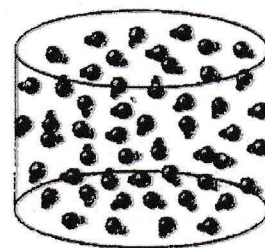


## TEMA2. LOS GASES

En los gases, las moléculas están separadas unas de las otras y en continuo movimiento, chocando entre sí y con las paredes del recipiente. Entre cada dos choques, el movimiento de cada molécula es rectilíneo e uniforme. Los choques cambian la velocidad y la dirección del movimiento de cada molécula; a este movimiento caótico se le llama **agitación térmica**. Ya sabemos del curso pasado que cuanto mayor es la temperatura mayor es la agitación térmica (movimiento caótico de las moléculas).

**GAS IDEAL.** En este curso, se estudiará el modelo de gas ideal, que es una simplificación de la realidad. En este modelo de gas, se supone que:

- Las moléculas tienen masa pero no tamaño apreciable.
- Los choques entre ellas y las paredes son elásticos (conservan la energía cinética).
- Excepto cuando chocan, las moléculas no hacen fuerza unas a las otras (no interactúan entre sí) y entre dos choques, se mueven en línea recta y a velocidad constante.



### 1. MEDIDA DE LA PRESIÓN DE UN GAS

Las moléculas de los gases están chocando continuamente contra las paredes del recipiente. Cada choque hace una pequeña fuerza sobre dicha pared. La suma de todas estas fuerzas, repartida en la superficie, origina la presión. La presión se define como fuerza/ superficie. En el Sistema Internacional (SI) se mide en pascas (Pa). Un pascal es  $1 \text{ N/m}^2$

Hay otras unidades de uso muy frecuente:

$$1 \text{ atm} = 101\,325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

$$1 \text{ atm} = 1\,013 \text{ mb (milibares)}$$

### MEDIDA DE LA PRESIÓN ATMOSFÉRICA

En 1643 **Evangelista Torricelli** realizó un experimento con un tubo recto de vidrio de un metro de longitud por un centímetro cuadrado de sección y cerrado en uno de sus extremos. Lo llenó de mercurio y lo introdujo boca abajo en un recipiente que también contenía mercurio; el mercurio del tubo descendió hasta quedar a una altura de 76cm (760mm). En esas condiciones de equilibrio, los puntos A y B, al estar a la misma altura, deben tener la misma presión. Como el punto B está sometido a la presión que ejercería la columna de aire en su vertical (es decir, a la de la atmósfera), diremos que dicha presión equivale a la que ejerce una columna de mercurio de 760 mm de altura (presión que soporta el punto A).

Al nivel del mar y a una latitud de  $45^\circ\text{N}$  (lugar donde realizó Torricelli sus experimentos), la presión atmosférica promedio equilibra una columna de 760 mmHg a  $0^\circ\text{C}$ . Esta presión se conoce comúnmente como una atmósfera (1atm).

Por tanto,  $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

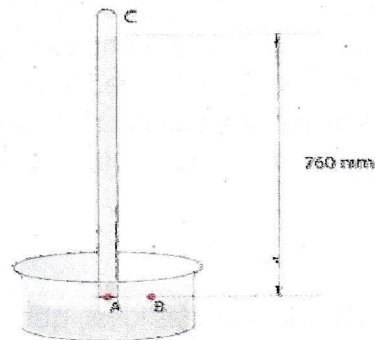


Figura 2.1. Representación del experimento de Torricelli.

La **unidad de presión** en el sistema internacional es el newton por metro cuadrado ( $\text{N/m}^2$ ), que se denomina pascal (Pa).

Por otra parte, la presión ejercida por un fluido viene dada por la expresión:

$$P = dgh$$

Donde  $d$  es la densidad del fluido ( $13\,600 \text{ Kg/m}^3$  para el mercurio);  $g$ , la aceleración de la gravedad, y  $h$ , la profundidad. Por tanto, la equivalencia entre la atmósfera y el pascal es:

$$1 \text{ atm} = 13\,600 \text{ Kg/m}^3 \cdot 9,8 \text{ m/s}^2 \cdot 0,76 \text{ m} = 101\,300 \text{ N/m}^2 = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$

El instrumento que usó Torricelli para medir la presión atmosférica se denomina **barómetro**.

Para medir la presión de cualquier otro gas se utilizan los **manómetros**, siendo uno de los más sencillos el manómetro de columna líquida (figura 2.2).

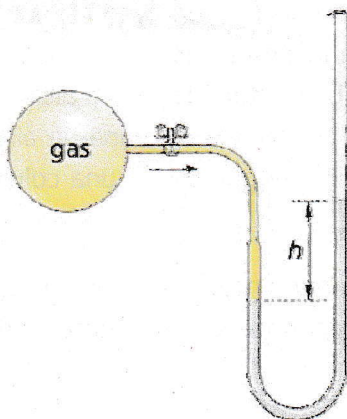


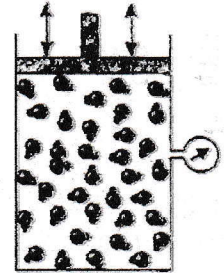
Figura 2.2. Manómetro abierto. La diferencia de alturas ( $h$ ) nos da una medida de la presión que ejerce el gas.

## 2. LAS LEYES DE LOS GASES

Los gases, como materia que forma parte del universo, también están sometidos a regularidades o leyes.

### 2.1. LEY DE BOYLE-MARIOTTE

Introducimos una cantidad de un gas en un recipiente con una pared móvil (émbolo o pistón) y mantenemos la  $T^\circ$  del gas constante (siempre igual). A medida que vamos comprimiendo el gas con el pistón, el volumen va disminuyendo y la presión va aumentando. La ley de Boyle- Mariotte establece que *cuando la  $T^\circ$  es constante, el producto de la presión por el volumen del gas es siempre igual*:

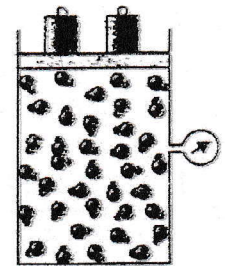


$$P \cdot V = \text{constante}$$

o lo que es equivalente,  $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 = P_3 \cdot V_3 \dots$

### 2.2. LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

Metemos el gas dentro de un recipiente con émbolo móvil. Sometemos el émbolo a una fuerza exterior constante (con una pesa encima, por ejemplo) con que la presión que hace sobre el gas es siempre la misma (presión constante). Si ahora calentamos el gas (aumentamos su  $T^\circ$ ), observamos el volumen del gas va aumentando. La ley de Charles establece que *el volumen ocupado por el gas es directamente proporcional a la temperatura kelvin*:



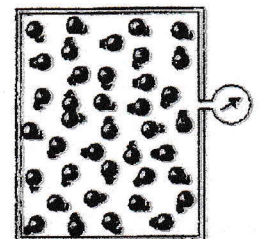
$$\frac{V}{T} = \text{constante}$$

o lo que es equivalente,  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} = \frac{V_3}{T_3} \dots$

En esta ecuación, la temperatura tiene que ir expresada en Kelvin obligatoriamente.

### 2.3. SEGUNDA LEY DE CHARLES Y GAY-LUSSAC

Si el gas está ahora en un recipiente de paredes fijas, el volumen del gas no cambia, es constante. Se observa experimentalmente que cuando se aumenta la  $T^\circ$  del gas, la presión aumenta. La ley de Gay-Lussac establece que *la presión del gas es directamente proporcional a la  $T^\circ$  absoluta (en Kelvin)*:



$$\frac{P}{T} = \text{constante}$$

o lo que es equivalente,  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} = \frac{P_3}{T_3} \dots$

## 2.4. LEY COMBINADA DE LOS GASES IDEALES

En cada una de las tres leyes anteriores, se mantiene constante la presión, el volumen o la temperatura. Para una transformación general en la que cambien las tres magnitudes, se cumple la llamada ley general de los gases ideales:

$$\frac{P \cdot V}{T} = \text{constante} \quad \text{o lo que es equivalente}$$

$$\frac{P_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{P_2 \cdot V_2}{T_2} = \frac{P_3 \cdot V_3}{T_3} \dots$$

Esta ecuación, como las anteriores, es válida en el supuesto de que la cantidad de gas en el recipiente no cambie en todo el proceso.

## 2.5. CONDICIONES NORMALES DE PRESIÓN Y TEMPERATURA DE UN GAS

Se dice que un gas está en condiciones normales de  $T^\circ$  y  $P$  cuando está a 1 atm y  $0^\circ\text{C}$  (273,15K). {No confundir con condiciones estándar: 1 atm y  $25^\circ\text{C}$ }.

*Observación:* actualmente, se estableció que la presión en condiciones normales debe ser 100 000 Pa y  $0^\circ\text{C}$ . Como 100 000 Pa es casi igual a 1 atm no hay mucha diferencia entre las dos definiciones; tomaremos cualquiera de las dos como condiciones normales.

Experimentalmente se observa que cuando 1 mol de cualquier gas ideal está en condiciones normales de presión y  $T^\circ$  entonces ocupa un volumen de 22,4 litros. De aquí se deduce que:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{1 \text{ atm } 22,4 \text{ L}}{273,15 \text{ K}} = 0,082 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}} = R$$

A este número constante,  $R$ , se le llama “constante de los gases ideales”

Así que para 1 mol de gas ideal, 
$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T} = R$$

Y si en vez de tener 1 mol de gas en el recipiente hay “ $n$ ” moles, entonces la ecuación de los gases ideales queda finalmente:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

En esta forma de la ley de los gases ideales aparece explícitamente la cantidad de gas (o número de moles)

## 2.6. DENSIDAD DE UN GAS

Si el gas se comporta idealmente, podemos encontrar una relación entre la densidad del gas (masa/volumen) y la presión, temperatura y masa molar del mismo.

Si  $m$  son los gramos de gas y  $M$  la masa molar del mismo. Entonces:

$$\text{N}^\circ \text{ moles gas} = \frac{\text{gramos}}{\text{masa molar}} \rightarrow n = \frac{m}{M}$$

Substituyendo en la ecuación de los gases,

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow \frac{P M}{R T} = \frac{m}{V} = d \rightarrow \frac{P M}{R T} = d$$

Siendo  $d$  la densidad del gas. Una utilidad de esta ecuación es que permite encontrar la masa molar  $M$  de un gas conociendo la presión, temperatura y densidad del gas, todas ellas medibles fácilmente en el laboratorio.

## 2.7. LEY DE DALTON DE LAS PRESIONES PARCIALES.

Si en un mismo recipiente hay varios gases, la presión total es la suma de las presiones que ejercerían cada uno de los gases si estuvieran solos en el recipiente. La presión que ejerce cada gas, se llama "presión parcial" de ese gas.

Supongamos que hay por ejemplo, tres gases en el frasco, siendo  $n_1$ ,  $n_2$  y  $n_3$  los moles de cada uno. Los tres gases están a la misma temperatura y esparcidos por el mismo volumen (el del recipiente). Por lo tanto:

$$P_{\text{total}} = P_1 + P_2 + P_3 = \frac{n_1 R T}{V} + \frac{n_2 R T}{V} + \frac{n_3 R T}{V} = (n_1 + n_2 + n_3) \frac{R T}{V} = \frac{n_1 R T}{V}$$

Cogemos ahora por ejemplo el gas número 2. Dividimos su presión parcial  $P_2$  entre la presión total:

$$\frac{P_2}{P_{\text{total}}} = \frac{\frac{n_2 R T}{V}}{\frac{n_1 R T}{V}} = \frac{n_2}{n_1} = \chi_2$$

y despejando la presión parcial del gas 2, tenemos  $P_2 = P_{\text{tot}} \cdot X_2$  que es la ley de Dalton de las presiones parciales.

La fracción  $\frac{n_2}{n_{\text{t}}}$  es la "fracción molar" del gas 2. Las fracciones molares son números menores que 1; la suma de todas las fracciones molares, da 1.

$$X_1 + X_2 + X_3 = 1$$