

1._d. Gases

Ley de los gases ideales

El estudio de los gases en los sistemas vivos merece especial atención, puesto que desempeñan un papel central en la respiración aérea. A diferencia de los líquidos, los gases cambian fácilmente su volumen, que depende de la presión y de la temperatura del gas. La relación entre estas magnitudes se conoce como *ecuación de estado*. Un caso particular muy empleado, basado en el modelo molecular de la materia, es la llamada *ley de los gases ideales*:

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

p : presión, V : volumen, T : temperatura absoluta (en grados Kelvin)

n : N° de moles del gas (un mol = $6,02 \times 10^{23}$ partículas)

R : constante universal de los gases = $0,082 \text{ lt.atm}/(\text{K.mol}) = 8,314\text{J}/(\text{mol.K})$

Se habla de gases ideales, porque describen aproximadamente el comportamiento de los gases reales. Los gases reales se apartan del comportamiento ideal, tanto más cuanto más cerca están del estado de condensación (transformación en líquido). Por ejemplo, el oxígeno a presión atmosférica y a temperatura ambiente se comporta aproximadamente como un gas ideal.

Una visión microscópica. Desde el punto de vista microscópico el modelo de gas ideal parte de las siguientes hipótesis:

- Un gas está formado por un inmenso número de moléculas muy pequeñas en comparación con su separación promedio.
- Las moléculas se mueven al azar obedeciendo a las leyes de la mecánica y no interactúan entre sí salvo en los choques.
- Cuando una molécula choca contra otra o contra la pared del recipiente que contiene el gas no existe pérdida de energía mecánica.

En condiciones de alta presión y/ o baja temperatura estas hipótesis dejan cumplirse y entonces no vale este modelo de gas ideal.

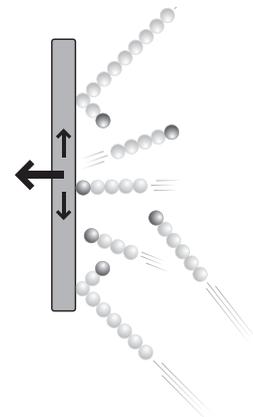
¿Cómo se relaciona esta visión microscópica con las variables macroscópicas de estado del gas: la presión, la temperatura y el volumen? Se recurre a la estadística para interpretar a la presión y a la temperatura como el resultado de la acción conjunta promedio de millones de partículas.

Las pequeñas fuerzas ejercidas en las numerosísimas colisiones de las moléculas contra las paredes están asociadas con la presión del gas. El bombardeo irregular y continuo es en todas direcciones y su efecto neto, por una cuestión de simetría estadística, es que el gas ejerce una fuerza en dirección perpendicular a la pared.

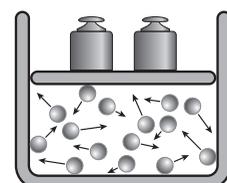
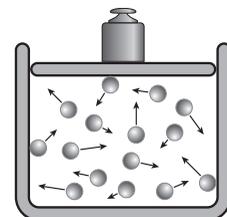
La energía cinética media de traslación de las moléculas está vinculada con la temperatura absoluta del gas; al aumentar la temperatura se aumenta la agitación molecular, se eleva la velocidad promedio de las moléculas.

Así, cuando calentamos un gas encerrado a volumen constante, le entregamos energía que pasa a engrosar la energía cinética promedio de sus moléculas, es decir, aumentamos su temperatura. En consecuencia las moléculas chocan más seguido y pegan más violentamente contra las paredes de tal manera que aumenta la presión del gas.

Si, en cambio, reducimos el volumen de una masa gaseosa sin cambiar la temperatura, las moléculas conservan la misma energía cinética media de traslación pero disponen de menos espacio, por lo que golpean más frecuentemente contra las paredes y, entonces, se observa un aumento de la presión del gas.



El efecto neto del bombardeo de las moléculas sobre la pared es una fuerza perpendicular porque las componentes paralelas de las fuerzas tienden, en promedio, a anularse.



Si se reduce el volumen, sin cambiar la temperatura, aumenta la presión.