

En la teoría atómica de la materia se considera que todo tipo de materia, sea sólido, líquido o gas, está constituida por partículas, que en principio se llamaron átomos.

En un **SÓLIDO**, estas "partículas" ocupan posiciones determinadas en una red, alrededor de las cuales vibran cada vez más intensamente a medida que aumentamos la temperatura. Las fuerzas atractivas entre las partículas del sólido son muy intensas.

En un **LÍQUIDO**, estas "partículas" se mueven deslizándose unas cerca de otras y manteniéndose unidas por débiles fuerzas atractivas entre ellas.

En el caso de un **GAS**, estas "partículas" se mueven a grandes velocidades y las fuerzas atractivas entre ellas podemos considerarlas como inexistentes. Se mueven al azar ocupando todo el volumen del recipiente.

Como vamos a estudiar el comportamiento de los gases, vamos a establecer un MODELO para cualquier gas, que, estará constituido por partículas moviéndose al azar y chocando contra las paredes del recipiente. Las características de nuestro MODELO ideal de gas serán:

- Las partículas del gas son pequeñísimas comparadas con el volumen del recipiente.
- Se mueven al azar con distintas velocidades de manera que, si aumenta la temperatura, aumenta la velocidad de las partículas del gas.
- No existen fuerzas de atracción entre ellas.
- En su movimiento, chocan entre ellas y con las paredes del recipiente .
- Cuando chocan aparecen las fuerzas o interacciones entre ellas o con las paredes del recipiente.
- Los choques con las paredes del recipiente producen el efecto que llamamos **presión**.

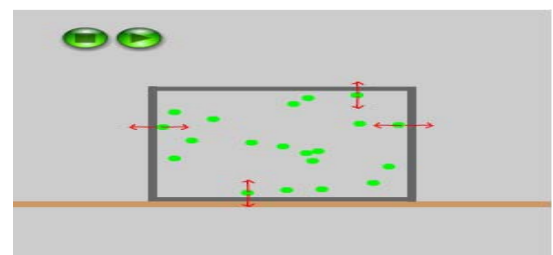
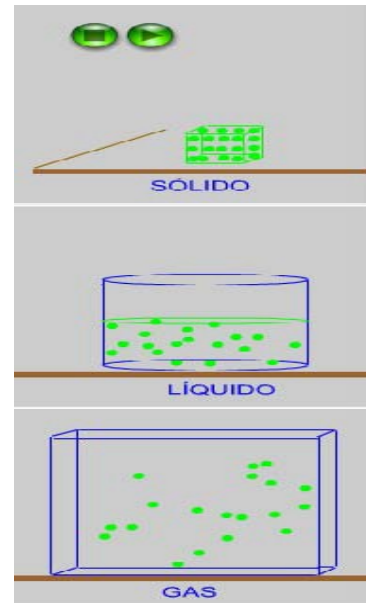
Llamaremos **PRESIÓN** a la fuerza por unidad de superficie, que ejercen las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente al chocar contra ellas.

#### Presión. Unidades.

Se define la magnitud física llamada **PRESIÓN** como una fuerza por unidad de superficie, es decir:

$$P = \frac{F}{S}$$

Su unidad en el Sistema Internacional (SI), es el **PASCAL** y equivale a: **Pa = 1N/1m<sup>2</sup>**



El **Pa** es una unidad de presión muy pequeña, por lo que se suelen usar otras unidades de presión. Entre ellas tenemos:

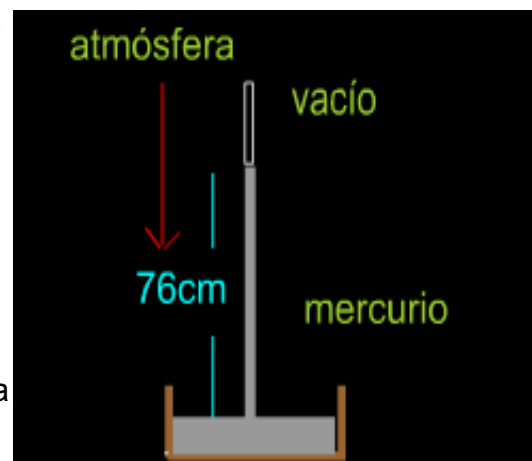
La **atmósfera** cuyo símbolo será **atm** y que equivale a una cantidad de Pascales de :

$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa}$$

Por último también se utiliza el **mm de Hg** que equivale a :

$$1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa} = 760 \text{ mm de Hg}$$

( en la imagen recordamos la experiencia de medida de la presión atmosférica de Torricelli, de la cual procede la unidad de mm de Hg)



### Ley de estado de los GASES IDEALES.

**Principio de Avogadro:** Experimentalmente se sabe que **en condiciones normales** de presión y temperatura (0°C y 1 atm) **1 mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22,4 litros**. Es decir:

1 mol de  $\text{H}_2$ , que son 2 g tiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y ocupa 22,4 L en CN  
 1 mol de  $\text{O}_2$ , que son 32 g tiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y ocupa 22,4 L en CN  
 1 mol de  $\text{NH}_3$ , que son 17 g tiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y ocupa 22,4 L en CN

**El volumen ocupado por las moléculas de un gas no depende de la naturaleza del gas sino del número de moléculas que contiene.**

Así, 7 litros de cualquier gas a 125 °C y 6 atm contienen el mismo número de moléculas.

Existe una ecuación que liga las variables (P,V,Tª) de un gas en dos estados diferentes de presión, volumen y temperatura, esta expresión se denomina **ecuación de estado de los gases ideales** :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Si consideramos que un mol de un gas en CN ( $T = 273 \text{ K}$  ,  $P = 1 \text{ atm}$ ) ocupa un volumen de 22,4 l y sustituimos en el 2º miembro de la anterior ecuación, llegaremos a la siguiente expresión:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{22,4 \cdot L/mol \cdot 1atm}{273K} = 0,082 \frac{atm \cdot L}{molK}$$

La constante **0,082 atm·l/mol·K** se denomina **constante de gases (R)**.

**Si** en vez de considerar 1 mol de gas **consideramos *n moles*** la ecuación se transformaría en :

<p><b><math>P \cdot V = n \cdot R \cdot T</math></b> <i>ecuación de estado para gases ideales</i></p>	$\left\{ \begin{array}{l} P=\text{presión(atm)} \\ V=\text{volumen(L)} \\ n=\text{moles} \\ R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L/molK} \\ T=\text{temperatura(K)} \end{array} \right.$
---	---

Con esta ecuación vamos a poder relacionar la masa o moles de un gas con sus condiciones de presión , temperatura y volumen que ocupa.

### Problemas

1. ¿Cuántos moles de gas cloro hay en 17,75 g de este gas? ¿Qué volumen ocupa en CN? ¿Cuántas moléculas contiene? ¿Cual sería su volumen si lo calentamos a 25°C sin cambiar la presión?
2. Una masa de oxígeno ocupa 600 cc a 177°C y 2,5 atm.  
¿Cuántos moles de oxígeno tenemos? ¿ Qué volumen ocupará en CN?
3. Un recipiente de 35L está lleno de nitrógeno gaseoso a 27°C y 1520 mm de Hg .  
¿Cuántos moles de gas hay?. ¿Cual es la masa de gas? ¿Qué volumen ocuparía en CN?
4. Tenemos en un recipiente 2 mol de dióxido de carbono que ocupan un volumen de 32,58 L a 25 °C. Calcula: a) La presión que ejerce el gas. b) La masa de gas. c) Las moléculas de gas.
5. Disponemos de 10 litros de gas oxígeno y de 10 litros de gas metano, en las mismas condiciones de presión y temperatura. Discute las siguientes afirmaciones:  
a) Contienen el mismo número de moléculas. b) Contienen el mismo número de átomos.  
c) Contienen la misma masa. d) Hay los mismos moles de oxígeno que de metano.
6. Disponemos de un recipiente con 2,55 g de amoníaco gaseoso. A 6 atm ocupan un volume de 2,07 L. ¿A que temperatura está la substancia?.