

La distribución de velocidades viene descrita mediante una función de distribución $f(v)$, que se define de forma que, de las N moléculas del sistema, el número ΔN de las que tienen velocidades entre v y $v+\Delta v$ viene dado por:

$$\Delta N=f(v)\Delta v$$

siendo $f(v)$ el número de moléculas por unidad de intervalo de velocidad. Como generalmente consideramos que el número total de moléculas es muy grande, trabajaremos en el límite cuando Δv tiende a cero, así que:

$$dN=f(v)dv$$

es el número de moléculas cuya velocidad está entre v y $v+dv$, y la integración sobre todas las velocidades posibles conduce al número total de moléculas:

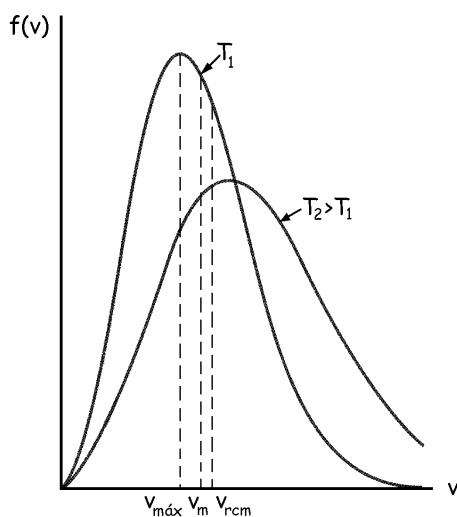
$$N = \int_0^{\infty} f(v)dv$$

James Clerk Maxwell (1831-1879) fue el primero en obtener la función de distribución de las velocidades moleculares, aplicando conceptos estadísticos al movimiento al azar de las moléculas de un gas. Esta distribución de velocidades moleculares resulta ser:

$$f(v) = Av^2 \exp\left(\frac{-\frac{1}{2}mv^2}{kT}\right)$$

donde k es la constante de Boltzmann y m la masa molecular. El factor A es independiente de la velocidad molecular v , y su expresión es:

$$A = 4\pi N\left(\frac{m}{2\pi kT}\right)^{3/2}$$



La forma de esta función de distribución se muestra gráficamente para un gas ideal a dos temperaturas diferentes. La velocidad media v_m y la velocidad rcm v_{rcm} son las dos ligeramente mayores que la velocidad más probable $v_{máx}$.

Puede observarse que para ambas temperaturas el número de moléculas con velocidades muy bajas es pequeño, y que tampoco hay muchas moléculas con velocidades muy altas. Por otro lado, al aumentar la temperatura la distribución se desplaza hacia velocidades más altas y se ensancha. El área total bajo la curva, que es la integral de $f(v)$ sobre todas las velocidades posibles, es igual al número total de moléculas N .