

# CAPÍTULO 9

## Comportamiento ideal de los gases

*Sofía Sampaolesi*

En este capítulo analizaremos el comportamiento y las propiedades de los fluidos gaseosos puros y de mezclas gaseosas. Indagaremos en las leyes físicas que los describen, surgidas de la experimentación y observación empírica, y en los modelos utilizados en la actualidad para representar a los gases, que son fruto del trabajo mancomunado de científicos de varias partes del mundo a lo largo de un siglo. “Vivimos en el fondo de un océano de aire, el cual, por incuestionables experiencias, se sabe que tiene peso”, afirmó el físico Evangelista Torricelli en su carta al cardenal Michelangelo Ricci fechada el 11 de junio de 1644 (Viñas, 2019). Su frase describe el lugar que ocupamos en la inmensidad de la atmósfera terrestre, cuyo estudio abordaremos a lo largo del capítulo.

### Lectura inicial

Todxs hemos escuchado hablar alguna vez de la atmósfera y de su importancia para la existencia de la vida en el planeta tierra. Entre otros fenómenos, la atmósfera protege a los organismos vivos de la nociva radiación de onda corta proveniente del espacio, que es absorbida por los gases oxígeno y ozono, mayoritariamente. También es responsable de que la temperatura en la troposfera, la capa atmosférica más cercana a la superficie terrestre, sea uniforme y moderada.

La atmósfera se forma por la existencia del **campo gravitatorio** de la Tierra, que ejerce un efecto atractivo sobre los gases que la constituyen. Esta atracción o aceleración de una masa gaseosa hacia la superficie terrestre (masa x aceleración = fuerza) tiene como consecuencia el desarrollo de una **presión atmosférica**. Debido a que las partículas gaseosas más ligeras tienden a elevarse a la porción superior de la atmósfera, mientras que las más pesadas son atraídas con mayor fuerza hacia la superficie terrestre, la composición atmosférica no es uniforme, pudiendo distinguirse cuatro capas: troposfera, estratosfera, mesosfera y termosfera. La presión atmosférica disminuye a medida que ascendemos a través de estas capas y nos alejamos de la Tierra.

Cerca del nivel del mar, el aire atmosférico se compone esencialmente de  $O_2$  y  $N_2$  (99%) y de pequeñas cantidades (trazas) de otros gases, como el  $CO_2$  y gases nobles. Existen otras trazas

de sustancias gaseosas en el aire de ambientes naturales, cuya concentración ocasionalmente aumenta cuando son intervenidos por la actividad humana. Este desbalance en las concentraciones relativas de los gases atmosféricos tiene importantes consecuencias ecológicas; entre ellas, el largamente estudiado efecto de invernadero o calentamiento global. Uno de los gases responsables de este efecto es el metano,  $\text{CH}_4$ , un gas incoloro, inflamable y no tóxico presente en concentraciones de 1,8 ppm en la atmósfera. Cada molécula de metano causa alrededor de 25 veces el efecto invernadero causado por una molécula de  $\text{CO}_2$ , aunque su vida media y su abundancia en la atmósfera son sustancialmente menores. Las consecuencias de la presencia de este gas no se reducen sólo a eso: el metano participa en reacciones químicas que generan a su vez otros gases de efecto invernadero, como el  $\text{O}_3$  a nivel de la troposfera y vapor de agua en la estratosfera.

Una reducción en las emisiones de metano redundaría en efectos positivos sobre la salud atmosférica, pero ¿de dónde proviene este gas? Una proporción es de origen natural, producida por la microflora propia de ambientes donde la presencia de oxígeno es escasa. Pero casi dos tercios del metano emitido se vinculan con actividades humanas, industriales y agrícolas. Entre ellas, la cría de ganado rumiante, vacas y ovejas.

Los ruminantes producen metano durante su digestión, en el rumen, la primera porción de su intestino. Este órgano está habitado por una microflora abundante en bacterias y arqueas (*Archaea*) anaeróbicos. Estos microorganismos viven en ausencia de  $\text{O}_2$ , realizando la fermentación de los vegetales consumidos por el rumiante. Como consecuencia de esta fermentación se producen importantes cantidades de metano; el exceso de presión de metano es liberado por el animal mediante espiraciones o eructos y se acumula en el ambiente.

Una vaca produce entre 250 y 500 litros de metano diarios, en promedio. Debido al aumento de la población de ruminantes para satisfacer las necesidades humanas de leche, carne, queso y demás lácteos, que asciende a unos 1500 millones de ejemplares en la actualidad, la emisión de metano debida al ganado es, según datos de la FAO (*Food and Agriculture Organization*, 2021), de entre 100 y 115 millones de toneladas de gas anuales.

Un grupo de científicos en Nueva Zelanda (AgResearch) se encuentra desarrollando una vacuna contra los metanógenos, nombre que se le da a los microorganismos productores de metano, con el objetivo de reducir la cantidad de gas que genera el ganado (Watts, G. 2019). Otras estrategias apuntan a la selección de animales que naturalmente producen menor cantidad de gas o al diseño de dietas especiales que reduzcan la emisión de metano hasta un 25%. Según Patricia Ricci, investigadora del Instituto Nacional de Tecnología Agropecuaria (INTA Balcarce, Argentina), es necesario “un manejo sustentable para poder continuar generando carne y leche de una manera más eficiente. Los gases de efecto invernadero siempre existieron por parte de los ruminantes. Es el resultado biológico de los procesos de digestión. Un país ganadero no puede evitarlos. Pero mejorar la producción, la calidad de los pastos y los suplementos alimentarios redundará en menos gases” (Ibáñez, 2019).

## Gases

Los gases se caracterizan por ocupar todo el volumen del recipiente que los contiene, **se expanden** de forma espontánea. Esta propiedad los diferencia de los otros estados de agregación de la materia, como los líquidos y los sólidos, que poseen volúmenes definidos. Además, mientras que los líquidos son muy poco compresibles y los sólidos casi no pueden comprimirse, los gases son fácilmente **compresibles**. Estas características se deben a que las **partículas individuales** (átomos, moléculas) que componen la **masa gaseosa** están relativamente alejadas unas de otras. Por ejemplo, las moléculas gaseosas ocupan alrededor del 0,1% del volumen total del aire que respiramos. El espacio restante se encuentra vacío. Esta condición posibilita que cada molécula se comporte como si las otras no estuvieran presentes; este es uno de los fundamentos de los **modelos** que intentan explicar y predecir el comportamiento de las masas gaseosas en **condiciones atmosféricas**, y que estudiaremos a lo largo de este capítulo.

En general, se denomina gases a aquellas sustancias que adoptan el estado de la materia que se caracteriza por no tener forma ni volumen propio, ocupando todo el espacio que las contiene. Las sustancias que son gases se componen exclusivamente de elementos no metálicos, tienen fórmulas moleculares sencillas y, en consecuencia, masas molares relativamente pequeñas. Sin embargo, las sustancias que son líquidos o sólidos, a presiones y temperaturas ordinarias, pueden existir en el estado gaseoso en condiciones apropiadas. Resulta cotidiano observar agua en estado gaseoso durante el proceso de calentar agua líquida para preparar mate u otra infusión, lo que llamamos comúnmente vapor de agua. El **vapor** se refiere al estado gaseoso de una sustancia que, al ser comprimido isotérmicamente, comienza a condensar pasando al estado líquido o sólido. El **gas** se diferencia del vapor porque si se lo comprime isotérmicamente, nunca llega a condensar, aún a presión elevada.

El gas más ubicuo es el aire, que es realmente una mezcla de varias especies gaseosas. Las **mezclas gaseosas** son siempre **homogéneas**, es decir, son **soluciones de gas en gas**. Los gases forman mezclas homogéneas unos con otros sin importar sus identidades ni las proporciones relativas de cada uno. Entre los gases que componen al aire que respiramos, se encuentran en mayor proporción el **gas nitrógeno**,  $N_2$  (aprox. 78,0%), y el **gas oxígeno**,  $O_2$  (aprox. 20,9%), **especies gaseosas diatómicas**. El resto consiste en pequeñas cantidades de gases nobles y dióxido de carbono,  $CO_2$  (0,375%), una **especie gaseosa molecular**. Para expresar la concentración de estas **sustancias traza** es común utilizar la unidad partes por millón (ppm), presentada en el capítulo 7, que aplicada a mezclas gaseosas refiere a 1 parte en volumen en 1 millón de unidades totales de volumen (1 V:1000000 V).

Los gases atmosféricos ilustran cómo las sustancias gaseosas pueden estar constituidas por tan solo un átomo, por varios átomos del mismo elemento o por una variedad de elementos. Además de los gases oxígeno y nitrógeno, las **sustancias diatómicas**  $H_2$ ,  $F_2$  y  $Cl_2$  existen como gases en condiciones de temperatura y presión atmosféricas. Es también el caso de los gases nobles, He, Ne, Ar, Kr, y Xe, que son **gases monoatómicos**. Ejemplos de **gases moleculares** comunes en la vida cotidiana son el metano,  $CH_4$ , el propano,  $C_3H_8$ , y el butano,  $C_4H_{10}$ , gases

combustibles utilizados en la cocción de alimentos y la calefacción hogareña; el amoníaco,  $\text{NH}_3$ , un gas irritante que se percibe en ciertas tinturas de cabello; y el sulfuro de hidrógeno,  $\text{H}_2\text{S}$ , al que puede atribuirse el “olor a huevo podrido”.

## El experimento de Torricelli

La fuerza de gravedad, que atrae hacia el centro de la Tierra a todos los objetos que se encuentran en su superficie, también ejerce su efecto sobre los átomos y moléculas que componen la atmósfera. Gracias a las **energías térmicas de movimiento** de las pequeñas partículas gaseosas, que se oponen al efecto de las **fuerzas gravitacionales**, la atmósfera no se amontona como una delgada capa sobre la superficie terrestre, sino que se distribuye en varias capas de kilómetros de altura y composición característica. Como resultado del efecto neto de la fuerza de gravedad sobre la atmósfera existe una **presión atmosférica**.

La presión,  $P$ , es una magnitud física que se define como la **fuerza**  $F$  que actúa sobre un **área** dado,  $A$ :

$$P = \frac{F}{A} \quad [9.1]$$

Los gases ejercen una presión sobre cualquier superficie con la que hacen contacto; el gas que contiene un globo inflado ejerce presión sobre cada punto de la cara interna del globo, expandiendo el látex. Los gases atmosféricos bajo las fuerzas gravitacionales ejercen presión sobre la superficie terrestre.

En el siglo XVII, el físico y matemático Evangelista Torricelli (1608-1647) se propuso demostrar que la atmósfera tenía peso, idea contraria a las creencias de la época, y diseñó un sencillo experimento. Tomó un tubo de vidrio cerrado en uno de sus extremos, similar a un tubo de ensayo pero de aproximadamente un metro de longitud, y completó su volumen con mercurio líquido, cuidando de no dejar burbujas de aire en su interior. Luego, invirtió este tubo sobre un recipiente, a su vez lleno de mercurio líquido, que se encontraba abierto a la atmósfera. La figura 9.1 representa un arreglo similar al utilizado por Torricelli en sus experimentos. El científico observó repetidas veces que, al invertir el tubo lleno de mercurio, el nivel del líquido descendía, pero no hasta vaciarse por completo; el flujo se detenía cuando podía medirse una altura de columna de mercurio de 760 mm. Torricelli llegó a la conclusión de que ese era el valor de la presión atmosférica, ¿qué fue lo que observó este investigador?

Si nos detenemos en los puntos A y B de la figura 9.1, vemos que ambos se encuentran a la misma altura, sobre la superficie del líquido, pero uno dentro de la columna de mercurio y el otro fuera de la misma y en contacto con la atmósfera. Al encontrarse a la misma altura, y ser fluidos en reposo, podemos afirmar que sobre ambos puntos se ejerce la misma fuerza gravitacional y, por lo tanto, la misma presión. Al expresar dicha fuerza en términos de presiones, se observa que sobre el punto B la presión es igual a la presión atmosférica ( $P_{\text{atm}}$ ) a esa altura:

$$P_B = P_{atm}$$

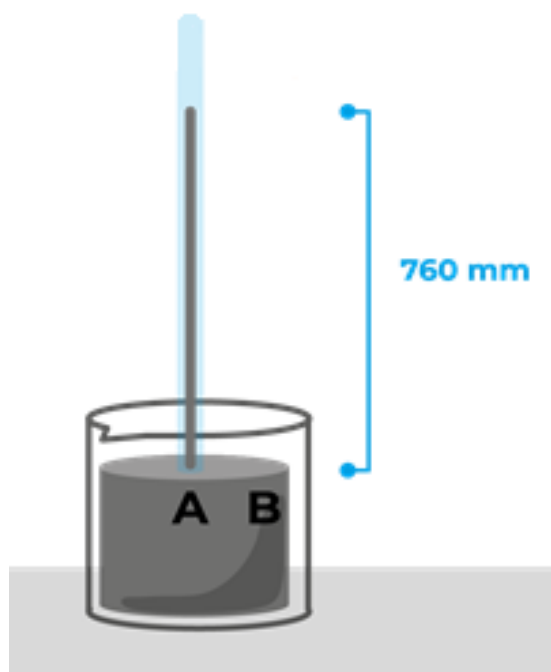
Sobre el punto A, la presión ejercida no es efecto de la presión atmosférica, ya que el tubo se encuentra cerrado en su extremo superior. Podemos identificar dos columnas ubicadas sobre A, una de mercurio líquido y otra superior de espacio vacío que dejó el mercurio al desplazarse. De modo simplificado, podemos considerar que espacio vacío no contiene átomos o moléculas que puedan ejercer fuerza alguna, por lo que toda la presión sobre el punto A se debe a la columna de mercurio (Hg):

$$P_A = P_{columna\ Hg}$$

Como se mencionó, la presión en el punto A y en el punto B es la misma, por lo tanto:

$$P_A = P_B$$

$$P_{atm} = P_{columna\ Hg}$$



**Figura 9.1.** Representación esquemática del experimento de Torricelli, que condujo a la invención del barómetro de mercurio.

Este razonamiento permitió a Torricelli afirmar que había determinado el valor de la presión atmosférica a nivel del mar como la presión que ejerce una columna de 760 mm de mercurio. ¿Cómo se relaciona la presión ejercida por la atmósfera con la altura de la columna de mercurio? Analicemos la definición de presión mostrada en la ecuación [9.1]. En este caso, la fuerza es la ejercida por la columna de mercurio,  $F = m \times g$ , siendo  $g$  la aceleración de la gravedad. A su vez,

la masa del líquido puede expresarse en términos de su densidad,  $\rho$ , como  $m = \rho \times V$ , donde  $V$  es el volumen de mercurio. Por último, expresamos el volumen de la columna de mercurio como el área interna del tubo,  $A$ , multiplicada por la altura de la columna,  $h$ . De este modo, la presión puede expresarse como:

$$P = \frac{F}{A} = \frac{m g}{A} = \frac{\rho V g}{A} = \frac{\rho h A g}{A} = \rho h g \quad [9.2]$$

La ecuación [9.2] muestra que la presión que ejerce la columna de mercurio es directamente proporcional a su altura. El mercurio dentro del tubo bajará hasta que la presión ejercida por la columna de líquido equilibre a la presión atmosférica ( $h = 760 \text{ mm}$ ). La ecuación [9.2] vincula la presión de cualquier gas a la altura de la columna de un líquido y su densidad.

**Ejercicio propuesto 9.1.** Calcúlala presión total que soporta una persona que bucea a 40,00 m de profundidad si la densidad del agua de mar a 25 °C es 1,0243 g/cm<sup>3</sup>.

A partir de los experimentos de Torricelli se definió a los **milímetros de mercurio (mm Hg)** o **centímetros de mercurio (cm Hg)** como *unidades de medida de la presión atmosférica*. Existen otras unidades para expresar el valor de la presión. Como estudiamos en el capítulo 2, el Sistema Internacional (SI) define el **Pascal (Pa)**, denominado en honor al investigador Blaise Pascal (1623-1662), como la presión que ejerce una fuerza de 1 newton (N) sobre una superficie de 1 metro cuadrado (m<sup>2</sup>) normal a la misma; en este sistema de medida, la presión atmosférica tiene un valor de 101325 **Pa** (N/m<sup>2</sup>), o 1013,25 **hPa** (hectopascuales). El servicio meteorológico suele informar la presión atmosférica en hPa o en una unidad equivalente, los **milibares (mbar)**: 1 hPa = 1 mbar. Es decir, el valor de la presión atmosférica es de 1013,25 mbar.

En el laboratorio, generalmente se utilizan unidades de mm de Hg o **atmósferas (atm)**. La presión atmosférica estándar, que corresponde a la **presión normal a nivel del mar**, se define como de 1 atm. Otra unidad comúnmente empleada y que tiene equivalencia exacta con los mm Hg, es el torr (**Torr**), denominada así en honor a Torricelli. En síntesis, las equivalencias más empleadas para expresar la presión atmosférica son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ Torr} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg} = 101325 \text{ Pa} = 1013,25 \text{ hPa} = 101,325 \text{ kPa}$$

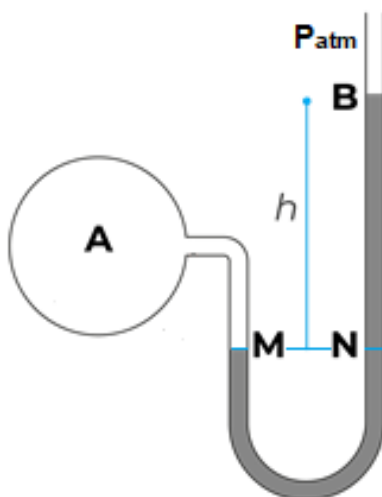
## Medida de la presión

El **barómetro de Fortín** es un equipo comúnmente utilizado para **medir presión atmosférica** y que emula el diseño experimental de Torricelli. Consiste en un tubo de vidrio de unos 850 mm de altura, cerrado por el extremo superior. El tubo se llena de mercurio, se invierte

y se coloca el extremo abierto en un recipiente lleno del mismo líquido y expuesto a la presión atmosférica. Se mantiene adosado a una escala fija con *vernier* (o escala móvil), donde puede leerse la presión de forma directa en cm de Hg hasta la centésima de precisión. La calibración de este equipo se realiza moviendo el reservorio de mercurio abierto a la atmósfera que se encuentra en la porción inferior, de forma que el nivel de mercurio que contiene coincida con el cero de la escala fija<sup>4</sup>.

Existen otros instrumentos que se utilizan para medir la **presión de líquidos o gases contenidos** en un recipiente cerrado, denominados **manómetros**. La **presión manométrica** medida toma como referencia la presión atmosférica, es decir, una presión manométrica nula equivale a la presión atmosférica. Usos cotidianos del manómetro son la detección de la presión de aire dentro de un neumático, de la presión de gas combustible dentro de una garrafa o de la presión de un gas dentro de un cilindro.

El manómetro más sencillo consiste en un tubo de vidrio doblado en U que contiene un líquido apropiado, dependiendo de la magnitud de las presiones que se quieren medir (mercurio, agua, aceite, entre otros). Una de las ramas del tubo está abierta a la atmósfera; la otra está conectada a un recipiente cerrado que contiene el fluido cuya presión se desea medir (Figura 9.2).



**Figura 9.2.** Manómetro de rama abierta.

Tanto barómetros como manómetros permiten medir presiones como lo hizo Torricelli, contemplando que, para fluidos en reposo, dos puntos que se encuentran a idéntica altura están afectados por las mismas fuerzas gravitacionales y, por lo tanto, por la misma presión.

<sup>4</sup> El funcionamiento del barómetro de Fortín y su calibración pueden consultarse en <https://www.youtube.com/watch?v=UHK5ze-QepDs> (Udelar, 2019).

**Ejercicio tipo 9.1.** Se mide la presión de una masa gaseosa contenida en el balón A, determinando una diferencia  $h$  entre las ramas de mercurio de 12,40 cm, tal como se ilustra en la figura 9.2. Si la presión atmosférica es 759,5 mm Hg, ¿cuál es la presión de ese gas?

**Resolución**

Para abordar esta pregunta debemos buscar dos puntos en el esquema del manómetro que se encuentren a la misma altura y nos permitan adquirir información acerca del gas contenido. El punto **M** se encuentra justo sobre la superficie de mercurio en contacto con el gas que se estudia. Otro punto a idéntica altura es **N**, que se encuentra en el interior de la rama abierta del manómetro, dentro del mercurio. Seleccionando estos puntos, es posible afirmar:

$$P_M = P_N$$

Sobre el punto **M**, conectado al balón A cerrado a la atmósfera, el gas ejerce presión sobre la superficie del mercurio:

$$P_M = P_{gas}$$

Sobre el punto **N**, podemos identificar una columna de mercurio de altura  $h$  (12,40 cm) que ejerce presión. Como esa rama del manómetro se encuentra abierta a la atmósfera, también la presión atmosférica ejerce su efecto sobre **N**:

$$P_N = P_{columna\ h} + P_{atm}$$

Habiendo definido la presión sobre cada punto y recordando que  $P_M = P_N$ :

$$P_{gas} = P_{columna\ h} + P_{atm}$$

Suponiendo una presión atmosférica de 759,50 mm Hg (75,950 cm Hg):

$$P_{gas} = 12,40\text{ cm Hg} + 75,950\text{ cm Hg} = \mathbf{88,35\text{ cm Hg}}$$

**La presión del gas en el balón A es 88,35 cm Hg.**

**Ejercicio propuesto 9.2.** ¿Cómo imaginas que se comportaría un manómetro de tubo en U si en el balón A se encerrara un gas de presión inferior a la presión atmosférica? Ensayá un esquema del manómetro donde ubiques la altura relativa de las ramas de mercurio.



**Ejercicio tipo 9.2.** ¿Qué valor en atm, Torr, cm Hg y mbar tiene una presión de 1045 hPa?

**Resolución**

Un modo sencillo de interconvertir unidades de presión es emplear el análisis dimensional:

$$1045 \text{ hPa} \times \frac{760 \text{ Torr}}{1013,25 \text{ hPa}} = \mathbf{783,8 \text{ Torr}}$$

$$1045 \text{ hPa} = \mathbf{1045 \text{ mbar}}$$

$$1045 \text{ hPa} \times \frac{1 \text{ atm}}{1013,25 \text{ hPa}} = \mathbf{1,031 \text{ atm}}$$

$$1045 \text{ hPa} \times \frac{76 \text{ cm Hg}}{1013,25 \text{ hPa}} = \mathbf{78,38 \text{ cm Hg}}$$

**Ejercicio propuesto 9.3.** Completá la siguiente tabla con equivalencias.

mm Hg	cm Hg	Torr	kPa	atm	mbar
	75,85				
					990,3
		762,2			
			198,54		
859,0					
				1,500	

## Comportamiento de los gases

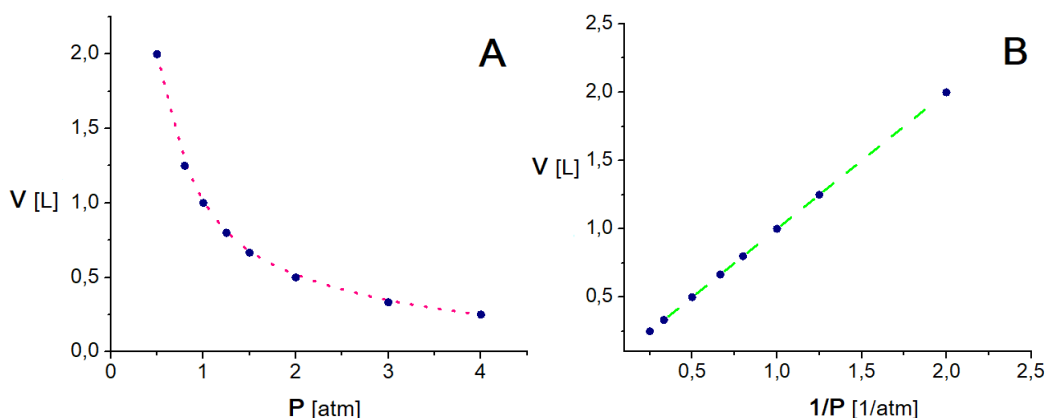
Tras largos años de experimentación, un grupo de científicos determinó que el comportamiento observable (macroscópico) o **estado** de un gas puede describirse a partir de cuatro variables fácilmente medibles en el laboratorio: su **presión**, su **temperatura**, el **volumen** que ocupa y la cantidad de gas, usualmente medida en **moles**. En este apartado estudiaremos las relaciones que se establecen entre estas **variables macroscópicas**.

Es interesante destacar que el modo en que los investigadores llevaron a cabo sus experimentos para dilucidar tales relaciones constituyen de los primeros registros históricos del **método científico**: cada **ley** surgió de un diseño experimental en el cual se **mantuvieron constantes**

dos variables macroscópicas, es decir, se fijaron como **parámetros** experimentales, para estudiar cómo se afectan mutuamente las otras dos variables. Luego, los datos experimentales se **generalizaron** en una “ley” **empírica**.

### Relación entre presión y volumen de un gas

El químico británico Robert Boyle (1627-1691) fue el primero en experimentar con gases y llegar a ciertas conclusiones respecto de la relación entre la presión (**P**) de una masa gaseosa y su volumen (**V**). Para ello, utilizó un tubo en forma de J, similar al tubo del manómetro de ramas abiertas (figura 9.2), que, en lugar de tener una rama con posibilidad de conectarse a un balón, tenía un extremo cerrado a la atmósfera en el cual se encontraba retenida una masa de gas, detrás de la columna de mercurio. Boyle aumentó la presión ejercida sobre el gas atrapado, agregando porciones de mercurio en la rama abierta a la atmósfera, y comprobó que el volumen del gas se reducía con cada agregado. Si aumentaba la presión al doble de la inicial, el volumen se reducía a la mitad. *Obsérvese que en este diseño experimental la temperatura y cantidad de gas se mantuvieron constantes.* Al graficar los resultados de sus experimentos se obtuvieron curvas similares a las de la figura 9.3:



**Figura 9.3.** Curvas basadas en los experimentos de Boyle, V en función de P (A) y V en función de 1/P (B).

Edme Mariotte (1620-1684), físico y botánico francés, llegó a las mismas conclusiones que Boyle realizando experimentos de forma independiente. La **Ley de Boyle-Mariotte** enuncia las observaciones de estos investigadores de la siguiente forma: *el volumen de una cantidad fija de gas mantenida a temperatura constante es inversamente proporcional a la presión.* Matemáticamente se expresa:

$$P = constante \times \frac{1}{V} \quad \text{o} \quad P \times V = constante \quad [9.2]$$

El valor de la *constante* depende de la cantidad de gas y de su temperatura. De este modo si tenemos una cantidad fija de gas, a temperatura constante, inicialmente ocupando un volumen  $V_1$  a una presión  $P_1$ , y luego su estado cambia a un volumen  $V_2$ , con una presión  $P_2$ :

$$P_1 \times V_1 = P_2 \times V_2$$

La ley de Boyle-Mariotte explica cómo respiramos. Nuestros pulmones se comportan como bolsas esponjosas y fácilmente expandibles. Cuando inhalamos, el músculo diafragma desciende y los músculos intercostales se contraen, ampliando el volumen de la caja torácica. El efecto inmediato es un descenso de la presión interna, que es, en ese instante, inferior a la presión atmosférica. Como consecuencia de la diferencia de presiones, el aire ingresa a nuestros pulmones, que se expanden, hasta que la presión interna iguala la presión atmosférica. En la exhalación, el diafragma asciende y los músculos intercostales se relajan, con la consecuente reducción del volumen del tórax. Esto aumenta la presión interna, momentáneamente, a valores superiores a la presión atmosférica, lo que provoca la liberación del aire contenido al exterior.

**Ejercicio propuesto 9.4.** Cuando se presiona el pistón de un inflador de bicicleta el volumen interior disminuye de 100 cm<sup>3</sup> a 20,0 cm<sup>3</sup> antes de que el aire fluya al neumático. Suponiendo que la compresión es isotérmica y que la presión inicial es 1,00 atm, calculá la presión final.

**Ejercicio propuesto 9.5.** Si la capacidad pulmonar promedio de una persona a 1,0 atm es de 6,0 L, calculá el volumen que ocupa el aire en sus pulmones cuando se sumerge 40 m bajo agua. Suponé que la temperatura permanece constante.

### Relación entre temperatura y volumen de un gas

En 1787, el científico francés Jacques Charles (1746-1823) determinó experimentalmente que *el volumen de una cantidad fija de gas a presión constante aumenta de forma lineal con la temperatura*. La figura 9.4 ilustra datos obtenidos a partir de un experimento similar al realizado por Charles.

En la figura se destaca una porción de curva extrapolada en color violeta (figura 9.4). Dicha recta interseca el eje de abscisas en los -273 °C, temperatura a la cual no se podría tener un gas, ya que todos los gases conocidos se licúan o solidifican a temperaturas superiores. Además, del gráfico puede inferirse que dicha temperatura se corresponde con un volumen cero de gas, algo que es físicamente imposible. Sin embargo, a partir de la extrapolación del comportamiento gaseoso observado a temperaturas mayores, se predice que un **gas hipotético** tendría un volumen nulo a -273,15 °C.

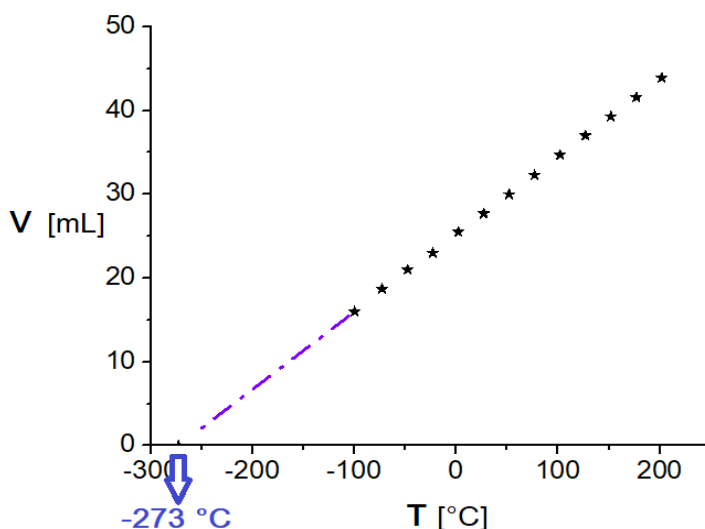


Figura 9.4. Volumen de un gas en función de la temperatura a presión constante.

Más de 60 años después, el físico británico William Thomson (1824-1907), que ostentaba el título de Lord Kelvin, propuso una nueva escala de temperatura, cuya unidad equivale al grado de la escala Celsius, pero está desplazada de forma que el 0 de la escala Kelvin, que se conoce como **cero absoluto**, se corresponde con los -273,15 grados de la escala Celsius (figura 9.5). La temperatura en esta escala se simboliza (K). Un gráfico de volumen de una determinada cantidad de gas, a presión constante, en función de temperatura absoluta se ajusta a una recta que extrapolada pasaría por el origen.

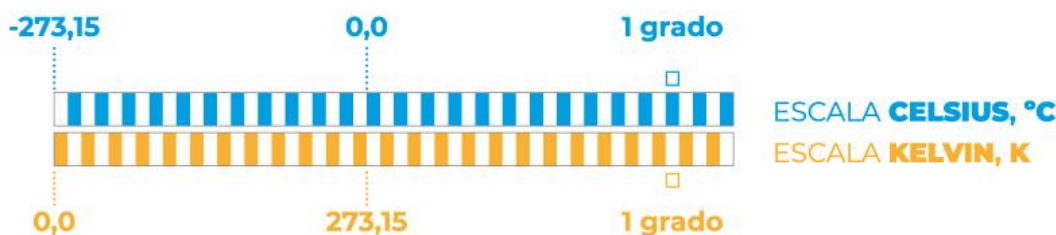


Figura 9.5. Comparación de escalas de temperatura Celsius y Kelvin (absoluta).

A partir de la definición de la escala Kelvin, la **ley de Charles** se puede expresar como: *el volumen de una cantidad fija de gas mantenida a presión constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta*. Matemáticamente:

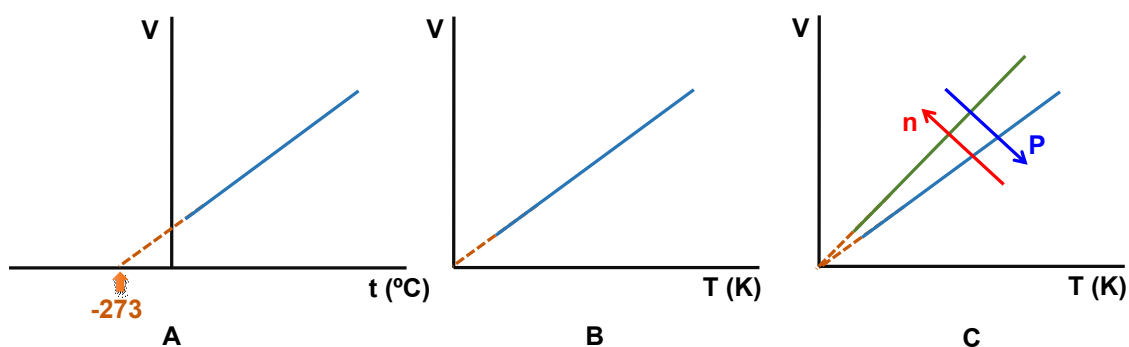
$$V = constante \times T \quad \text{o} \quad \frac{V}{T} = constante \quad [9.3]$$

El valor de la *constante* depende de los parámetros de presión y cantidad de gas en el recipiente. Así, si tenemos una cantidad fija de gas, a presión constante, inicialmente ocupando un

volumen  $V_1$  a una temperatura  $T_1$  (en K), y luego su estado cambia a un volumen  $V_2$ , con una temperatura  $T_2$  (en K):

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

Como se mencionó, si se grafica el volumen de una cantidad determinada de gas, a presión constante, en función de la temperatura en grados Celsius se obtendría un gráfico como el de la figura 9.6. (A). Los datos se ajustan a una recta que extrapolada interseca en  $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$  (0 K) sobre el eje x.



**Figura 9.6.** Volumen de un gas en función de la temperatura en  $^{\circ}\text{C}$  (A) y en K(B). Variación del volumen de un mismo gas cuando cambia la presión y el número de moles (C).

Un gráfico de volumen versus temperatura absoluta, a moles y presión constantes, se ajusta a una recta que extrapolada pasaría por el origen (figura 9.6. (B)). Si para un gas determinado, variásemos el número de moles (a volumen constante) o el volumen (para moles constantes), se obtendría el gráfico de la figura 9.6. (C). Se puede observar un aumento en la pendiente de la recta cuando se incrementa el número de moles y una disminución de la misma cuando aumenta el volumen. Es posible que necesites avanzar en la lectura de este capítulo para lograr comprender mejor la figura 9.6. (C).

La ley de Charles permite entender el riesgo de explosión si se calienta una lata de aerosol por encima de la temperatura segura indicada; al calentar el recipiente rígido, el freón, un gas inerte utilizado típicamente en aerosoles, tenderá a expandirse y escapar intempestivamente o explotar.

### Relación entre la presión y la temperatura

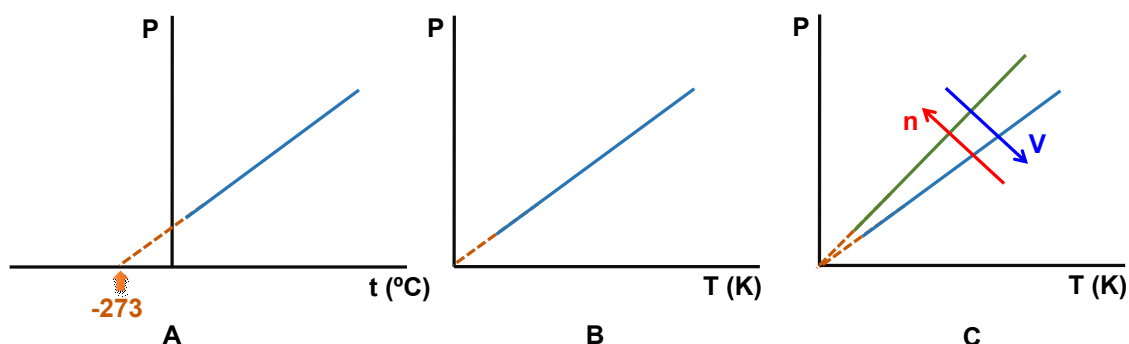
La variación de la presión con la temperatura, para una cantidad dada de gas a un volumen constante, fue estudiada por Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1823). La **ley de Gay-Lussac** puede expresarse: *a volumen constante la presión de una masa determinada de gas es proporcional a su temperatura absoluta*. Matemáticamente:

$$P = \text{constante} \times T \quad \text{o} \quad \frac{P}{T} = \text{constante} \quad [9.4]$$

El valor de la constante dependerá de la cantidad de gas y del volumen. De este modo, si tenemos una cantidad fija de gas, a volumen constante, inicialmente a una presión  $P_1$  y a una temperatura  $T_1$  (en K), y luego su estado cambia a una presión  $P_2$ , con una temperatura  $T_2$  (en K):

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

Si se grafica la presión de una cantidad determinada de gas, a volumen constante, en función de la temperatura en grados Celsius se obtendría un gráfico que ajusta a una recta cuya extrapolación interseca el eje x en  $-273,15 \text{ }^\circ\text{C}$  (0 K) (figura 9.7 (A)).



**Figura 9.7.** Presión de un gas en función de la temperatura en  $^\circ\text{C}$  (A) y en K (B). Variación de la presión de un mismo gas cuando cambia el volumen y el número de moles (C).

Un gráfico de presión versus temperatura absoluta se ajusta a una recta que extrapolada pasaría por el origen (figura 9.7 (B)). En la figura 9.7 (C) se muestra la variación de la presión de un gas en función de la temperatura cuando varía el número de moles, a volumen constante, (aumenta la pendiente) y cuando cambia el volumen sin variar el número de moles (disminuye la pendiente). Te invitamos a que analices este comportamiento en función de las leyes estudiadas en este apartado.

**Ejercicio propuesto 9.6.** En el envase de cualquier aerosol podrás observar la leyenda “No arrojar al fuego o al incinerador”. ¿Podés dar una explicación para esto? Si la presión de un gas dentro de una lata de aerosol es de 1,5 atm a  $25^\circ\text{C}$ , ¿cuál es la presión dentro de la lata si se calienta a  $450^\circ\text{C}$ ?

### Relación entre cantidad y volumen de un gas

La relación entre la cantidad de gas y el volumen, en condiciones de presión y temperatura constantes, fue estudiado por Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1823) y Amadeo Avogadro (1776-

1856), quienes arribaron a la siguiente conclusión: *volúmenes iguales de gases diferentes, a la misma temperatura y presión, contienen números iguales de moléculas*. La **ley de Avogadro** es consecuencia de la hipótesis de Avogadro: *el volumen de un gas mantenido a temperatura y presión constantes es directamente proporcional al número de moles del gas*. Matemáticamente, se expresa:

$$V = constante \times n \quad \text{o} \quad \frac{V}{n} = constante \quad [9.5]$$

Con un valor de *constante* definido a una presión y temperatura determinadas. La enunciación de esta ley permitió definir ciertas **Condiciones Normales de Presión y Temperatura (CNPT)**, para las cuales se conoce que un mol ( $6,022 \times 10^{23}$  átomos o moléculas) de **cualquier gas** ocupa aproximadamente 22,4 L (1 mol de un *gas hipotético* en CNPT ocupa exactamente 22,4 L). Estas condiciones son **1 atm y 273,15 K (0°C)**.

**Problema propuesto 9.7.** Las plantas producen el gas etileno, que actúa como una hormona volátil que favorece la maduración de sus frutos. Las grandes cámaras frigoríficas donde se conserva y madura la fruta cosechada tienen una atmósfera enriquecida en etileno, que produce la propia fruta. Una cámara rectangular de 65 m<sup>2</sup> de superficie y 3,0 m de altura, a 0,0 °C y presión atmosférica, ¿cuántos moles y moléculas de gas contiene? Si el 1,5% de esos moles gaseosos corresponden a etileno, ¿cuántas moléculas de etileno contiene?

Un aspecto para controlar durante la conservación es que la cámara posea una adecuada ventilación para prevenir que la propia respiración de los frutos genere una atmósfera con un nivel de oxígeno inferior al 2,0% en volumen, puesto que ciertas frutas dependen de la presencia de este gas para finalizar su maduración. ¿Cuántas moléculas de oxígeno representa este porcentaje en la cámara? Si se inyecta O<sub>2</sub>, manteniendo las mismas P y T de la cámara, hasta alcanzar una concentración final del 12%, ¿cuántos litros de gas se inyectaron? Considera que inicialmente se contaba con una atmósfera del 2,0% en oxígeno.

## Modelo del gas ideal

Un gas ideal es un *gas hipotético*, que no existe, pero que permite modelizar de forma adecuada el comportamiento de los gases reales en determinadas condiciones. Por ejemplo, para trabajos de rutina en el laboratorio, en condiciones de presión y temperatura ordinarias, este modelo se ajusta adecuadamente al comportamiento observado. Al alejarse de estas condiciones, las masas gaseosas pueden tener comportamientos que el **modelo del gas ideal** no logre predecir correctamente. Como estudiaremos más adelante, el comportamiento de los gases reales se acerca al predicho por el modelo del gas ideal a bajas presiones y altas temperaturas. Se debe tener en cuenta que el concepto de altas presiones y bajas temperaturas dependerá estrictamente de la naturaleza del gas real.

El comportamiento gaseoso se describe a través de la **ley de los gases ideales**, que surge como generalización de las observaciones de Boyle, Mariotte, Charles, Gay-Lussac y Avogadro, presentadas sintéticamente en el siguiente cuadro:

Ley de Boyle-Mariotte	Ley de Charles	Ley de Avogadro
$V \propto \frac{1}{P}$	$V \propto T$	$V \propto n$
T y n constantes	P y n constantes	P y T constantes

Es posible combinar las tres leyes en una ley general, que contemple todas las variables que describen el comportamiento de un gas:

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

Para obtener una ecuación matemática, se propuso una constante de proporcionalidad, conocida como **constante de los gases, R**, denominada *constante universal* ya que adopta un mismo valor para todos los gases. Reordenando se obtiene:

$$P V = n R T \quad [9.6]$$

La ecuación [9.6] se conoce como **ley de los gases ideales**, y es un ejemplo de **ecuación de estado**, esto es, una expresión que relaciona la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad de sustancia, en este caso de un gas. *La temperatura debe expresarse siempre en la escala absoluta (K) y la cantidad de gas en moles*. El valor de **R** dependerá de las unidades que se utilicen para las variables de gas. Típicamente, adopta el valor de:

$$R = 0,0821 \frac{L \text{ atm}}{K \text{ mol}}$$

En este caso, el *volumen del gas debe expresarse en L y la presión en atm*. Alternativamente, ciertos cálculos requieren utilizar el valor de  $R = 8,314 \text{ J/K mol}$ , coherente con valores de *presión expresados en Pa*, y también puede utilizarse  $R = 1,987 \text{ cal/K mol}$ .

Así, un *gas ideal es un gas hipotético que cumple con la ley de los gases ideales bajo todas las condiciones*. Es importante mencionar que, hasta el momento hemos hecho un análisis macroscópico del comportamiento de los gases, por tanto, desde este punto de vista es que se ha definido un gas ideal. Abordaremos más adelante una perspectiva microscópica de estudio de los gases ideales.

A partir de la ecuación de estado puede comprobarse la afirmación realizada previamente respecto del volumen ocupado por un gas en CNPT:



$$V = \frac{1 \text{ mol} \times 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \times 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}}$$

$$V = 22,4 \text{ L}$$

Al efectuar cálculos con esta ecuación, resulta muy útil aplicar el **análisis dimensional** y comprobar que se utilizaron unidades coherentes entre sí para las variables del gas.

**Ejercicio propuesto 9.8.** Hasta hace algún tiempo los televisores contenían un tubo, denominado tubo de rayos. Estima la presión dentro de un tubo de un televisor sabiendo que el volumen del tubo es 5,0 L, la temperatura 23 °C y que contiene 0,010 mg de N<sub>2</sub>.

La ecuación de estado puede expresarse de otras formas, muy útiles para determinar ciertas propiedades de gases en el laboratorio. Por ejemplo, si se considera un **gas puro**, se puede determinar su masa molar del siguiente modo:

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

$$M = \frac{m R T}{P V} \quad [9.7]$$

Donde M es la masa molar en (g/mol). Se ha reemplazado en la ecuación los moles por el cociente entre la masa de gas (m), expresada en (g), y su masa molar. De este modo, si se tiene una masa de gas puro encerrado en un recipiente de volumen conocido, determinando su temperatura y presión, es posible conocer su masa molar con un grado de error aceptable.

La ecuación de estado del gas ideal también puede expresarse en términos de la densidad del gas,  $\rho$ :

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

Reordenado:

$$P M = \frac{m}{V} R T = \rho R T$$

$$\rho = \frac{P M}{R T} \quad [9.8]$$

A partir de esta expresión, se deduce que la **densidad de un gas** depende no sólo de la temperatura y de su masa molar, como la densidad de líquidos y sólidos; sino que también **depende fuertemente de la presión** a la que está sometido. Esto es consecuencia de la naturaleza compresible de los gases.

El químico alemán Viktor Mayer (1848-1897) desarrolló un método que hace uso de esta expresión de la ecuación de estado para determinar la densidad de sustancias puras gaseosas y su masa molar. Gracias a su método, también es posible determinar la **fórmula molecular** de un gas puro si se conoce su **fórmula mínima** o **composición centesimal**<sup>5</sup>.

**Ejercicio tipo 9.3.** Se ponen en contacto 124 g de  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  y  $\text{HCl}(\text{ac})$  en exceso para producir  $\text{CO}_2(\text{g})$  con un rendimiento del 85,0%. El gas obtenido se recoge en un recipiente con pistón móvil a una temperatura de  $23,0\text{ }^\circ\text{C}$  y presión atmosférica de 758 Torr. Calculá qué volumen de gas se recoge y qué densidad tendría en las condiciones del ejercicio y en CNPT.

### Resolución

Para responder a estas incógnitas, debemos comenzar por plantear la ecuación química balanceada:



Por cada mol reaccionante de carbonato de calcio se produce un mol de  $\text{CO}_2(\text{g})$ , único producto gaseoso de la reacción. De acuerdo con el enunciado, el  $\text{CaCO}_3(\text{s})$  limita la reacción, por lo tanto, podemos calcular los moles esperados de  $\text{CO}_2$  a partir de la estequiometría de la reacción y la masa del reactivo:

$$100\text{ g de CaCO}_3 \rightarrow 1\text{ mol de CO}_2$$

$$124\text{ g CaCO}_3 \rightarrow x = 1,24\text{ moles de CO}_2\text{ (moles obtenidos si el rendimiento fuese de 100\%)}$$

$$100\text{ moles de CO}_2\text{ esperados} \rightarrow 85,0\text{ moles de CO}_2\text{ obtenidos}$$

$$1,24\text{ moles esperados} \rightarrow x = 1,05\text{ moles de CO}_2\text{ obtenidos}$$

Para conocer el volumen que ocupan estos moles se debe aplicar la ecuación de estado del gas ideal, considerando la presión y la temperatura a la que se encuentra el  $\text{CO}_2$ , pero antes debemos transformar las unidades en las adecuadas para aplicarlas a la ecuación:

$$P = 758\text{ torr} \times \frac{1\text{ atm}}{760\text{ torr}} = 0,997\text{ atm}$$

$$T = 23,0^\circ\text{C} + 273 = 296\text{ K}$$

<sup>5</sup> El método de Viktor Mayer puede consultarse en los siguientes enlaces: <https://www.youtube.com/watch?v=rJlsnnp2PCg>, <https://www.youtube.com/watch?v=XWvZXdVEm2s> y <https://www.youtube.com/watch?v=qX51zaEc9WU> (Mercader, 2015).

$$V = \frac{n R T}{P} = \frac{1,05 \text{ moles} \cdot 0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 296 \text{ K}}{0,997 \text{ atm}} = 25,7 \text{ L de CO}_2$$

Como se mencionó, la densidad de un gas puede calcularse a partir de la ecuación [9,8], teniendo en cuenta que la masa molar del CO<sub>2</sub> es 44,0 g/mol. Denominaremos  $\rho_1$  a la densidad del CO<sub>2</sub> en las condiciones de temperatura y presión planteadas en el ejercicio (296 K y 0,997 atm) y  $\rho_2$  a la densidad en CNPT (273,15 K y 1 atm).

$$\rho_1 = \frac{0,997 \text{ atm} \cdot 44,0 \text{ g/mol}}{0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 296 \text{ K}} = 1,81 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

$$\rho_2 = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 44,0 \text{ g/mol}}{0,0821 \frac{\text{L atm}}{\text{K mol}} \cdot 273,15 \text{ K}} = 1,96 \frac{\text{g}}{\text{L}}$$

El resultado de la densidad obtenida puede verificarse accediendo a valores de densidades de gases tabulados<sup>6</sup>.

Es posible vincular las densidades un gas determinado en distintas condiciones, haciendo el cociente de sus expresiones (R es una constante y M no cambia por tratarse del mismo gas):

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1 M R T_2}{R T_1 P_2 M}$$

$$\frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{P_1 T_2}{T_1 P_2}$$

Así, si se conoce la densidad de un gas en determinadas condiciones ( $\rho_1$ ) puede calcularse su densidad en otras ( $\rho_2$ ) haciendo uso de la siguiente ecuación:

$$\frac{\rho_1 T_1}{P_1} = \frac{\rho_2 T_2}{P_2} \quad [9.9]$$

Es importante mencionar que, las unidades para la densidad de los gases se expresan habitualmente en **g/L** (ejercicio tipo 9.3), dando cuenta de su menor densidad respecto a

<sup>6</sup> Tabla B-7, "Propiedades de gases a 1 atm de presión". Accesible en [http://www.dicis.ugto.mx/profesores/jriesco/documentos/III06083%20MF\\_11%20Ap%C3%83%C2%A9ndices%20B%20y%20C\\_Tablas.pdf](http://www.dicis.ugto.mx/profesores/jriesco/documentos/III06083%20MF_11%20Ap%C3%83%C2%A9ndices%20B%20y%20C_Tablas.pdf).

líquidos y sólidos (recordemos que en el capítulo 7 utilizamos las unidades g/mL para las soluciones líquidas).

**Ejercicio propuesto 9.9.** El aceite producido por las hojas de eucalipto contiene un compuesto volátil denominado eucaliptol. Este compuesto se usa en enjuagues bucales, en inhaladores para aliviar la congestión nasal, en cremas para tratar dermatitis, y en otras aplicaciones medicinales. A 190 °C y 60,0 torr una muestra de vapor de eucaliptol tiene una densidad de 0,320 g/L. Calculá la masa molar del eucaliptol.

## Comportamiento de mezclas gaseosas

El comportamiento de mezclas de distintos gases puede describirse a partir de la ecuación de estado del gas ideal, al igual que se hace con sustancias gaseosas puras.

Al estudiar el comportamiento del aire, conociendo que se trataba de una **mezcla** de sustancias gaseosas, John Dalton (1766-1844) encontró que *la presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones que cada gas ejercería si estuviera presente solo*. Esta observación se conoce como **ley de Dalton de las presiones parciales**, y da cuenta de que cada gas que compone una mezcla se comporta de forma independiente de los otros gases presentes (esto es estrictamente válido para gases que se comportan idealmente). La presión ejercida por una especie gaseosa Q en una mezcla se denomina **presión parcial** de Q,  $P_Q$ , y la **presión total**  $P_T$  del sistema es la suma de las presiones parciales de sus gases componentes (Q, Z, Y, etc.):

$$P_T = P_Q + P_Y + P_Z + \dots \quad [9.10]$$

Al aplicar la ecuación de estado a cada componente de una mezcla de dos gases, Q e Y, se obtiene:

$$P_Q = \frac{n_Q R T}{V}$$

$$P_Y = \frac{n_Y R T}{V}$$

Notar que, como el recipiente que contiene a ambos gases es el mismo, su volumen y temperatura son idénticos. Al relacionar las expresiones de la presión parcial de cada componente y la presión de la mezcla completa:

$$\frac{P_Q}{P_T} = \frac{\frac{n_Q R T}{V}}{\frac{n_T R T}{V}}$$

$$\frac{P_Q}{P_T} = \frac{n_Q}{n_T} = x_Q \quad [9.11]$$

El cociente  $n_Q/n_T$  es la fracción molar de Q en la muestra,  $x_Q$ , unidad de concentración que se estudió en el capítulo 7. Reordenando, se puede expresar la ley de Dalton de la siguiente forma:

$$P_Q = X_Q P_T \quad \text{y} \quad P_Y = X_Y P_T \quad [9.12]$$

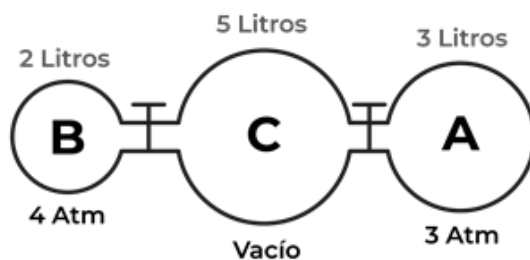
Recordando que el aire se compone en un 78,0% de nitrógeno y en un 20,9% de oxígeno y trazas de dióxido de carbono (0,4 %) es posible calcular que, en el aire atmosférico a nivel del mar, la presión ejercida por cada uno de estos gases es:

$$P_{N_2} = 0,780 \times 760 \text{ mm Hg} = 593 \text{ mm Hg}$$

$$P_{O_2} = 0,209 \times 760 \text{ mm Hg} = 159 \text{ mm Hg}$$

$$P_{CO_2} = 0,0004 \times 760 \text{ mm Hg} = 0,3 \text{ mm Hg}$$

**Ejercicio tipo 9.4.** Se tiene un sistema como el ilustrado en la figura. En el balón B hay gas nitrógeno a 4 atm de presión y el balón A contiene gas metano a 3 atm. El balón central C conecta a ambos recipientes y se encuentra originalmente vacío. Al abrir las llaves de paso, se produce la mezcla sin reacción de los gases, ¿cuál es la presión total de la mezcla?



### Resolución

En este caso es posible utilizar la ley de Dalton y las leyes de los gases combinadas para conocer la presión de la mezcla final. La mezcla se produce sin reacción y a temperatura constante, por lo que  $n$  y  $T$  son constantes durante el proceso; las variables serán  $P$  y  $V$ , ya que al mezclarse ambos gases pasan a ocupar todo el volumen disponible en este sistema. A continuación, se resumen las condiciones iniciales y finales:

	Nitrógeno (balón B)	Metano (balón A)
Inicial	$P_{N_2,i} = 4 \text{ atm}$ $V_{N_2,i} = 2 \text{ L}$	$P_{CH_4,i} = 3 \text{ atm}$ $V_{CH_4,i} = 3 \text{ L}$
Final	$P_{N_2,f} = ?$ $V_{N_2,f} = 2 + 5 + 3 = 10 \text{ L}$	$P_{N_2,f} = ?$ $V_{CH_4,f} = 2 + 5 + 3 = 10 \text{ L}$

Notar que el volumen final que ocupa cada gas incluye al balón central C que antes estaba vacío, y ambos gases ocupan todo el volumen disponible, 10 L, dada su propiedad de expandirse.

Es posible aplicar la ley de Boyle-Mariotte (T y n constantes) para averiguar la presión parcial final de cada gas:

$$P_{N_2,i} \times V_{N_2,i} = P_{N_2,f} \times V_{N_2,f} \qquad P_{CH_4,i} \times V_{CH_4,i} = P_{CH_4,f} \times V_{CH_4,f}$$

$$P_{N_2,f} = \frac{4 \text{ atm} \times 2 \text{ L}}{10 \text{ L}} = 0,8 \text{ atm}$$

$$P_{CH_4,f} = \frac{3 \text{ atm} \times 3 \text{ L}}{10 \text{ L}} = 0,9 \text{ atm}$$

Como la ley de Dalton indica que la presión de la mezcla es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes:

$$P_T = P_{N_2,f} + P_{CH_4,f} = 0,8 \text{ atm} + 0,9 \text{ atm} = \mathbf{1,7 \text{ atm}}$$

**La presión final de la mezcla gaseosa es 1,7 atm.** Este resultado es coherente, ya que los gases pasan a ocupar un volumen mayor que el ocupado inicialmente; por lo tanto, la presión que ejercen esos moles gaseosos será menor a su presión inicial.

**Ejercicio propuesto 9.10.** Lxs buceadorxs que exploran un naufragio utilizan una nueva mezcla de gases Ne y O<sub>2</sub> que contiene 141,2 g de O<sub>2</sub> y 335,0 g de Ne. La presión de los tanques es 50,0 atm. Calculá la presión parcial de O<sub>2</sub>.

## Teoría cinética-molecular: una mirada microscópica sobre los gases

La ecuación de estado describe macroscópicamente (a través de variables fácilmente medibles) cómo se comportan los gases ideales, pero no brinda una mirada molecular que explique por qué lo hacen de modo tan distinto a los otros estados de la materia. Durante muchos años, científicos de diferentes partes del mundo intentaron explicar su comportamiento observado a través de un **modelo** que pensara estos sistemas a nivel atómico y molecular (microscópico).

Fue así como, tras aproximadamente 100 años de trabajo mancomunado, en 1857 se publicó la **teoría cinética-molecular** de los gases (teoría C-M). Este modelo describe cómo se mueven las partículas gaseosas (átomos, moléculas) a través de una serie de postulados:

- 1) *Los gases consisten en grandes cantidades de moléculas que están en **continuo movimiento aleatorio**. En el caso de los gases nobles y otros gases monoatómicos, se habla de átomos en movimiento.*
- 2) *El **volumen de todas las moléculas (átomos) del gas es insignificante** o despreciable en comparación con el volumen total en el que está contenido el gas. Podemos imaginar que las partículas gaseosas están separadas entre sí por distancias importantes, y que el espacio entre ellas está vacío.*
- 3) *Las **fuerzas de atracción y repulsión** entre las partículas **son despreciables**.*
- 4) *Los **choques** entre las partículas de gas y entre éstas con las paredes del recipiente son **perfectamente elásticos**. Esto quiere decir que, si bien puede ocurrir transferencia de energía entre las moléculas durante los choques, la **energía cinética promedio** del sistema se conserva.*
- 5) *La **energía cinética promedio** de las moléculas (átomos) es proporcional a la temperatura absoluta. A cualquier **temperatura dada**, las **moléculas de todos los gases tienen la misma energía cinética promedio**.*

Al imaginar un gas a partir de las premisas de este modelo, es posible explicar algunas de las observaciones experimentales que derivaron en las leyes de los gases y la ecuación de estado del gas ideal. Es decir, el **modelo macroscópico** y el **modelo microscópico** son miradas diferentes de los sistemas gaseosos que guardan coherencia entre sí y llevan a **predicciones similares**.

La teoría C-M interpreta a la presión ejercida por un gas como consecuencia de los múltiples **choques de las partículas gaseosas contra las paredes** del recipiente que las contiene. La magnitud de la presión dependerá tanto de la frecuencia como de la fuerza de esos choques.

La temperatura absoluta en términos microscópicos se interpreta como la **energía cinética promedio** de las partículas gaseosas. Si dos masas de diferentes gases se encuentran a la misma temperatura, sin importar la identidad de los gases, sus moléculas o átomos tendrán la misma energía cinética promedio.

A partir de la teoría C-M podemos interpretar por qué la ley de los gases ideales se ajusta al comportamiento de los gases reales a bajas presiones y altas temperaturas. Si la presión a la que se encuentra un gas real es baja, podemos suponer que sus partículas están lo suficientemente separadas para no atraerse ni repelerse entre sí (postulado 3); además es razonable asumir que el volumen que ocupan es despreciable frente al del recipiente que las contiene (postulado 2). Si la temperatura a la que se encuentra un gas real es lo suficientemente alta, se podría pensar que la energía cinética de las partículas lograría vencer las interacciones entre ellas, tal como supone el postulado (3) de esta teoría.

Si imaginamos la misma cantidad de moles gaseosas distribuidos en dos recipientes a idéntica temperatura, uno de ellos de 2 L y el otro de 10 L, de acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte el gas contenido en 2 L tendrá una presión superior al contenido en 10 L. Esto puede interpretarse desde una mirada microscópica. Si bien, la fuerza de los choques de las partículas contra las paredes del recipiente será la misma en ambos gases (a igual temperatura, igual energía cinética promedio de las partículas), un gas contenido en un volumen menor chocará con las paredes del recipiente muchas más veces por unidad de tiempo, ya que las distancias que debe recorrer una partícula gaseosa antes de encontrar la pared son relativamente más cortas. Así, la frecuencia de los choques será superior para el gas contenido en un volumen menor, resultando una presión mayor.

Consideremos una masa de gas contenida en un recipiente rígido, su volumen y su número de partículas permanecerán constantes. Supongamos que dicho gas se calienta, aumentando la temperatura; la ley de Gay-Lussac predice que su presión también aumentará. Si se analiza desde la teoría C-M, al entregar calor a las partículas gaseosas, éste se traduce en un aumento de la energía cinética promedio, es decir, un aumento de su velocidad. Al aumentar la velocidad sin modificación de las distancias que deben recorrer las partículas (volumen constante), se elevará la frecuencia con que chocan con las paredes del recipiente. Por otro lado, una mayor energía cinética promedio también se traduce en una fuerza de choque mayor. Por estos motivos, la presión de la masa gaseosa es mayor al aumentar la temperatura. Nuevamente, los modelos macroscópico y microscópico para gases permiten arribar a idénticas predicciones.

**Ejercicio propuesto 9.11.** Explica la ley de Charles en base a los postulados de la teoría C-M (mirada microscópica).

Como se mencionó, la temperatura de un gas se relaciona con la energía cinética promedio de sus partículas, pero ¿qué significa promedio? La energía cinética de una partícula ( $\langle e_c \rangle$ ) se refleja en la velocidad a la que se mueve. No todas las partículas que componen un gas tienen la misma velocidad, y es imposible conocer esta magnitud para cada una. Durante un choque entre partículas, puede ocurrir que una de ellas sea expulsada a gran velocidad mientras que la otra queda casi detenida luego del impacto; la energía cinética no se ha perdido sino que ha sido transferida de la segunda a la primera partícula. Como resultado, si bien es posible definir una velocidad promedio de las partículas de una masa gaseosa, cada partícula individual se mueve con una velocidad propia, existiendo una amplia diversidad de velocidades en el conjunto.

A partir del estudio de la distribución de velocidades de un gas a distintas temperaturas, se ha definido la **velocidad cuadrática media** ( $v_{cm}$ ) como la velocidad que tiene una partícula que posee la energía cinética promedio,  $\langle e_c \rangle$ . Esta velocidad no es exactamente igual a la velocidad promedio, pero la diferencia entre ambas es pequeña ( $v_{cm} \simeq \langle v \rangle$ ).

La energía cinética promedio está relacionada con la velocidad cuadrática media del siguiente modo:



$$\langle e_c \rangle = \frac{1}{2} m v_{cm}^2 \quad [9.13]$$

Donde  $m$  es la masa de la partícula (molécula o átomo). Como la masa es invariable frente a los cambios de temperatura, el aumento de la energía cinética cuando se aumenta  $T$  necesariamente es reflejo de un incremento de la velocidad,  $v_{cm}$ .

## Difusión de gases

A partir de los postulados de la teoría C-M, se afirma que dos masas de gas que se encuentran a la misma temperatura poseen la misma energía cinética promedio,  $\langle e_c \rangle$ , independientemente de que la identidad de los gases sea o no la misma. Entonces, un gas liviano como el  $H_2$  a 298 K tiene la misma  $\langle e_c \rangle$  que un gas pesado como el xenón, Xe, a 298 K:

$$\langle e_c \rangle_{H_2, 298 K} = \langle e_c \rangle_{Xe, 298 K}$$

$$\frac{1}{2} m_{H_2} v_{cm, H_2}^2 = \frac{1}{2} m_{Xe} v_{cm, Xe}^2$$

$$\frac{v_{cm, H_2}}{v_{cm, Xe}} = \sqrt{\frac{m_{Xe}}{m_{H_2}}} = \sqrt{\frac{M_{Xe}}{M_{H_2}}} \quad [9.14]$$

Al observar la expresión desarrollada de la  $\langle e_c \rangle$  de cada gas, como  $m_{H_2} < m_{Xe}$ , para cumplir con la igualdad matemática debe ocurrir que  $v_{cm, H_2} > v_{cm, Xe}$ . Es decir, un gas más liviano que se encuentra a idéntica temperatura que un gas más pesado se moverá con mayor velocidad. En la ecuación [9.14], se ha transformado el cociente de las masas de Xe e  $H_2$ , en el cociente de sus masas molares,  $M_{Xe}$  y  $M_{H_2}$ , multiplicando y dividiendo cada masa por el número de Avogadro, lo que no altera la ecuación.

Esta relación de dependencia tiene efectos sobre los fenómenos de difusión y efusión de los gases. La **efusión** es el escape de las partículas de un gas a través de un agujero diminuto hacia un espacio vacío o de menor presión. Un ejemplo podría ser el de un globo, cuya presión interior es mayor que la presión atmosférica externa, y que se desinfla lentamente a través de los poros del material que lo compone. La **difusión** es la dispersión de una sustancia dentro de un espacio o dentro de una segunda sustancia; como la esencia para ambientes, que difunde dentro de una habitación y dentro del aire de la habitación.

En 1846, Thomas Graham (1805-1869) descubrió empíricamente que, *a una temperatura constante, la velocidad de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar*. La **ley de Graham** puede expresarse como:

$$v_{ef} \propto \sqrt{\frac{1}{M}}$$

Así, para dos gases 1 y 2, con masa molares  $M_1$  y  $M_2$ , esta ley se expresa:

$$\frac{v_{ef,1}}{v_{ef,2}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} \quad [9.15]$$

La ecuación [9.15] coincide con la deducida a partir de la teoría C-M, ecuación [9.14].

**Ejercicio propuesto 9.12.** Se desea obtener un producto para perfumar ambientes. Para ello se dispone de dos sustancias volátiles aromáticas. Una de ellas posee un aroma cítrico, asociado al limoneno ( $C_{10}H_{16}$ ), y la otra tiene un perfume floral, debido al linalool ( $C_{10}H_{18}O$ ). ¿Cuál de las sustancias elegirías para obtener la fórmula más eficaz para aromatizar grandes espacios?

## Respuestas de los ejercicios propuestos

### Ejercicio propuesto 9.1.

La presión que soporta una persona sumergida en el mar a 40,00 m es 377,3 cm Hg.

### Ejercicio propuesto 9.2.

La rama abierta a la atmósfera tendrá un nivel de mercurio por debajo del nivel de la rama del manómetro conectada al balón que contiene un gas de presión inferior a la presión atmosférica.

**Ejercicio propuesto 9.3.**

mm Hg	cm Hg	Torr	kPa	atm	mbar
758,5	75,85	758,5	101,1	0,9980	1011
742,8	74,28	742,8	99,03	0,9774	990,3
762,2	76,22	762,2	101,7	1,003	1016
1489	148,8	1489	198,54	1,959	1985
859,0	85,90	859,0	114,5	1,130	1145
1140	114,0	1140	152,0	1,500	1520

**Ejercicio propuesto 9.4.**

La presión final es de 5,00 atm.

**Ejercicio propuesto 9.5.**

El volumen pulmonar será de 1,2 L.

**Ejercicio propuesto 9.6.**

Si la lata se calienta a 450 °C, la presión en su interior será de 3,6 atm.

**Ejercicio propuesto 9.7.**

La cámara contiene  $8,7 \times 10^3$  moles de gas;  $5,2 \times 10^{27}$  moléculas de gas;  $7,9 \times 10^{25}$  moléculas de etileno. El 2,0% de  $O_2$  en la cámara representa  $1,0 \times 10^{26}$  moléculas de oxígeno. Para alcanzar una concentración final de 12% se inyectarán  $1,9 \times 10^4$  L de oxígeno.

**Ejercicio propuesto 9.8.**

La presión dentro del tubo es  $1,7 \times 10^{-6}$  atm.

**Ejercicio propuesto 9.9.**

La masa molar del eucaliptol es 154 g/mol.

**Ejercicio propuesto 9.10.**

La presión parcial del oxígeno en la mezcla es 10,5 atm.

**Ejercicio propuesto 9.11.**

Consideremos que se tiene una cantidad fija de gas, en un recipiente cerrado con una tapa móvil (pistón) sobre la que se ejerce una presión constante igual a la atmosférica. Se procede a aumentar la temperatura del gas, con lo cual sus moléculas chocan con las paredes del recipiente con mayor frecuencia y fuerza, empujando la tapa móvil del recipiente, lo que provoca finalmente el aumento del volumen ocupado por el gas. Esta expansión continuará hasta que la presión del gas se equilibre con la presión atmosférica ejercida sobre la tapa móvil del recipiente ( $P_{\text{final}} = P_{\text{inicial}} = \text{constante}$ ). En términos microscópicos, si bien la energía cinética

de las partículas es mayor luego de aumentar la temperatura, también lo es la distancia que deben recorrer hasta chocar con la pared del recipiente, manteniendo la frecuencia de choques (presión) constante.

### Ejercicio propuesto 9.12.

El limoneno, sustancia más liviana, difundirá con mayor velocidad y será más eficiente para perfumar ambientes.

## Referencias

- Área Físicoquímica. Udelar. (5 de agosto de 2019). Barómetro de Fortin - Descripción y uso. Recuperado de <https://www.youtube.com/watch?v=UHK5zeQepDs>
- FAO. (2021). Global Livestock Environmental Assessment Model (GLEAM). Recuperado de <http://www.fao.org/gleam/results/en/>
- Fundación Vida Sostenible. (4 de mayo de 2015). Metano, vacas y cambio climático. Recuperado de <https://www.vidasostenible.org/metano-vacas-y-cambio-climatico/>
- Gibbens, S. (5 de noviembre de 2020) ¿Pueden eliminarse los eructos de metano de las vacas mediante la cría selectiva? *National Geographic*. Recuperado de <https://www.nationalgeographic.es/medio-ambiente/2019/07/eliminar-eructos-metano-vacas-cria-selectiva>
- Ibáñez, I. (8 de septiembre de 2019). Fracasa el invento para aprovechar el metano de las vacas. *Sur*. Recuperado de <https://www.diariosur.es/sociedad/ciencia/fracasa-invento-aprovechar-20190903192237-nt.html>
- Mercader, A. (6 de julio de 2015). Método Víctor Meyer: descripción del equipo. Recuperado de <https://www.youtube.com/watch?v=rJlsnnp2PCg>
- Mercader, A. (6 de julio de 2015). Método Víctor Meyer para la determinación del Peso Molecular. Recuperado de <https://www.youtube.com/watch?v=XWvZXdVEm2s&t=105s>
- Mercader, A. (6 de julio de 2015). Método Víctor Meyer: cálculos. Recuperado de [https://www.youtube.com/watch?v=qX51zaEc9WU&list=PLS-nwZZz7xut0EYLQ27uSfFP2\\_3LoRzfv&index=2](https://www.youtube.com/watch?v=qX51zaEc9WU&list=PLS-nwZZz7xut0EYLQ27uSfFP2_3LoRzfv&index=2)
- Viñas, J. M. (13 de enero de 2019). Los codos de Torricelli. Recuperado de <https://www.tiempo.com/noticias/divulgacion/los-codos-de-torricelli.html>
- Watts, G. (29 de septiembre de 2019). Las sorprendentes maneras para reducir los gases contaminantes que producen las vacas. *BBC News Mundo*. Recuperado de <https://www.bbc.com/mundo/vert-fut-49557404#>