

# Caracterización de los elementos y compuestos químicos

## 1.1 Leyes de los gases perfectos

### 1.1.1 El estado gaseoso

Los gases fueron los compuestos químicos primeramente estudiados y constituyen el principio del desarrollo de la química. En su estudio observaron que:

- Los gases se pueden comprimir a volúmenes más pequeños.
- Los gases ejercen presión sobre sus alrededores. Para confinarlos en un recipiente debemos aplicar presión.
- Los gases se expanden hasta ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene.
- Los gases se difunden unos en otros y se mezclan en todas las proporciones.
- Los gases se describen en términos de temperatura, presión, volumen y número de moles.

Las propiedades que determinan el comportamiento físico de un gas son volumen, temperatura y presión, magnitudes suficientes para caracterizar el **estado de un gas** y que desarrollaremos a continuación:

- **Volumen.** Se denomina volumen de una sustancia al espacio que ocupa, que en el caso de un gas es igual al volumen de todo el recipiente que lo contiene. La unidad de volumen en el Sistema Internacional (SI) es el  $\text{m}^3$ , aunque generalmente se expresa en litros y mililitros.

Hay que recordar que  $1 \text{ m}^3 = 1.000 \text{ dm}^3$  y que  $1 \text{ litro} = 1 \text{ dm}^3$ .

- **Temperatura.** Es la magnitud que mide el calor de los cuerpos. Un cuerpo caliente tiene más temperatura que uno frío. Se utilizan varias escalas de temperatura, pero las más usadas en el estudio de los gases son:
  - ✓ La escala centígrada: es la escala Celsius que utiliza dos puntos de referencia:
    - el 0: punto donde coexisten la fase sólida del hielo y la fase líquida del agua,
    - el punto 100: punto de ebullición del agua pura bajo la presión de 1 atmósfera.
  - ✓ La escala absoluta: es la escala Kelvin y no existen temperaturas negativas. La transformación de la escala centígrada a la escala Kelvin se hace sumando 273,15 a la centígrada. Así  $-10^\circ\text{C}$  en la escala centígrada es igual a  $273,15 + (-10) = 263,15 \text{ K}$  en la escala absoluta.
- **Presión.** Se define como la relación entre la fuerza y la superficie que soporta esa fuerza.

$$\text{presión} = \frac{\text{fuerza}}{\text{superficie}} = \frac{F}{S} = \left[ \frac{\text{N}}{\text{m}^2} (\text{Pa}) \right]$$



$$0,0082 \text{ mol} \times \frac{6,022 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 4,938 \times 10^{21} \text{ moléculas}$$

Observa que aunque el número de moléculas es muy grande la precisión es muy pequeña ( $\pm 1 \times 10^{20}$ ). Ver Apéndice 8 sobre cifras significativas.

### Ejemplo

La masa molar media de la atmósfera en la superficie de Titán, la luna más grande de Saturno, es de 28,6 g/mol. La temperatura en la superficie es de 95 K y la presión es de 1,6 atm. Suponiendo un comportamiento ideal, calcula la densidad de la atmósfera de Titán.

Reordenando la ecuación de los gases ideales  $P \times V = \frac{a}{M} \times R \times T$ , resulta

$$P \times M = \left(\frac{a}{V}\right) \times R \times T \Rightarrow P \times M = d \times R \times T$$

donde: d es la densidad del gas, expresada en g/L, ya que  $d = a/V$

Por tanto, para resolver el problema, solo tenemos que despejar la densidad de la ecuación:

$$d = \frac{P \times M}{R \times T} = \frac{1,6 \text{ atm} \times 28,6 \text{ g/mol}}{0,082 \frac{\text{atm} \times \text{L}}{\text{K} \times \text{mol}} \times 95 \text{ K}} = 5,9 \text{ g/L}$$

### EJERCICIO PROPUESTO

Calcula la masa molar promedio del aire seco si tiene una densidad de 1,17 g/L a 21°C y 740,0 mm Hg.

### Ejemplo

Indica la diferencia que hay entre condiciones normales y condiciones estándar de presión y temperatura aplicadas a los gases.

La IUPAC recomienda no utilizar el término «condiciones normales», aunque era lo habitualmente utilizado en los cálculos con gases, ya que se asocia ahora a las condiciones a las cuales se esté haciendo el experimento, estudio o medición.

Por otra parte, recomienda utilizar las condiciones estándar, concepto establecido por acuerdo, que se indican con la abreviatura STP y son temperatura: 273,15 K (0°C) y presión:  $1 \times 10^5$  pascales.

Para fines prácticos, no hay una diferencia significativa entre el valor de 1 atmósfera que es  $1,01325 \times 10^5$  Pa y  $1 \times 10^5$  Pa, por lo cual, podemos seguir empleando la presión de 1 atm ( $1,01325 \times 10^5$  Pa) para los cálculos de este libro que no requieren un gran rigor científico.

## Ejemplo

Suponiendo que tenemos dos muestras de 5,00 L de gas a 25°C. Una muestra es amoníaco,  $\text{NH}_3$ , y la otra muestra es dióxido de nitrógeno,  $\text{NO}_2$ . a) ¿Qué gas tiene mayor energía cinética? b) ¿En qué gas se mueven más rápido las moléculas?

Datos: la masa molecular de  $\text{NH}_3$  es 17 y la del  $\text{NO}_2$  es 46.

a) Al estar a la misma temperatura (25°C), la energía cinética es la misma para las dos moléculas  $\text{NH}_3$  y  $\text{NO}_2$ .

b) A igual temperatura, las moléculas más ligeras se mueven más rápido que las moléculas más pesadas, ya que al tener la misma energía cinética, si la masa es menor, la velocidad ha de ser mayor, según:  $E_{\text{cinética}} = \frac{1}{2} \times m \times v^2$  y por tanto, al ser el  $\text{NH}_3$  más ligero que el  $\text{NO}_2$ , las moléculas de amoníaco tienen mayor velocidad que las moléculas de dióxido de nitrógeno.

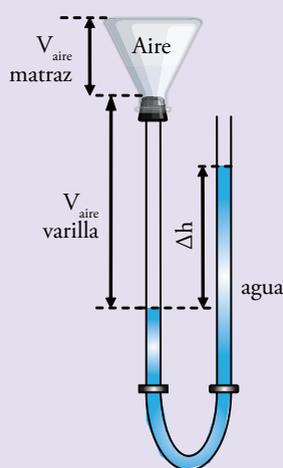
## FICHA DE TRABAJO Nº1 LA LEY DE BOYLE

### 1. INTRODUCCIÓN

La Ley de Boyle-Mariotte, o Ley de Boyle, formulada independientemente por el físico y químico irlandés Robert Boyle (1662) y el físico y botánico francés Edme Mariotte (1676), es una de las leyes de los gases que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas mantenida a temperatura constante.

La ley dice que a temperatura constante, el volumen de una masa fija de gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce pudiéndose expresar como:  $P \times V = k$ , donde k es la constante si la temperatura y la masa del gas permanecen constantes.

### 2. FUNDAMENTO



Para estudiar la Ley de Boyle, construiremos un manómetro de agua, como el que se muestra en la figura adjunta.

La diferencia de altura entre los niveles de agua en las dos ramas del manómetro nos dará el aumento de presión sobre la presión atmosférica en el aire.

En la situación que se muestra en la figura, el aire atrapado se encuentra a una presión que es igual a la presión atmosférica más la diferencia de altura menos la presión de vapor de agua a la temperatura que se haga la medida:

$$P_{\text{aire}} = P_{\text{atm}} + \Delta h - P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Se mide todo en cm de  $\text{H}_2\text{O}$  y para transformar mm de agua a mercurio aplicar la relación:  $d_{\text{Hg}} \times g \times h_{\text{Hg}} = d_{\text{H}_2\text{O}} \times g \times h_{\text{H}_2\text{O}}$

El volumen de aire atrapado en la rama izquierda sobre el que se aplica la presión será la suma de los volúmenes de aire en el matraz Erlenmeyer, y en el tubo del manómetro:

$$V_{\text{aire}} = V_{\text{matraz}} + V_{\text{manómetro}}$$

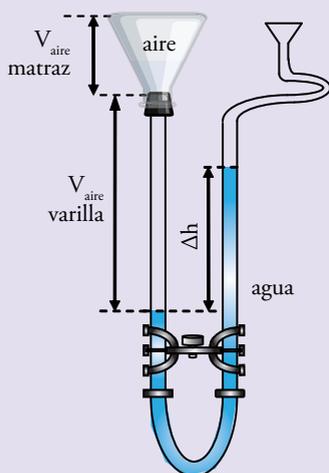




### 3. MATERIALES-REACTIVOS

Reactivos	Materiales
	Tubo de vidrio $d = 7 \text{ mm}$ ; $L = 1.500 \text{ mm}$ Regla milimetrada Tapón de silicona $32,5 \times 28,5 \times 32,5$ Pinza para buretas Goma de silicona Matraz Erlenmeyer: 250 mL

### 4. MODO DE OPERAR



1. Hay que construir el manómetro de la figura. Para ello, seguir el siguiente procedimiento:

- Agujerea el tapón de silicona del matraz Elenmeyer del tamaño de la varilla.
- Introduce la varilla en el tapón, con cuidado y protegiéndote las manos, justo hasta el borde del agujero, sin sobresalir.
- Cierra el matraz e invierte el conjunto, sujetando el matraz por el cuello con una pinza.
- Coloca la segunda varilla sujetándola con una pinza a una distancia de la rama izquierda del manómetro.
- Une las dos varillas de vidrio con una goma de silicona, sujetándolas con abrazaderas de plástico.

2. Llena con agua el manómetro. Para ello seguir el procedimiento:

- Abre el matraz Erlenmeyer.
- Añade agua por la rama derecha hasta un cierto nivel en los tubos de vidrio, mediante un embudo conectado a una goma.
- Saca todo el aire de la goma y de los tubos. Para ello pinza la goma con los dedos.
- Tapa con fuerza el matraz en posición invertida con el tapón. Al presionar bajará el nivel de la rama izquierda con respecto a la derecha.

3. Marca el nivel inicial en cada tubo. Esta puede ser la primera medida.

4. Mide la diferencia de altura entre las dos ramas, desde la mesa del laboratorio hasta cada una de las marcas. La diferencia de altura entre las dos marcas es  $\Delta h$ . El volumen de aire se determinará posteriormente con las marcas dejadas en el tubo izquierdo del manómetro

5. Añade por la rama derecha del manómetro 10 cm de agua despacio con un cuentagotas, para dejar evacuar el aire. Vuelve a marcar los dos tubos y mide la diferencia de altura.

6. Sigue el procedimiento añadiendo cantidades sucesivas de agua y haciendo las medidas.

7. Para medir el volumen de aire, seguir el procedimiento:

- Llena el matraz Erlenmeyer hasta el borde y deja caer suavemente un tapón igual al utilizado en el montaje. Aprieta hasta el mismo nivel del utilizado en la medida.

