

Teoría cinética de los gases ideales

Cuando nos enfrentamos a describir un sistema físico lo primero es hacerlo usando las variables que denominamos macroscópicas. Éstas son las que podemos medir con nuestros aparatos sin considerar la estructura interna del sistema, es decir, cuando nos da igual que esté compuesto de átomos o moléculas. Algunas variables termodinámicas son la presión, el volumen, la temperatura, etc. Lo que hace la termodinámica es encontrar relaciones (empíricas) entre estas variables, las cuales serán ciertas tanto si nuestros sistemas están constituidos por átomos o moléculas como si no lo están. De ahí podemos ver por qué Einstein dijo que :

Una teoría física es tanto más grandiosa cuanto mayor es la simplicidad de sus premisas, más diferentes los tipos de cosas que relaciona y más extenso su rango de aplicabilidad. Por ello, la termodinámica clásica me ha impresionado profundamente y estoy convencido de que es la única teoría física de contenido universal que, dentro del marco de aplicabilidad de sus conceptos básicos, nunca será derrotada...

Pero dado que sabemos que los sistemas están compuestos por átomos y moléculas es lógico intentar deducir las leyes macroscópicas y empíricas de la termodinámica a partir del comportamiento dinámico de sus constituyentes elementales. Esto es justo lo que hace la mecánica estadística y dentro de ésta vamos a hablar, en esta entrada, de la teoría cinética de los gases.

Así que recordemos, las propiedades macroscópicas observables de un sistema son un fiel reflejo de las características microscópicas del mismo. Conocidas las leyes microscópicas podremos deducir las leyes de la termodinámica.

¿Es grande el número de Avogadro?

Para empezar una pregunta: ¿qué es un mol?

El mol es una medida de la “cantidad de algo” que tenemos. De hecho, si tengo un mol de átomos de Hidrógeno significará que tenemos el número de Avogadro de átomos de Hidrógeno. Si tengo un mol de pianos significa que tengo el número de Avogadro de pianos (un porrón de pianos). El número de Avogadro es $6.022 \times 10^{23} \text{ (mol}^{-1}\text{)}$. Un numeraco.

Consideremos como sistema un mol de gas encerrado en un recipiente. Por un momento, vamos a dejar de lado las limitaciones cuánticas e imaginemos que fuera posible medir la posición y velocidad de cada una de las moléculas y dispusiéramos de la tecnología necesaria para ello, lo que nos permitiría predecir propiedades observables como la temperatura del sistema.

Como hemos dicho, un mol contiene aproximadamente 6×10^{23} partículas del gas, un número tan sumamente grande que es difícil de imaginar. Si pudiéramos apuntar las posiciones y velocidades de cada una de las partículas que constituyen el gas en hojas de papel de grosor 0.1 mm y en cada hoja podemos escribir 100 moléculas, necesitamos 6×10^{21} folios. ¿cuánto espacio ocupan estos folios? ¿una habitación? ¿una biblioteca completa? ¿un país? Pues bien, si los repartimos uniformemente por toda superficie de la Luna, formaríamos una capa de un kilómetro de altura. Otra posibilidad es apilarlos en columnas, de manera que serían necesarias 4000 columnas de folios cuya altura sería igual a... ¡la distancia de la Tierra al Sol! Por si todo esto no fuera suficientemente desesperanzador, como colofón, estos valores de posición y velocidad dejarían de ser válidos tras 10^{-9} segundos debido a choques internos.

Se hace por tanto evidente la necesidad de usar modelos teóricos para describir el comportamiento de las moléculas de forma estadística, sin tener que disponer de datos a nivel individual y usar métodos estadísticos para lidiar con tal número de datos.

Modelo del gas ideal

El modelo teórico que describe el comportamiento de un gas ideal (clásico, nos olvidamos de la cuántica por un momento) está basado en los siguientes postulados:

- 1.- Un gas se compone de un gran número de pequeñas partículas, llamadas moléculas. Las moléculas se mueven continuamente, chocando entre sí y con las paredes del recipiente.
- 2.- El volumen ocupado por las moléculas es muy pequeño en comparación con el volumen total, de manera que las moléculas no se atraen entre sí. Los choques entre ellas son elásticos y conservan la energía cinética. Es decir, la energía total es constante pero en cada choque las partículas pueden cambiar su velocidad y su dirección de movimiento.
- 3.- La temperatura del gas no es más que el promedio de la energía cinética de las moléculas que componen el gas.

Pasemos a analizar cada uno de los puntos del modelo.

Un gas está hecho de moléculas

Este punto es evidente hoy día, pero cuando esta teoría estaba siendo desarrollada el asunto no estaba tan claro, pues en el siglo XIX la idea esa de que todo está hecho de diminutos trozos de materia no terminaba de convencer a muchos científicos ilustres.

Un caso que merece atención sucedió en 1845, cuando John James Waterston envió a la Royal Society un artículo en el que proponía, entre otras cosas, que la presión de un gas se debe al impacto de sus moléculas contra el recipiente, una idea rompedora en la época, el artículo fue rechazado por “estúpido e indigno de ser leído ante la Royal Society”.

Pero mucho más dura es la historia oscura que acompaña a uno de los grandes físicos de la historia, Ludwig Boltzmann, cuyo mayor aporte a la ciencia es, probablemente, haber sido uno de los fundadores de la mecánica estadística, aunque tampoco se debe menospreciar su trabajo sobre la radiación del cuerpo negro.

Por desgracia, el carácter de Boltzmann oscilaba con frecuencia entre la alegría y la tristeza, y las críticas que recibían sus teorías estadísticas avivaban estos cambios de humor, hasta hacer de él un ser depresivo. A pesar de que a principios del siglo XX la aceptación de sus ideas iba en aumento, los ataques no disminuían. El día 5 de octubre de 1906, mientras su esposa y su hija disfrutaban un día festivo nadando en una bahía cercana, Boltzmann se ahorcó hasta quitarse la vida.

Las moléculas son ideales

En el segundo punto del modelo hemos recogido las condiciones que debe cumplir un gas para ser ideal. O, dicho de otro modo, los gases que obedecen la conocida expresión

$$PV = nRT$$

cumplen las características enumeradas en dicho punto. Por supuesto, la mayoría de los gases son no ideales, aunque para todo gas existe un estado a una temperatura dada que hace que se comporte como gas ideal. Como siempre trabajar con sistemas ideales simplifica las cosas y nos prepara para luego afrontar el estudio de sistemas más reales.

Así podemos decir que un gas ideal clásico está formado por bolas duras que ni se atraen ni se repelen y sólo colisionan elásticamente (conservando la energía cinética total de cada colisión entre pares de bolas duras).

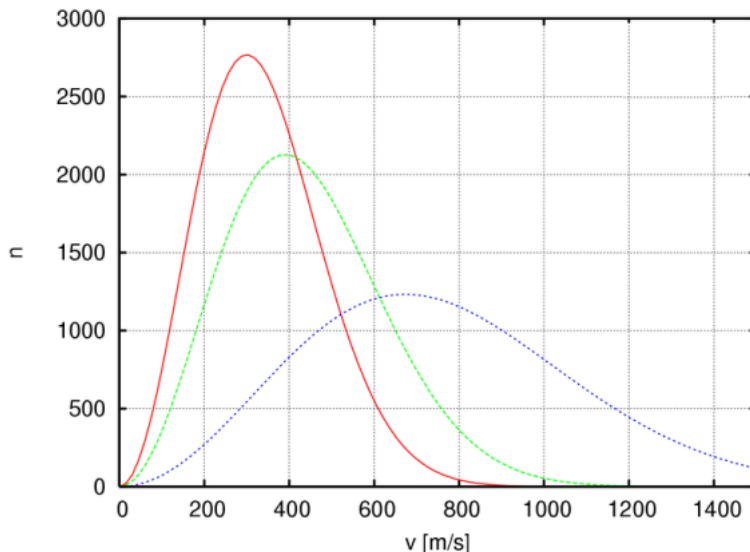
Temperatura es energía cinética

Como ya indicamos en un post anterior, la temperatura es proporcional al promedio de la energía (cinética simplemente en el caso de un gas ideal) de traslación de las moléculas del gas.

La temperatura es una variable que fue introducida mucho antes de saber nada acerca de la naturaleza íntima de la materia, fruto de observaciones macroscópicas. Cuando

dos cuerpos a diferente temperatura entran en contacto, intercambian energía hasta que igualan sus temperaturas.

Si además de preocuparnos por el valor medio nos interesa cómo es la distribución de energía cinética de los constituyentes del gas volvemos a encontrarnos con el mismo nombre; las velocidades de las moléculas se espera que estén repartidas en forma de campana de acuerdo a una distribución de Maxwell-Boltzmann. Estas distribuciones presentan perfiles de la siguiente forma:



Centrémonos en un sólo color (por ejemplo el rojo). La altura de la curva indica el número de moléculas que esperaríamos encontrar para una velocidad determinada, de forma que la mayor parte de ellas tendrá una velocidad comprendida entre 200 y 400 metros por segundo. Si la temperatura de ese mismo gas aumenta, observaremos que la curva se achata y se desplaza hacia la derecha, hacia valores superiores para la velocidad. Cuanto más se incremente la temperatura mayor será ese desplazamiento, pasando del color rojo al verde y del verde al azul.

Pero las diferentes curvas pueden referirse también a diferentes gases, todos ellos a la misma temperatura. Recordemos que a igual temperatura, igual energía cinética, por lo que las moléculas de los gases más ligeros tendrán mayor velocidad que la de los pesados. Así, la curva azul puede representar al Helio (peso atómico 4), la verde al Argón (20) y la roja al Oxígeno (32).

Por tanto, un desplazamiento hacia la derecha puede deberse a un aumento de temperatura o a gases de elementos más ligeros.

Recuerda: sólo es estadística

Nos gustaría acabar esta entrada recordando que la distribución de Maxwell-Boltzmann es sólo una predicción teórico-estadística. Se encarga de estimar la probabilidad de que una cierta cantidad de moléculas tenga una velocidad concreta. Es una teoría válida porque sus predicciones se corresponden con el promedio de las observaciones. Si bien, podemos estar bastante seguros de que la distribución de velocidades de un gas real no se ajustará de manera exacta a una distribución de Boltzmann.

En próximas entradas discutiremos en qué se relacionan estas ideas con el hecho de que para aumentar en un grado la temperatura de unos gases se necesita aportar más energía que para otros. ¿Alguna idea?

Nos seguimos leyendo...

Fuente: KB, Pedro (2012). "Modelo del gas ideal". *Cuentos cuánticos*. Disponible en: <https://goo.gl/7iQEHS> (Consulta: 11 de mayo de 2018).