

mol Pascal Celsius, kelvin Kelvin Fahrenheit atmósfera

Variables que afectan al estado gaseoso

Los parámetros que definen el comportamiento de las sustancias en estado gaseoso son cuatro: **presión (P)**, **volumen (V)**, **temperatura (T)** y **cantidad de sustancia (n)**.

Estas variables no son independientes entre sí, sino que cada una de ellas es siempre función de las otras. Para probar esto, se han desarrollado leyes empíricas que las relacionan.

Presión. La presión de un gas se determina por el número de colisiones que ejercen las moléculas gaseosas, por unidad de área, sobre la pared del recipiente que la contiene y es la misma para cualquier punto de ese recipiente. Se puede expresar en diferentes unidades. Las más utilizadas son **atmósferas (atm)**, **milímetros de mercurio (mmHg)** y **pascales (Pa)**.

Las equivalencias entre ellas se realizan de la siguiente manera:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101.300 \text{ Pa}$$

Para medir la presión de un gas contenido en un recipiente, se utilizan unos aparatos llamados **manómetros**.

Volumen. El volumen se define como el espacio que ocupa una porción limitada de materia. En el caso de los gases equivale al del recipiente que los contiene, ya que son fluidos que se expanden todo lo posible. Las unidades en las que se suele expresar comúnmente son **litros (L)** o **decímetros cúbicos (dm³)**.

Cantidad de sustancia. Mide el número de partículas presentes en una determinada porción de materia que, en el caso de los gases, es el recipiente que los contiene. La unidad utilizada generalmente es el **mol**.

Temperatura. Según la teoría cinético-molecular, la temperatura es una medida de la energía cinética media de los átomos y moléculas que constituyen un sistema. Como la velocidad de las partículas depende directamente de la energía cinética, la temperatura está relacionada con la velocidad media de las partículas del gas.

Existen distintas escalas para medir la temperatura y cada una de ellas se basa en puntos fijos de referencia tomados arbitrariamente.

Las escalas más utilizadas son *celsius* y *fahrenheit*, mientras que en ámbitos científicos se emplea principalmente la escala *kelvin* [FIG. 19].

- **Escala celsius.** Inventada en 1742 por el astrónomo sueco *Andrés Celsius*. Para definirla, primero se toman como puntos fijos los puntos de ebullición y de solidificación del agua, a los cuales se les asignan los valores de 100 y 0 respectivamente, y luego se divide el rango en cien partes iguales, cada una de las cuales corresponde a un **grado celsius (°C)**.

- **Escala fahrenheit.** Establecida en 1724 por el físico holandés-alemán *Gabriel Daniel Fahrenheit*. En esta escala también se utilizan puntos fijos: los de solidificación y ebullición del cloruro de amonio en agua, a los que se les asignan los valores de 0 y 100, respectivamente. La unidad de esta escala se denomina **grado fahrenheit (°F)** y su conversión a escala celsius es:

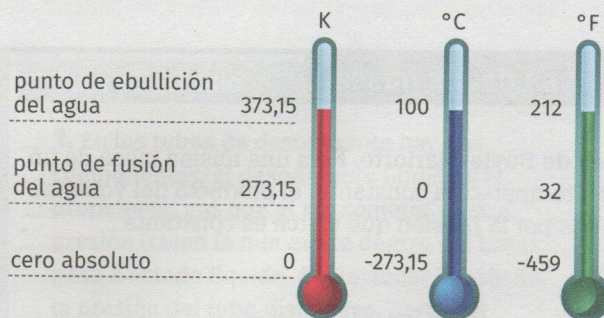
$$T (°F) = T (°C) \cdot 1,8 + 32$$

- **Escala kelvin.** La escala kelvin lleva el nombre de *William Thompson Kelvin*, un físico británico que la diseñó en 1848. El valor de 0 en esta escala corresponde al **cero absoluto**, temperatura teórica en la cual las moléculas y los átomos de un sistema tienen la mínima energía térmica posible. La unidad de esta escala es el **kelvin (K)** y es la que utiliza el SI. La conversión a escala celsius es:

$$T (K) = T (°C) + 273,15$$

[FIG. 19]

La escala celsius toma como puntos de referencia la temperatura de ebullición y fusión del agua a 1 atmósfera de presión.



Guía de estudio

1. ¿A qué valores equivalen 25 °C en las escalas kelvin y fahrenheit?

El estado gaseoso

Los gases comparten ciertas características macroscópicas comunes: son muy poco densos, no tienen forma definida y ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene. Además, su naturaleza y comportamiento puede interpretarse con la teoría cinético-molecular. Diversas variables como presión, temperatura, volumen y cantidad de sustancia afectan el estado gaseoso. Veamos...

Definición de gas ideal

A lo largo de la historia, el ser humano estudió las sustancias que estaban presentes en la naturaleza en estado gaseoso. En la Antigüedad se suponía que la atmósfera estaba formada por una única sustancia. El hidrógeno, junto con el dióxido de carbono, fue uno de los primeros gases que se lograron aislar mediante diversos experimentos.

Un **gas** se define como una sustancia formada por un gran número de moléculas que se expande hasta ocupar todo el volumen del recipiente que lo contiene, adoptando su forma.

Como el tamaño de las moléculas es despreciable respecto de la distancia entre ellas, las fuerzas de cohesión son extremadamente débiles y prácticamente no hay interacción entre las partículas, con excepción de algún choque eventual.

Para poder definir las leyes de comportamiento de los gases se establece, entonces, el concepto teórico de **gas ideal**. Un gas ideal cumple las siguientes condiciones:

- Ocupa el volumen del recipiente que lo contiene.
- Está formado por partículas puntuales que se mueven individualmente.
- Las moléculas presentan movimientos azarosos en todas direcciones.
- Las distancias entre moléculas son mucho mayores que su tamaño, por lo que las fuerzas de cohesión son nulas o despreciables.

Estas condiciones se cumplen, con suficiente aproximación, para todos los gases en condiciones normales de presión y temperatura, pero tienden a fallar a temperaturas muy bajas o a presiones elevadas, cuando la distancia entre las partículas disminuye y la interacción comienza a ser mayor.

Las condiciones necesarias para que un gas sea ideal no permiten describir el comportamiento de la mayoría de los gases pesados, tales como el vapor de agua o muchos fluidos refrigerantes.

Teoría cinético-molecular gaseosa

En 1857, el físico alemán *Rudolf Clausius* (1822-1888) desarrolló un modelo que pretendía explicar la naturaleza de la materia y reproducir su comportamiento [FIG. 17].



[FIG. 17]

Un cráter lunar recibe el nombre de Clausius en honor al físico y matemático Rudolf Clausius.

A partir de este modelo se formuló la **teoría cinético-molecular**, desarrollada inicialmente para los gases, aunque luego se aplicó a líquidos y sólidos [FIG. 18]. Sus principales premisas establecen que:

- **La mayor parte del volumen ocupado por un gas es espacio vacío.** Esto se corresponde con la idea de que los gases están formados por partículas cuyo tamaño es despreciable respecto de la distancia entre ellas.
- **Las partículas están en un constante movimiento caótico** y se desplazan en línea recta, chocando entre sí y contra las paredes del recipiente. Su movimiento es continuo y aleatorio.
- **Los choques entre las partículas son elásticos**, lo cual implica que, en el impacto, una partícula puede ganar energía y la otra perderla, pero la energía total permanece constante.
- **La presión ejercida por un gas es proporcional al número de choques de las partículas contra las paredes del recipiente que lo contiene.** Así, cuantos más choques se produzcan, mayor es la presión del gas.
- **La temperatura de un gas es proporcional a la energía cinética media de sus moléculas y, por lo tanto, a su velocidad.** Si la temperatura de un gas es superior a la de otro, sus partículas poseen mayor velocidad.

[FIG. 18]

Las partículas de un gas se mueven en línea recta, a la vez que chocan elásticamente entre sí y con las paredes del recipiente que las contiene en forma aleatoria.

