

Los estados de la materia. Los gases

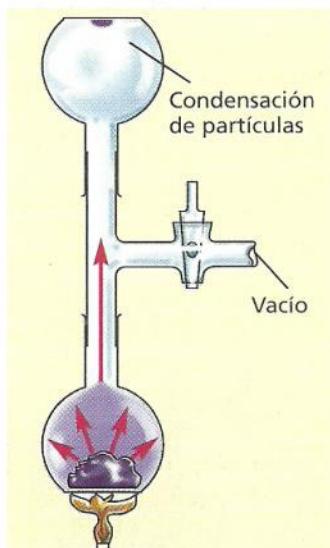
Como pueden observar en las siguientes fotografías, la materia se presenta en tres estados o fases: gaseoso, líquido y sólido.



La atmósfera, el aire de los neumáticos y los humos representan el estado gaseoso. La tierra, las construcciones, las montañas y la estructura del escenario, el estado sólido. Finalmente, el agua es el líquido más abundante de la Tierra, aunque no el único. ¿Qué propiedades tienen cada uno de estos estados? ¿Pueden intercambiarse? ¿Puede el hombre modificar el estado natural de una sustancia?

El estudio detallado del estado gaseoso permitió, en gran medida, responder a algunas de estas preguntas. En 1868, el físico escocés James C. Maxwell (1831-1879) y el físico austriaco Ludwig Boltzmann (1844-1906) pensaron que los gases estaban constituidos por infinidad de moléculas moviéndose al azar. Y enunciaron, luego de numerosos experimentos, los **postulados de la teoría cinético-molecular**:

- Los gases están formados por partículas diminutas (moléculas), muy alejadas unas de otras. Puede considerarse que las moléculas poseen masa, pero tienen un volumen despreciable con respecto al espacio vacío que existe entre ellas.
- No existen fuerzas de interacción entre las partículas.
- Las moléculas gaseosas se mueven continuamente al azar y en línea recta, chocando entre sí o contra las paredes del recipiente que las contiene. Este estado de continuo movimiento se denomina **agitación térmica**.



Para comprobar que las partículas gaseosas se mueven en línea recta, se puede realizar el siguiente experimento: en un matraz se coloca una sustancia que al calentarse se vaporiza. Las moléculas gaseosas se mueven al azar y se condensan en las paredes del matraz inferior. Sin embargo, sólo las que se mueven en sentido vertical pasan por la conexión y se condensan en una mancha, justo frente al lugar de donde provienen. El vacío es necesario para evitar choques con las moléculas del aire presentes en los balones y en el tubo de conexión.

- Las colisiones entre las moléculas son choques elásticos, es decir que por más que ocurran, la energía cinética total del sistema se conserva.
- En una masa gaseosa, en un instante dado, las partículas poseen diferentes velocidades y, en consecuencia, distintas energías cinéticas. La energía cinética promedio de dichas partículas es proporcional a la temperatura absoluta del gas. A la misma temperatura, las moléculas de cualquier gas tienen igual energía cinética promedio. Estos postulados no se cumplen estrictamente para los gases reales, sino que a ellos responde un modelo de **gas ideal**. Las diferencias entre los gases reales y los gases ideales serán analizadas más adelante.

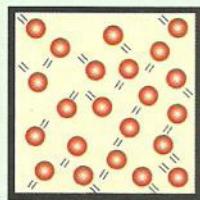
peratura absoluta del gas. A la misma temperatura, las moléculas de cualquier gas tienen igual energía cinética promedio. Estos postulados no se cumplen estrictamente para los gases reales, sino que a ellos responde un modelo de **gas ideal**. Las diferencias entre los gases reales y los gases ideales serán analizadas más adelante.



▲ En este preciso momento, millones de moléculas de N_2 y O_2 de la atmósfera están chocando contra sus cuerpos a una velocidad superior a los 1.000 km/h. ¿Qué otros gases componen la atmósfera?

¿Cómo se define un gas?

Más de una vez, habrán notado que al abrir la llave de gas de una garrafa y cerrarla luego de unos segundos, se percibe un olor característico que desaparece rápidamente (en realidad, el gas natural es una mezcla inodora de hidrocarburos, pero para detectar una pérdida de gas se agregan pequeñas cantidades de una sustancia, que le otorgan ese “olor a gas” característico). El gas que escapó de la garrafa “desapareció” en el aire, o, dicho de otra manera, se *difundió* hacia el medio (aire).



Según la **teoría cinético-molecular**, un gas tiende a ocupar todo el espacio del recipiente que lo contiene, ya que sus moléculas poseen gran energía cinética, que supera cualquier tipo de fuerzas de atracción que puedan existir entre ellas. En consecuencia, se advierte que los gases no tienen forma ni volumen propios, la densidad es mucho menor que en los otros estados y son compresibles, es decir que el volumen que ocupan se modifica con los cambios de presión.

Si a las moléculas de un sólido o de un líquido se les entrega suficiente energía en forma de calor, éstas también adquirirán la suficiente energía como para romper las fuerzas que las mantienen unidas y pasar al estado de vapor, produciéndose, entonces, el cambio de estado. Pocas son las sustancias que están en estado gaseoso a temperatura ambiente, entre ellas el nitrógeno (N_2), el oxígeno (O_2), el hidrógeno (H_2), el dióxido de carbono (CO_2), el flúor (F_2), el cloro (Cl_2) y el helio (He).

Si bien comúnmente las palabras **gas** y **vapor** se utilizan como sinónimos, hay que diferenciarlas, porque aluden a conceptos distintos: *el gas es una sustancia que, a presión normal y a temperatura ambiente, se encuentra en estado gaseoso; el vapor, por su parte, es la forma gaseosa de una sustancia, que a temperatura ambiente es un sólido o un líquido*. En general, el vapor está en contacto con uno de sus estados condensados (líquido o sólido).

Aunque parezca mentira, ya que la mayoría de los gases no son percibidos por nuestros sentidos, el estado gaseoso ha sido, históricamente, el estado de la materia de más fácil estudio. Gran parte de lo que sabemos hoy acerca del comportamiento de los gases proviene de las investigaciones realizadas durante los siglos XVII, XVIII y XIX. La principal dificultad era el manejo y la medición del volumen de un gas. En el siglo XVIII, Joseph Priestley (1733-1804) inventó una **artesa neumática**, un dispositivo capaz de recolectar los gases bajo agua o mercurio, que aún se utiliza en los laboratorios.

Los estudios con gases permitieron formular el modelo de partículas que se emplea en la actualidad para explicar la naturaleza de la materia, y fueron formalizados mediante las llamadas **leyes de los gases**.



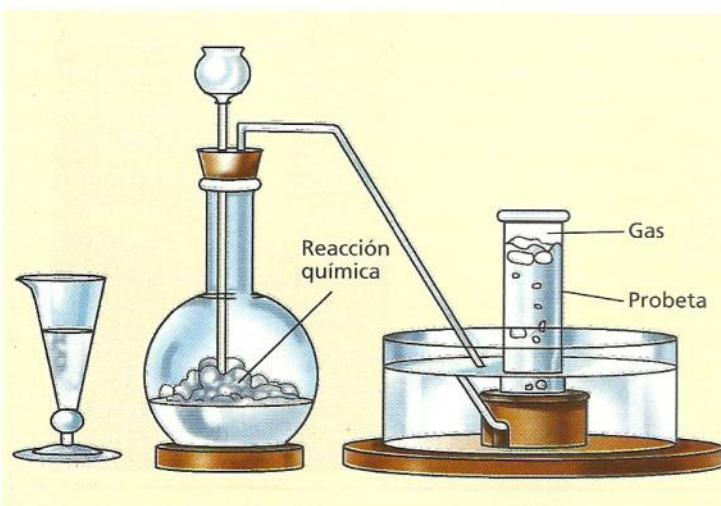
En el capítulo 3, se describen los cambios de estado con el diagrama correspondiente.



Densidad. Relación entre la masa y el volumen de un cuerpo.

Difusión. Movimiento espontáneo de las partículas en todos los sentidos para ocupar todo el espacio disponible. Para los gases, mezcla gradual de las moléculas de un gas con las de otro, en virtud de sus propiedades cinéticas.

Presión. Fuerza aplicada por unidad de superficie.



Artesa neumática. Los vapores formados, como resultado de la reacción química que ocurre en el balón, son conducidos, a través de un tubo, al interior de una probeta llena de agua colocada boca abajo en un recipiente con agua. El gas burbujea dentro de la probeta, desplaza el agua que sale por el fondo abierto y llena la probeta.

Biología y Ciencias de la Tierra



Química de la materia viva. Salinidad, componentes de la hidrosfera.

Las leyes de los gases

Una masa de gas ocupa un volumen que está determinado por la presión y la temperatura de ese gas. Las leyes de los gases estudian el comportamiento de una determinada masa de gas, si una de esas magnitudes permanece constante.

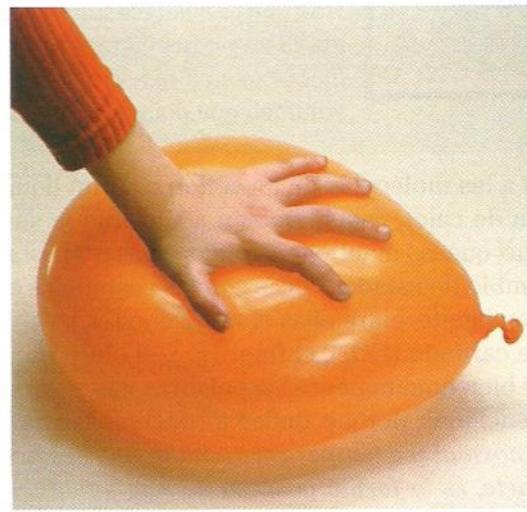
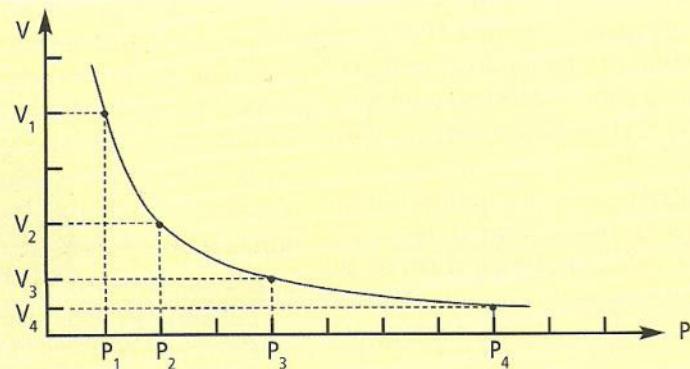
Ley de Boyle

En el año 1660, el químico inglés Robert Boyle (1627-1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. Boyle observó que cuando la presión aumentaba, el volumen se reducía, y, a la inversa, que cuando la presión disminuía, el volumen aumentaba.

De esta manera la ley de Boyle establece que:

El volumen de una determinada masa de gas, a temperatura constante, es inversamente proporcional a la presión de ese gas.

La expresión matemática de la ley es: $P \cdot V = k$ (constante) o bien $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$. Gráficamente se representa:



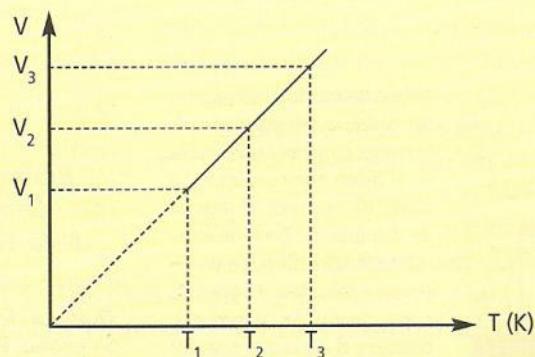
Cuando se aplasta un globo, la presión en su interior aumenta hasta provocar su explosión.

Ley de Charles y Gay-Lussac a presión constante

En 1787, el físico francés Jacques Charles (1743-1823) reflotó un viejo postulado enunciado en 1699 por Guillaume Amontons (1663-1705). Éste había observado que el volumen de un gas, a presión constante, disminuía a medida que bajaba la temperatura. La misma comprobación fue realizada cinco años después por Joseph L. Gay-Lussac (1778-1850). Amontons quedó en el olvido, y la ley se conoce hoy como ley de Charles y Gay-Lussac. Su enunciado es el siguiente:

El volumen de una determinada masa gaseosa, a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

La expresión matemática de la ley es: $\frac{V}{T} = k$ o bien $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$
Gráficamente se representa:



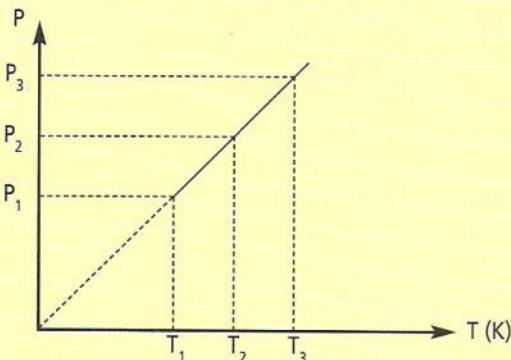
Para hacer ascender un globo aerostático, el aire se calienta y el volumen que ocupa aumenta (se hace menos denso).

Ley de Charles y Gay-Lussac a volumen constante

Luego de varios experimentos, Charles y Gay-Lussac llegaron a la conclusión de que a volumen constante, la presión aumenta con el aumento de temperatura. La ley de Charles y Gay-Lussac establece que:

La presión de una determinada masa gaseosa a volumen constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

Su expresión matemática y el gráfico que la representa son los siguientes: $\frac{P}{T} = k$ o bien $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$



Cuando se calienta agua en una olla de presión, aumenta la presión del vapor de agua hasta que el exceso sale por la válvula de seguridad (de lo contrario, explotaría).

Ecuación general del gas ideal

La ley de Boyle y las leyes de Charles y Gay-Lussac pueden relacionarse matemáticamente mediante la **ecuación de estado del gas ideal**, que resulta útil cuando se quiere modificar las tres magnitudes, siempre que la *masa del gas permanezca constante* y la temperatura se exprese en escala Kelvin.

Ecuación de estado del gas ideal:

$$\frac{P \cdot V}{T} = k \quad \frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2}$$

Mediante una deducción matemática, es posible involucrar en una misma ecuación el volumen, la presión, la temperatura y la masa de un gas.

Ecuación general del gas ideal:

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

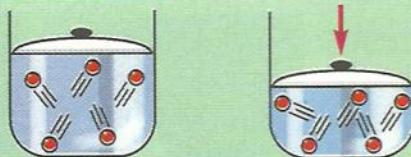
donde ***n*** es el número de moles presentes y ***R*** es una constante –cuyo valor depende de las magnitudes y unidades empleadas– igual a $0,082 \text{ dm}^3 \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{k}$. Esta ecuación es sumamente interesante si queremos hallar alguna de las magnitudes y conocemos el resto de las mismas.



La teoría cinética y las leyes de los gases

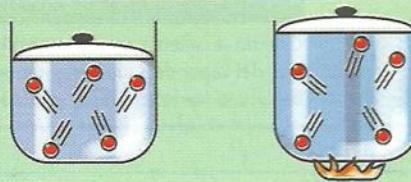
Ahora que conocen las leyes de los gases pueden predecir qué sucederá en algunas situaciones. Por ejemplo, supongan que antes de realizar un viaje de larga distancia, inflan las ruedas del auto y controlan la presión. Al volver del viaje, y teniendo en cuenta que el rozamiento genera calor, vuelven a medir la presión. ¿Habrá aumentado, disminuido o permanece constante? La aplicación de la ley de Charles y Gay-Lussac a volumen constante les permitirá hallar la respuesta. Surge, entonces, otro interrogante: ¿cómo se explican las leyes de los gases según la teoría cinético-molecular?

- **Ley de Boyle:** la presión de un gas es el efecto que producen los choques de las moléculas por unidad de superficie de las paredes del recipiente. A temperatura constante, la energía cinética de las moléculas no se modifica, pero si se reduce el volumen se producirá mayor cantidad de choques por unidad de superficie, y la presión aumentará.

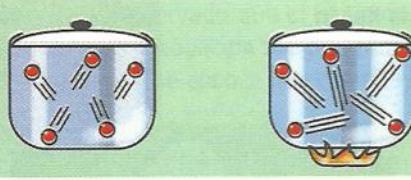


El manómetro sirve para medir la presión de aire del neumático.

- **Ley de Charles y Gay-Lussac a presión constante:** la presión, o sea el número de choques de las partículas sobre las paredes del recipiente, permanece constante. Si se aumenta la temperatura del sistema, y por lo tanto, aumenta la energía cinética de las partículas, debe aumentar la superficie de choque. Para ello se incrementa el volumen del recipiente.



- **Ley de Charles y Gay-Lussac a volumen constante:** si se produce un aumento de la temperatura en el recipiente, aumenta la energía cinética de las partículas, y como el volumen permanece constante, se incrementa el número de choques de las moléculas sobre unidad de superficie, es decir, la presión.



Las explicaciones de las leyes de los gases que surgen de la teoría cinético-molecular parten del supuesto de que no existen interacciones moleculares y de que las moléculas tienen un volumen despreciable. Estas condiciones se dan cuando el gas se encuentra a bajas presiones y a altas temperaturas. En esta situación decimos que el gas se comporta como un **gas ideal**.

¿Qué ocurre en la naturaleza con los gases que conocemos? Habitualmente, el comportamiento de un **gas real** es *bastante parecido* al descripto, sin embargo no es *exactamente igual*. De allí surge la diferencia entre un gas ideal y un gas real. Una de las ecuaciones que representa con mayor precisión el comportamiento de un gas real es la llamada **ecuación de Van der Waals**:

$$(P + a \cdot \frac{n^2}{V^2}) \cdot (V - nb) = n \cdot R \cdot T$$

donde **a** y **b** son constantes características de cada gas y figuran en tablas; **a** está relacionada con las atracciones moleculares, y **b**, con el volumen real que ocupan las moléculas.

Las presiones parciales

El aire que respiramos es una mezcla gaseosa, y la presión atmosférica es la presión total que ejerce dicha mezcla. ¿Cómo influirá en esa mezcla cada uno de los gases que componen el aire?

Cuando en un recipiente hay una mezcla de gases, la presión ejercida por ésta es igual a la suma de las presiones parciales de cada gas. Se llama **presión parcial** a la presión que ejerce la masa de cada uno de los gases, como si estuviera solo en el recipiente a la misma temperatura:

$$P_t = P_1 + P_2 + \dots$$

donde P_t es la presión total de la mezcla, y P_1 , P_2 , etc., son las presiones parciales de cada componente. Cada uno de los gases obedece a la ecuación general del gas ideal, por lo tanto, se puede reemplazar:

$$P_1 = n_1 \cdot R \cdot \frac{T}{V} \quad P_2 = n_2 \cdot R \cdot \frac{T}{V}$$

Por lo que resulta que:

$$P_t = n_1 \cdot R \cdot \frac{T}{V} + P_2 = n_2 \cdot R \cdot \frac{T}{V} + \dots$$

Siendo R , T y V iguales, se deduce que la presión total del sistema depende del número de moles totales, o bien:

$$P_t = (n_1 + n_2 + \dots) R \cdot \frac{T}{V}$$

Los fenómenos de difusión y efusión gaseosas

¿Cómo percibimos un perfume a la distancia? Las moléculas gaseosas de la fragancia pueden moverse por el aire, permitiéndonos así aspirar ese aroma tan agradable. La mezcla gradual de las moléculas de un gas con las de otro gas, debido a sus propiedades cinéticas, se denomina **difusión**.

La difusión de un gas en otro gas es una consecuencia directa del modelo cinético de partículas, ya que las mismas se encuentran en continuo movimiento. La velocidad de difusión de un gas depende de la masa molar de ese gas, porque cuanto más liviano sea éste, menor será su velocidad de difusión. La **ley de difusión de Graham** –enunciada por el químico escocés Thomas Graham (1805-1859)– describe matemáticamente esta relación:

En iguales condiciones de presión y temperatura, las velocidades de difusión de las sustancias gaseosas son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de las masas molares. Es decir:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad \text{donde } v \text{ es la velocidad y } M, \text{ la masa molar.}$$

Es decir que si conocemos el valor de las masas molares de dos sustancias distintas, podremos conocer la velocidad de difusión relativa –que es el cociente de las velocidades y que nos indica cuánto más rápida es la velocidad de difusión de una sustancia con respecto a la de otra– haciendo el cociente de los cuadrados de las masas molares.

Además de la difusión, existe otro proceso que se rige por la ley de Graham: la **efusión**. Mientras que en la difusión un gas se mezcla gradualmente con otro, en la efusión, un gas bajo presión escapa de un recipiente a otro pasando a través de una pequeña abertura. Para una temperatura determinada, los gases más livianos fluyen a mayor velocidad que los gases pesados.



▲ En la preparación de tanques de aire para buceo, se debe mantener constante la cantidad de oxígeno disponible. Investigan cómo se fabrican, y si se tiene en cuenta la variación de la presión que se soporta bajo el agua o en el espacio.



Las partículas de perfume se difunden a través del aire.



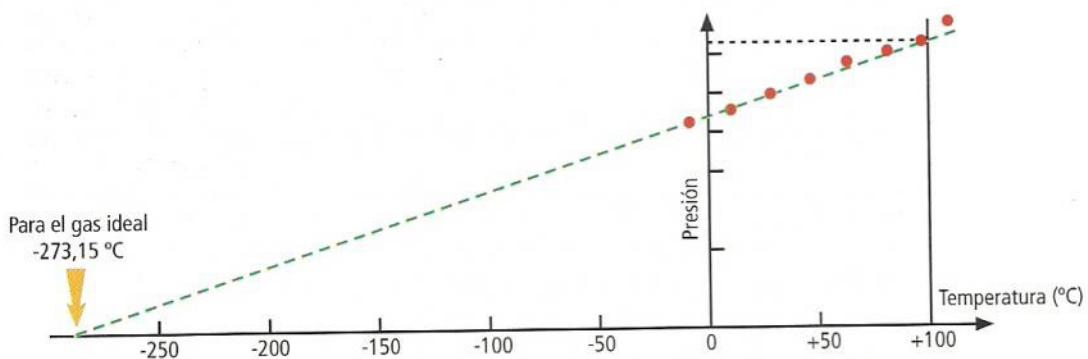
En el capítulo 8 se trata en detalle el tema de la presión atmosférica.

Escala absoluta de temperatura

Al medir la temperatura de un cuerpo con distintos tipos de termómetros (de mercurio, de alcohol, termopares), aunque estén calibrados con los mismos puntos fijos, suelen obtenerse valores diferentes. Esto se debe a que las propiedades termométricas de los diversos termómetros no cambian de manera idéntica con la temperatura. Además, hay muchos factores que deben ser tenidos en cuenta al efectuar la calibración. Por ejemplo, las temperaturas de fusión y de vaporización del agua dependen de la presión (el agua hierve a menos de 100 °C si la presión es menor que la atmosférica normal), y si al hacerse la calibración no se ha considerado el valor de la presión atmosférica, puede haber diferencias entre distintos termómetros. Aunque estas diferencias suelen ser pequeñas y a veces no interesan, igualmente se necesitan formas más confiables para definir y medir temperaturas.

Durante el siglo XIX, Boyle, Mariotte, Gay-Lussac, Thomson (luego lord Kelvin), Clausius y otros investigadores estudiaron detalladamente las propiedades de los gases. La relación que descubrieron entre la temperatura, la presión y el volumen de un gas permitió desarrollar termómetros de gas muy precisos y establecer la **escala absoluta de temperaturas**, llamada **Kelvin**, en honor al físico inglés William Thomson, luego lord Kelvin (1824-1907).

Una de las experiencias consistía en medir la presión de un gas a diferentes temperaturas, manteniendo constante el volumen que ocupaba. *Cualquiera fuera el gas utilizado*, el gráfico obtenido con los resultados de las mediciones era similar al mostrado a continuación.



Variación de la presión con la temperatura a volumen constante. La extrapolación de la recta indica que la presión de un gas ideal sería cero para una temperatura cercana a los -273 °C, llamada **cero absoluto**, o 0 Kelvin.

¿Qué se puede deducir a partir del gráfico? El cambio de temperatura produce un cambio de presión y *ambos cambios son proporcionales*. Si, por ejemplo, el gas era enfriado en 1 °C, *a partir de cualquier temperatura*, la presión disminuiría cierta cantidad. Si el descenso de temperatura se triplicaba, lo mismo ocurría con el correspondiente descenso de presión. Esto hizo pensar que, si continuaba observándose el mismo comportamiento al disminuir la temperatura, ésta alcanzaría un valor para el cual la presión de gas resultaría igual a 0. El valor de esta temperatura estaría representado gráficamente por el punto en que la recta corta el eje horizontal, que resultó ser -273 °C, aproximadamente. Esto sugirió la creación de una nueva escala de temperaturas (llamada de **temperaturas absolutas**), cuyo cero corresponde a -273,15 °C, en la cual un grado tiene la misma extensión que 1 °C. Esta nueva escala de temperaturas es la que hoy se denomina **escala absoluta** o **Kelvin**. Si se llama t_C a la temperatura de un sistema en grados Celsius y T_K a la misma temperatura expresada en grados Kelvin, la relación entre ambas es:

$$T_K = t_C + 273,15$$

En la escala absoluta, la temperatura de fusión del agua es 273,15 K y la de ebullición, 373,15 K.



William Thomson (lord Kelvin)



Las leyes de los gases se analizan en el capítulo 9.



▲ Si se aumenta la temperatura de un cuerpo en 20 °C y, a continuación, se lo enfriá en 20 K, ¿cuál es la temperatura final alcanzada?

La presión atmosférica

En un gas, las moléculas están muy separadas, se mueven a gran velocidad, chocan y rebotan caóticamente. Esta agitación frenética hace que los gases se expandan hasta ocupar todo el lugar disponible en un recipiente. Nuestro planeta está envuelto por una capa de gases a la que llamamos **atmósfera**, compuesta en su mayor parte por **nitrógeno** (78%) y **oxígeno** (21%). Las moléculas de aire activadas enérgicamente por el Sol no escapan al espacio porque el campo gravitatorio de la Tierra restringe su expansión. Estamos sumergidos en un “océano de aire”, una capa gaseosa que, como una cáscara de manzana (tan fina es), recubre el planeta. En forma similar a como lo hace un líquido, *el peso del aire sobre la superficie terrestre ejerce una presión, la presión atmosférica*. A diferencia de los líquidos, los gases son compresibles: como su densidad puede variar, las capas superiores de la columna de aire comprimen a las más bajas. En los lugares más profundos de la atmósfera, es decir a nivel del mar, el aire es más denso, y a medida que subimos se va enrareciendo, hasta que se desvanece a unos 40 km de altura. La capa baja, la **troposfera**, presenta las condiciones necesarias para la vida y es donde se producen los fenómenos meteorológicos. Mide 11 km y contiene el 80 % del aire total de la atmósfera.

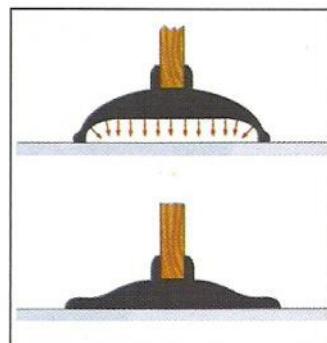
La presión atmosférica ha sido determinada en más de un kilo por centímetro cuadrado de superficie; sin embargo, no lo notamos (motivo por el cual, durante miles de años, los hombres consideraron al aire sin peso). ¿Cómo es que los animales y las personas que están en la Tierra pueden soportar tamaña presión?

El aire ejerce su presión *en todas direcciones* (como todos los fluidos y los gases), pero los líquidos internos de todos esos seres ejercen una presión *que equilibra la presión exterior*. En este hecho se basa el mecanismo de **esterilización por vacío**: para eliminar los microorganismos de una muestra (alimento, instrumental, etc.), se la coloca en un recipiente del cual se extrae el aire. La presión exterior es reducida y los fluidos internos de las bacterias, que estaban sometidos a la presión atmosférica, se expanden y hacen que éstas “revienten”.

Si se extrae el aire de un recipiente, *la presión atmosférica lo aplastará, a menos que el recipiente sea lo suficientemente rígido*.

Al apretar una sopapa contra una superficie pulida se aplasta y queda sin aire. Cuando, por acción de las fuerzas elásticas, la sopapa recupera su forma inicial, queda un vacío parcial en el interior y la presión atmosférica exterior la mantiene adherida a la superficie. Del mismo modo, las patas de las moscas tienen pequeñas ventosas que les permiten caminar por paredes y techos sin caer al piso.

El funcionamiento del gotero obedece al mismo fenómeno. Al apretar la perilla de goma creamos un vacío parcial. Cuando sumergimos el tubito en el líquido y soltamos la perilla, la presión atmosférica que se ejerce sobre la superficie libre del líquido lo obliga a subir por el tubo hasta la región de menor presión dentro de la perilla.



Esquema del funcionamiento de la sopapa.

NOTICIAS SOBRE LA CIENCIA

Los hemisferios de Magdeburgo

Sucedió en Alemania, en 1654...

El pasado 8 de mayo los habitantes de Regensburg y los poderosos príncipes de Alemania, encabezados por el emperador Fernando III, fueron testigos de un impresionante espectáculo orquestado por el alcalde de Magdeburgo, Otto Von Guericke. Dos grupos de ocho caballos tiraron con todas sus fuerzas para lograr apenas separar dos semiesferas de cobre de unos 3/4 de codo de Magdeburgo unidas entre sí por simple contacto. ¿Qué causaba que los hemis-

ferios se unieran en una sola esfera? Pues “nada”, sólo el aire. Cuando se le pidió una explicación, el ingenioso Von Guericke sólo dijo: “Mi máquina neumática extrajo el aire de dentro de la esfera y puse de manifiesto que, como dice Torricelli (Evangelista), vivimos en el fondo de un mar de aire”. De esta espectacular manera el inventor de la bomba de vacío ha defenestrado públicamente la teoría del *horror vacui* de Aristóteles.