disminuirá. Por el contrario, si disminuye el volumen de un gas las moléculas se acercarán y chocarán más veces con el recipiente, por lo que la presión será mayor. La presión aumentará.

Matemáticamente, el producto la presión de un gas por el volumen que ocupa es constante. Si llamamos V_1 y P_1 al volumen y presión del gas antes de ser modificados y V_2 y P_2 a los valores modificados, ha de cumplirse:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

Esto se conoce como **ley de Boyle y Mariotte**, en honor a los químicos inglés y francés que lo descubrieron. Edme Mariotte completó la ley: Cuando no cambia la temperatura de un gas, el producto de su presión por el volumen que ocupa, es constante. El volumen y la presión iniciales y finales deben expresarse en las mismas unidades, de forma habitual el volumen en litros y la presión en atmósferas.

Ejemplo: *Un sistema a temperatura constante sometido a una presión de 1 atm. ocupa un volumen de 3 l. Si aumentamos su presión hasta 2 atm. ¿Qué volumen ocupará ahora el sistema?*

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

$$1 \cdot 3 = 2 \cdot V; V = 1 \cdot 3/2; V = 3/2 = 1'5 \text{ l.}$$

4.1.2. Charles y Gay-Lussac

Al aumentar la temperatura de un gas, sus moléculas se moverán más rápidas y no sólo chocarán más veces, sino que esos choques serán más fuertes. Si el volumen no cambia, la presión aumentará. Si la temperatura disminuye las moléculas se moverán más lentas, los choques serán menos numerosos y menos fuertes por lo que la presión será más pequeña.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Numéricamente, Gay-Lussac y Charles, determinaron que el cociente entre la presión de un gas y su temperatura, en la escala Kelvin, permanece constante. Esta ley explica porqué la presión de las ruedas de un coche ha de medirse cuando el vehículo apenas ha circulado, ya que cuando recorre un camino, los neumáticos se calientan y aumenta su presión. Así, unas ruedas cuya presión sea de 1'9 atm a 20 °C, tras circular el coche y calentarse hasta los 50 °C, tendrá una presión de 2'095 atm.

Ejemplo: Un sistema con volumen constante está sometido a una presión de 2 atm cuando su temperatura es de 25 °C. Si aumentamos su temperatura hasta 30 °C, ¿Cuál será la nueva presión a que está sometido el sistema?

La temperatura inicial es $25 + 273 = 298 \text{ K}$

La temperatura final es $30 + 273 = 303 \text{ K}$

$$2 / 298 = P / 303; \quad P = 303 \cdot 2 / 298; \quad P = \mathbf{2'03 \text{ atm.}}$$

Si el recipiente puede agrandarse o encogerse, al aumentar la temperatura y producirse más choques, estos harán que el recipiente se expanda, por lo que el volumen de gas aumentará. Y por el contrario, si la temperatura disminuye, el volumen también disminuirá. Siempre que la presión no cambie. Numéricamente, Gay-Lussac y Charles determinaron que el cociente entre el volumen de un gas y su temperatura, medida en la escala absoluta, permanece constante que, en forma de ecuación, puedes ver a la derecha:

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

Por eso, si introducimos un globo en el congelador, se desinfla. Si, por el contrario, se expone al sol, al aumentar su temperatura, aumentará su volumen.

Ejemplo: En un sistema a presión constante tenemos 22 °C de temperatura para un volumen de 2 l. Si disminuimos el volumen a 1 l. ¿Cuál será la temperatura actual?

La temperatura inicial es $22 + 273 = 295$ K

$$2 / 295 = 1 / T; \quad T = 295 \cdot 1 / 2 = 147,5 \text{ K}$$

4.1.3. Ley de los gases perfectos. Charles y Gay-Lussac

Las leyes de Boyle y Mariotte y de Charles y Gay-Lussac relacionan la presión, el volumen y la temperatura de un gas de dos en dos, por parejas. Sin embargo, es posible deducir una ley que las incluya a las tres: la ley de los gases perfectos.

Evidentemente la cantidad de gas influirá en sus propiedades. Si ponemos el doble de gas, y no cambiamos su volumen, la presión se duplicará. Y si mantenemos la presión pero disminuimos la cantidad de gas a la mitad, el volumen también tendrá que reducirse a la mitad. Relacionar todas las propiedades de los gases con la cantidad de gas lo hace la **ecuación de los gases ideales**:

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

En la que n es la cantidad de gas en moles (concepto que se estudiará en cursos posteriores), R es un número que vale 0.082 y P, V y T son la presión, volumen y temperatura del gas medidas en atmósferas, litros y Kelvin, respectivamente. Además, si no varía el número de moles de un gas, se deduce que:

Condiciones 1
 n_1, V_1, P_1, T_1
 $P_1 V_1 = n_1 R T_1$

Condiciones 2
 n_1, V_2, P_2, T_2
 $P_2 V_2 = n_1 R T_2$

$$n_1 R = \frac{P_1 V_1}{T_1} \qquad n_1 R = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$
$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

EJERCICIOS

1. ¿Qué cantidad de calor será preciso para fundir una pieza de 750 g de hierro? ¿Y para fundir 203 gramos de aluminio?
2. ¿Cuál es la concentración de una disolución de 2 kilogramos de sal en 30 litros de azúcar? Expresa el resultado en %.
3. Si hay una disolución de concentración 43 g/l en la que se diluyó azúcar en 3700 litros de agua, ¿qué cantidad de azúcar se utilizó?
4. Se tiene un gas ocupando 54 cm^3 a una presión de 782 mmHg. Si no varían las condiciones de temperatura, y varía la presión a 1'5 atmósferas, ¿cuál será el nuevo volumen del gas?
5. Un gas ocupa un volumen constante, pero las condiciones inicialmente su temperatura era 43° centígrados, y al final se encontraba a 300° kelvin y con una presión de 2'5 atm. ¿Cuál era la presión a la que estaba sometido inicialmente?
6. Un gas ocupa un volumen de 5 m^3 a una temperatura de 32° centígrados y con una presión de 800 mmHg. Si la presión final pasa a ser de 200.000 Pascales y el volumen final es de 3 litros, ¿cuál será la temperatura final en grados centígrados?
7. ¿Cuántos moles de vapor de agua habrá en un recipiente a 1 atmósfera de presión, ocupando un volumen de 22'4 litros, a 0 grados centígrados de temperatura?
8. Una cantidad de gas ocupa un volumen de 80 cm^3 a una presión de 750 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará a una presión de 1,2 atm. si la temperatura no cambia?
9. El volumen inicial de una cierta cantidad de gas es de 200 cm^3 a la temperatura de 20°C . Calcula el volumen a 90°C si la presión permanece constante.
10. Una cierta cantidad de gas se encuentra a la presión de 790 mm Hg cuando la temperatura es de 25°C . Calcula la presión que alcanzará si la temperatura sube hasta los 200°C .
11. Un gas ocupa un volumen de 2 l en condiciones normales. ¿Qué volumen ocupará esa misma masa de gas a 2 atm y 50°C ?
12. Un recipiente cerrado de 2 l. contiene oxígeno a 200°C y 2 atm. Calcula:
 - a) Los gramos de oxígeno contenidos en el recipiente.
 - b) Las moléculas de oxígeno presentes en el recipiente.
13. Tenemos 4,88 g de un gas cuya naturaleza es SO_2 o SO_3 . Para resolver la duda, los introducimos en un recipiente de 1 l y observamos que la presión que ejercen a 27°C es de 1,5 atm. ¿De qué gas se trata?