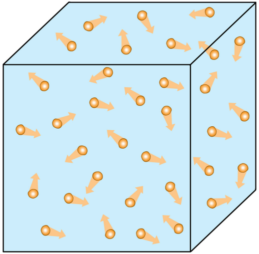
Gases Ideales

Hasta aquí hemos estudiado el comportamiento de los sólidos y los líquidos. Ahora vamos a intentar comprender el comportamiento de los gases



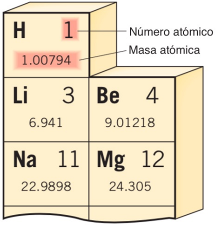
Si vemos las moléculas de una muestra de gas como partículas que chocan, podremos aplicar las leyes de la mecánica a cada molécula del gas.

Aplicar las leyes de Newton a cada molécula de un gas (del orden de 10^{25} moléculas por m^3 a presión y temperatura ambiente) está más allá de la capacidad de cualquier computadora actual, por lo que es necesario realizar un enfoque estadístico del problema

Vamos a definir algunas magnitudes que nos van a ayudar al tratamiento estadístico del problema

Unidad de masa atómica (u): se define como la doceava parte (1/12) de la masa de un átomo, neutro de carbono-12 (el isótopo más abundante)

$$\boxed{u = 1.6605 \times 10^{-27} kg}$$



Las masas atómicas están dadas en unidades de masa atómica.

$$\text{Li} = 6.941u$$

Mol: unidad de materia en el S.I. Un mol de una sustancia contiene tantas partículas como átomos hay en 12 gr del isótopo C-12.

El número de átomos por mol se conoce como **Número de Avogadro**, N_A.

$$\boxed{N_A = 6.022 \times 10^{23} mol^{-1}}$$

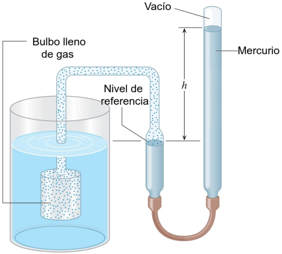
$$n = \frac{N}{N_A}$$

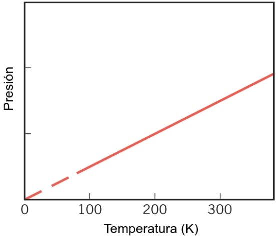
donde n es el número de moles, N el número de átomos y N_A el número de Avogadro

Un **gas ideal** es un modelo ideal para gases reales que tienen suficiente baja densidad. La condición de baja densidad significa que las moléculas están suficientemente apartadas, tal que no interactuan entre si (salvo en las colisiones las cuales son del tipo elástico)

Características de los gases ideales:

- **Relación presión-temperatura**: Un gas real a baja presión puede considerarse un gas ideal. Cuando analizamos el termómetro de gas a volumen constante vimos que para presiones bajas la presión es proporcional a la temperatura en grados Kelvin



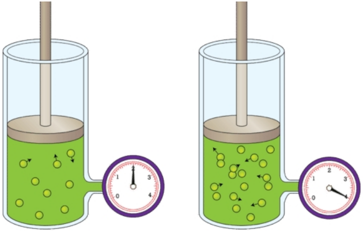


A volumen constante

$$\boxed{P \propto T}$$

- **Relación presión-número de moléculas**: Los experimentos indican que es posible aumentar la presión de un gas agregando más moléculas, esto es exactamente lo que pasa cuando inflamos un neumático.

Cuando el volumen y la temperatura de un gas de baja densidad se mantiene constante, duplicar el número de moléculas duplica la presión. Por lo tanto la presión de un gas ideal es proporcional al número de moléculas o lo que es equivalente al número de moles

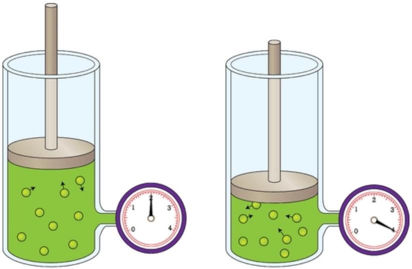


A volumen y temperatura constantes

$$\boxed{P \propto n}$$

- **Relación presión-volumen**: Los experimentos indican que es posible incrementar la presión de un gas reduciendo su volumen.

Si el número de moléculas y la temperatura se mantiene constante, la presión de un gas ideal es inversamente proporcional su volumen



A temperatura y número de moléculas constantes

$$\boxed{P \propto \frac{1}{V}}$$

Podemos expresar estas tres relaciones de proporcionalidad para la presión en una sola

$$P \propto \frac{n\,T}{V}$$

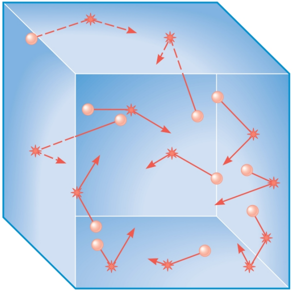
Esta proporcionalidad entre las magnitudes pueden escribirse en forma de ecuación, agregando la constante de proporcionalidad R

$$\boxed{P = \frac{n\,R\,T}{V}} \longleftarrow \textbf{Ley del gas ideal}$$

donde la temperatura se expresa en grados Kelvin y R es la denominada **constante universal de los gases**. Los experimentos han demostrado que $R = 8.31\,J/(mol\,K)$

La ley del gas ideal no proporciona una idea de cómo la presión y la temperatura están relacionadas con las propiedades de las moléculas en sí, tales como sus masas y sus velocidades

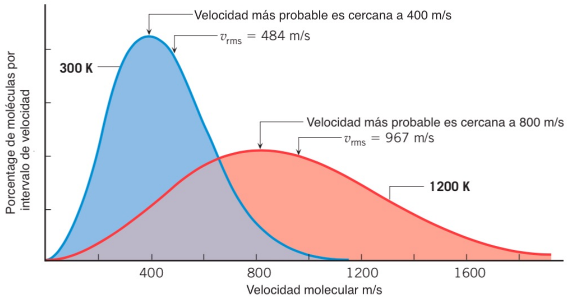
Que velocidad tiene las moléculas ??



Las partículas colisionan entre si y con las paredes del recipiente cambiando continuamente su velocidad y dirección de movimiento

Gases
Gases Ideales
Ley del gas ideal
Teoría cinética de los gases

Para condiciones de baja densidad, la distribución de velocidades a temperatura constante fueron calculadas por el físico escocés James Clerk Maxwell (1831–1879)

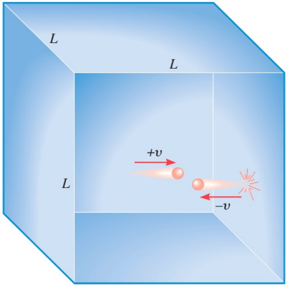


Un tipo particular de velocidad promedio es la denominada velocidad cuadrática media, que da una buena aproximación a la velocidad promedio de las partículas del sistema

$$v_{rms} = \sqrt{(v^2)_m}$$

Gases
Gases Ideales
Ley del gas ideal
Teoría cinética de los gases

Para calcular la fuerza que ejerce el gas sobre las paredes, analicemos la fuerza que ejerce una sola partícula cuando choca perpendicularmente y rebota con la misma velocidad



Podemos expresar la fuerza promedio que ejerce la pared durante el choque teniendo en cuenta el teorema de conservación de la cantidad de movimiento

$$F_{\text{prom}} = \frac{\text{momento final - momento incial}}{\text{tiempo entre colisiones}}$$

$$F_{\text{prom}} = \frac{(-mv_{rms}) - (+mv_{rms})}{2L/v_{rms}} = \frac{-mv_{rms}^2}{L}$$

De acuerdo a la 3ra ley de Newton, la fuerza promedio que experimenta la pared será igual pero de sentido contrario a la que experimenta la partícula $(\frac{mv_{rms}^2}{L})$

Como se tienen N partículas moviéndose aleatoriamente en las 3 direcciones, en promedio un tercio de ellas impactará con la pared derecha durante un intervalo de tiempo t

$$F_{\text{prom}} = \left(\frac{N}{3}\right)\left(\frac{mv_{rms}^2}{L}\right) \longrightarrow \text{Fuerza promedio que experimenta la pared derecha}$$

Teniendo en cuenta que la presión se define como la fuerza por unidad de área

$$P = \frac{F_{\text{prom}}}{L^2} = \left(\frac{N}{3}\right)\left(\frac{mv_{rms}^2}{L^3}\right) = \left(\frac{N}{3}\right)\left(\frac{mv_{rms}^2}{V}\right) \longrightarrow \boxed{PV = \frac{2}{3}N\left(\frac{1}{2}mv_{rms}^2\right)}$$

Este resultado es similar a la ley del gas ideal

$$PV = \frac{2}{3}N\underbrace{\left(\frac{1}{2}mv_{rms}^2\right)}_{\text{energía cinética}} = \frac{2}{3}N(K) \qquad\qquad PV = n\,R\,T = \frac{N}{N_A}\,R\,T$$

por lo tanto los términos de la derecha deben ser iguales

$$\frac{2}{3}N\,K = \frac{N}{N_A}\,R\,T \longrightarrow \boxed{K = \frac{1}{2}mv_{rms}^2 = \frac{3}{2}\frac{R}{N_A}T}$$

Este resultado es importante porque nos permite interpretar a la temperatura, como una medida de la energía cinética de las partículas