



UNIDAD N° 7: GASES Y TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

En ciertas condiciones de presión y temperatura es posible que la mayoría de las sustancias existan en alguno de los tres estados de la materia: sólido, líquido o gaseoso. Por ejemplo, el agua puede estar en estado sólido como hielo, en estado líquido como agua o en estado gaseoso como vapor. Las propiedades físicas de una sustancia dependen a menudo de su estado.

Los gases, tema de esta unidad, son en diversos aspectos mucho más sencillos que los líquidos y los sólidos. El movimiento molecular de los gases resulta totalmente aleatorio, y las fuerzas de atracción entre sus moléculas son tan pequeñas que cada una se mueve en forma libre y fundamentalmente independiente de las otras. Sujetos a cambios de temperatura y presión, los gases se comportan en forma más previsible que los sólidos y los líquidos. Las leyes que norman este comportamiento han desempeñado una importante función en el desarrollo de la teoría atómica de la materia y la teoría cinética molecular de los gases.

Esta unidad se desarrolla con base al capítulo N° 5 del libro: Química, R. Chang. 10° Edición.

SUSTANCIAS GASEOSAS

Todas las especies que se encuentran en la naturaleza, salvo las acuáticas, se encuentran rodeadas de aire cuya composición porcentual en volumen es aproximadamente de 78 % de N₂, 21 % de O₂ y 1 % de otros gases, entre los que se encuentra el CO₂. En la década de 1990, la química de esta mezcla de gases vitales se volvió un tema muy relevante debido a los efectos perjudiciales de la contaminación ambiental.

El punto central de esta unidad será el comportamiento de las sustancias que existen como gases en condiciones atmosféricas normales de presión y temperatura, es decir, a 25 °C y 1 atmósfera (atm) de presión.

1A																				8A
H																				He
Li	Be											B	C	N	O	F				Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl				Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br				Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I				Xe
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At				Rn
Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg										

Figura 7.1: Elementos que existen como gases a 25 °C y 1 atm.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

En la figura 7.1 se ilustran los elementos que son gases en condiciones atmosféricas normales. Pero, vale aclarar que, el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno, el flúor y el cloro existen



como moléculas diatómicas gaseosas: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 y Cl_2 . Un alótropo de oxígeno, ozono (O_3), también es un gas a temperatura ambiente. Todos los elementos del grupo 8A, gases nobles, son gases monoatómicos: He, Ne, Ar, Kr, Xe y Rn.

Los compuestos iónicos no existen como gases a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm, porque los cationes y aniones en un sólido iónico se hallan unidos por fuerzas electrostáticas muy fuertes. Para vencer esas atracciones se necesita aplicar una gran cantidad de energía, que en la práctica significa calentar demasiado al sólido. En condiciones normales, lo único factible es fundir el sólido, por ejemplo, el NaCl se funde a una temperatura alta: $801\text{ }^\circ\text{C}$.

En cambio, el comportamiento de los compuestos moleculares es más variado; algunos, por ejemplo, CO, CO_2 , HCl, NH_3 y CH_4 , son gases, pero la mayoría son líquidos o sólidos a la temperatura ambiente. Sin embargo, por calentamiento se convierten en gases con mayor facilidad que los compuestos iónicos. En otras palabras, los compuestos moleculares por lo regular hierven a temperaturas mucho más bajas que los compuestos iónicos. No hay una regla simple que ayude a determinar si cierto compuesto molecular es un gas en condiciones atmosféricas normales. Para hacer tal aseveración es necesario entender la naturaleza y magnitud de las fuerzas de atracción entre las moléculas, denominadas fuerzas intermoleculares. En general, cuanto más fuertes sean esas atracciones, menor la posibilidad de que un compuesto exista como gas a las temperaturas ordinarias.

En la tabla 7.1 se muestran algunos ejemplos de sustancias que se encuentran como gases a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm.

Tabla 7.1: Sustancias gaseosas a $25\text{ }^\circ\text{C}$ y 1 atm.	
Elementos	Compuestos
H_2 (hidrógeno molecular)	HF (fluoruro de hidrógeno)
N_2 (nitrógeno molecular)	HCl (cloruro de hidrógeno)
O_2 (oxígeno molecular)	HBr (bromuro de hidrógeno)
O_3 (ozono)	HI (yoduro de hidrógeno)
F_2 (flúor molecular)	CO (monóxido de carbono)
Cl_2 (cloro molecular)	CO_2 (dióxido de carbono)
He (helio)	NH_3 (amoníaco)
Ne (neón)	NO (óxido nítrico)
Ar (argón)	NO_2 (dióxido de nitrógeno)
Kr (kriptón)	N_2O (óxido nitroso)
Xe (xenón)	SO_2 (dióxido de azufre)
Ra (radón)	H_2S (sulfuro de hidrógeno)

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

De los gases que se indican en la tabla 7.1, sólo el O_2 es esencial para la vida. El sulfuro de hidrógeno (H_2S) y el cianuro de hidrógeno (HCN) son muy venenosos, en tanto que otros, como el CO, NO_2 , O_3 y SO_2 resultan un poco menos tóxicos. Los gases He, Ne y Ar son químicamente inertes, es decir, no reaccionan con ninguna otra sustancia. La mayor parte de los gases son incoloros, con excepción del F_2 , Cl_2 y NO_2 . Todos los gases poseen las siguientes características físicas:

- Adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene.
- Se consideran los más compresibles de los estados de la materia.
- Cuando se encuentran confinados en el mismo recipiente se mezclan en forma completa y uniforme.
- Tienen densidades mucho menores que los sólidos y líquidos.

PRESIÓN DE UN GAS

Los gases ejercen presión sobre cualquier superficie con la que entren en contacto, ya que las moléculas gaseosas se hallan en constante movimiento. Los humanos se han adaptado fisiológicamente tan bien a la presión del aire que los rodea, que por lo regular se desconoce su existencia, quizá como los peces son inconscientes de la presión del agua sobre ellos.

La presión atmosférica se demuestra fácilmente. Un ejemplo común es al beber un líquido con un sorbete. Al succionar el aire por medio del sorbete se reduce la presión en su interior, el vacío creado se llena con el líquido que es empujado hacia la parte superior del sorbete por la mayor presión atmosférica.

Unidades del SI para la presión

La presión es una de las propiedades de los gases que se mide con mayor facilidad. Se define como la fuerza aplicada por unidad de área:

$$\text{Presión} = \frac{\text{Fuerza}}{\text{Área}}$$

La unidad del SI de presión es el pascal (Pa), que se define como un newton por metro cuadrado:

$$1 \text{ Pa} = 1 \text{ N/m}^2$$

Instrumento de medición:

El manómetro es un dispositivo que se utiliza para medir la presión de los gases. Existen dos tipos de manómetros, que se observan en la figura 7.2. El manómetro de tubo cerrado se utiliza comúnmente para medir presiones menores a la presión atmosférica (A), en tanto que el manómetro de tubo abierto es más adecuado para medir presiones iguales o mayores que la presión atmosférica (B).

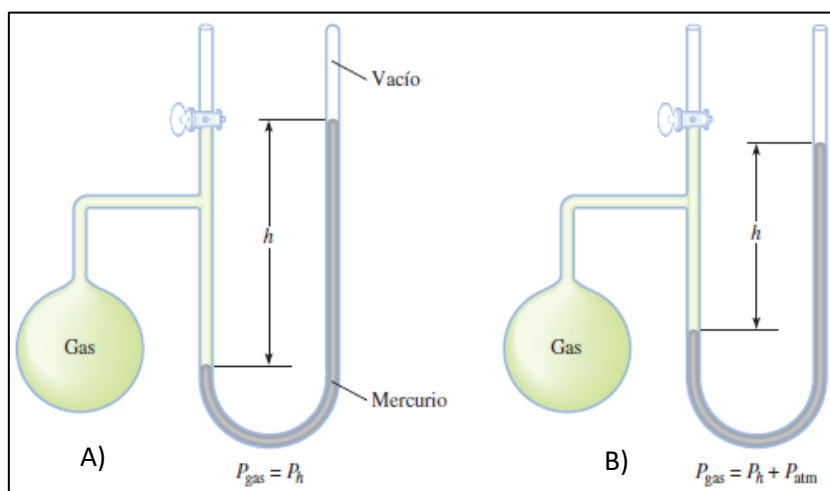


Figura 7.2: Manómetros. A) Tubo cerrado. B) Tubo abierto.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Casi todos los barómetros emplean mercurio como fluido de trabajo, a pesar de que es una sustancia tóxica, al igual que sus vapores. La razón es que el mercurio tiene una densidad muy alta (13,6 g/mL) en comparación con la mayoría de los líquidos. Como la altura de la columna de un líquido es inversamente proporcional a su densidad, esta propiedad permite construir barómetros pequeños que se manipulan con facilidad.

Presión atmosférica

Los átomos y las moléculas de los gases en la atmósfera, como el resto de la materia, están sujetos a la atracción gravitacional de la Tierra; por consiguiente, la atmósfera es mucho más densa cerca de la superficie de la Tierra que en altitudes elevadas. De hecho, la densidad del aire disminuye con rapidez al aumentar la longitud de la Tierra. La fuerza que experimenta cualquier superficie expuesta a la atmósfera de la Tierra es igual al peso de la columna de aire que está encima de ella. La presión atmosférica, como lo indica su nombre, es la presión que ejerce la atmósfera de la Tierra. El valor real de la presión atmosférica depende de la localización, la temperatura y las condiciones climáticas.

Instrumento de medición:

La presión atmosférica se mide utilizando un instrumento que se llama barómetro, cuyo principio de operación es parecido al de un manómetro. Un barómetro sencillo consta de un tubo largo de vidrio, cerrado en un extremo y lleno de mercurio. Si el tubo se invierte con cuidado sobre un recipiente con mercurio, de manera que no entre aire en el tubo, parte del mercurio saldrá del tubo hacia el recipiente, creando un vacío en el extremo superior, como se muestra en la figura 7.3. El peso del mercurio remanente en el tubo se conserva por la presión atmosférica que actúa sobre la superficie del mercurio en el recipiente. La presión atmosférica estándar (1 atm) es igual a la presión que soporta una columna de mercurio exactamente de 760 mm (o 76 cm) de altura a 0 °C al nivel del mar.

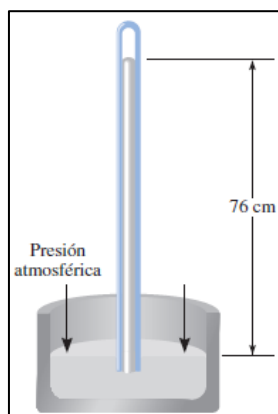


Figura 7.3: Barómetro.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

En otras palabras, la presión atmosférica estándar es igual a la presión de 760 mm Hg, donde mm Hg representa la presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura. La unidad de mm Hg también se llama torr, en honor del científico italiano Evangelista Torricelli, quien inventó el barómetro. Entonces:

$$1 \text{ torr} = 1 \text{ mm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

Si lo que se desea es expresar la presión atmosférica en pascales, la relación sería la siguiente:



$$1 \text{ atm} = 101.325 \text{ Pa} = 1,01 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Teniendo en cuenta, que 1.000 Pa es un kPa (kilopascal), la conversión quedaría así:

$$1 \text{ atm} = 1,01 \times 10^2 \text{ kPa}$$

Por ejemplo, la presión externa de un avión de propulsión que vuela a gran altitud es considerablemente menor que la presión atmosférica estándar. Por ello, el aire del interior de la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros, y también se debe medir la misma con un barómetro para ver si la presión interna es la correcta. Si el barómetro lee una presión de 688 mm Hg ¿Cuál es la presión (en atm) en la cabina?

$$P = 688 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}}$$

$$P = 0,905 \text{ atm}$$

LEY DE BOYLE: RELACIÓN PRESIÓN-VOLUMEN

Las leyes de los gases que se estudiarán en esta unidad son producto de incontables experimentos que se realizaron sobre las propiedades físicas de los gases durante varios siglos. Cada una de las generalizaciones en cuanto al comportamiento macroscópico de las sustancias gaseosas representa una etapa importante en la historia de la ciencia. En conjunto, tales generalizaciones han tenido un papel muy destacado en el desarrollo de muchas ideas de la química.

En el siglo XVII, Robert Boyle estudió en forma sistemática y cuantitativa el comportamiento de los gases. En una serie de experimentos, Boyle analizó la relación que existe entre la presión y el volumen de una muestra de un gas. Los datos típicos que Boyle recabó se muestran en la tabla 7.2. Donde para cada presión medida se indica el volumen ocupado por el gas, y el producto de la presión por el volumen correspondiente.

P (mm Hg)	V (unidades arbitrarias)	PV
724	1,50	1,09 x10 ³
869	1,33	1,16 x10 ³
951	1,22	1,16 x10 ³
998	1,18	1,18 x10 ³
1.230	0,94	1,20 x10 ³
1.893	0,61	1,20 x10 ³

En la misma se puede observar que a medida que la presión (P) aumenta a temperatura constante, el volumen (V) de una cantidad determinada de gas disminuye. Comparando el primer punto de datos con una presión de 724 mm Hg y un volumen de 1,50 (en unidades arbitrarias) con el último punto de datos con una presión de 1.893 mm Hg y un volumen de 0,61. Es evidente que existe una relación entre presión y volumen de un gas, a temperatura constante. A medida que la presión aumenta, el volumen ocupado por el gas disminuye. Por lo contrario, si la presión aplicada disminuye, el volumen ocupado por el gas aumenta. Esta relación se conoce como la ley de Boyle, según la cual la presión de una cantidad fija de un gas a temperatura

constante es inversamente proporcional al volumen del gas. Se puede escribir una expresión matemática que muestre la relación, inversamente proporcional, entre el volumen y la presión:

$$P = k_1 \times \frac{1}{V}$$

Donde, k_1 es una constante llamada constante de proporcionalidad. La ecuación presentada anteriormente, es una expresión matemática de la ley de Boyle. Si se reorganiza la misma, se obtiene:

$$P \times V = k_1$$

A partir de esto, se puede decir que la ley de Boyle establece que el producto de la presión y el volumen de un gas a temperatura y cantidad del gas invariable es una constante. Esto se muestra en el diagrama que se presenta en la figura 7.4.

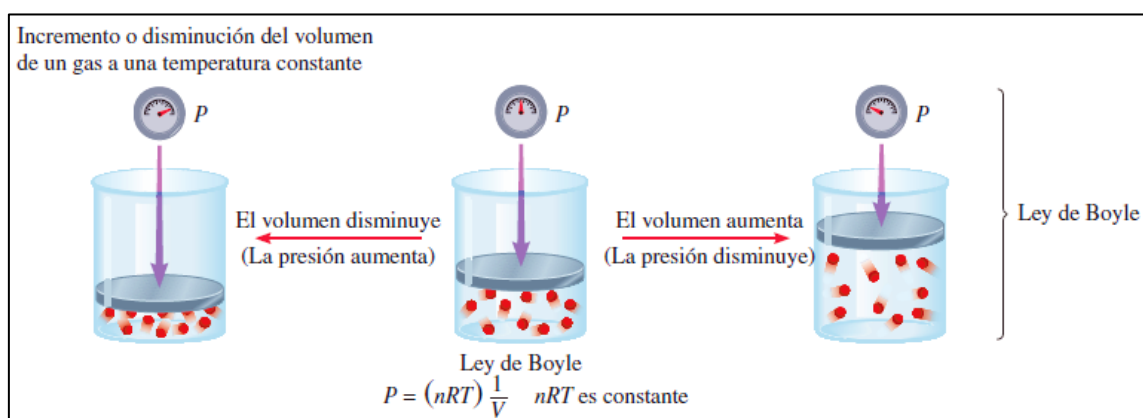


Figura 7.4: Experimento de Boyle.
 Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

En el mismo se observa una representación esquemática de la ley de Boyle, donde n es el número de moles del gas y R es una constante, que se definirá más adelante. Si n es constante, T es constante, y R es una constante, se puede decir, que en la ley de Boyle:

$$n \times R \times T = k_1$$

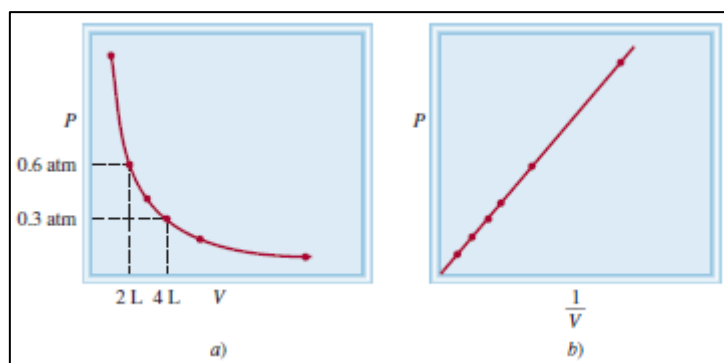


Figura 7.5: Gráficas del experimento de Boyle.
 Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

En la figura 7.5 se muestran dos gráficas que surgen del descubrimiento de Boyle. En la primera, se grafica P en función de V ; en la misma se puede ver que el volumen se duplica, cuando la presión se reduce a la mitad. Mientras que, en la segunda, se grafica P en función de

$1/V$, donde la pendiente de la recta es k_1 . Vale aclarar que, observando la gráfica b), la función de la gráfica es una típica función lineal: $y = ax + b$; donde, en este caso, $y = P$, $b = 0$, $a = k_1$ y $x = 1/V$.

Aunque los valores individuales de presión y volumen pueden variar mucho para una muestra dada de un gas, siempre que la temperatura permanezca constante y la cantidad de gas no cambie, P multiplicada por V siempre será igual a la misma constante. Por consiguiente, para una muestra de un gas bajo dos conjuntos de condiciones distintas a temperatura constante, se tiene:

$$P_1 \times V_1 = k_1 = P_2 \times V_2$$

Teniendo en cuenta que el primer miembro es igual a k_1 , y el segundo miembro, también; la ecuación anterior se puede escribir como sigue:

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

Donde V_1 y V_2 son los volúmenes sometidos a las presiones P_1 y P_2 , respectivamente.

LEY DE CHARLES Y GAY-LUSAC: RELACIÓN TEMPERATURA-VOLUMEN

Para que se cumpla la ley de Boyle es indispensable que la temperatura del sistema permanezca constante. Pero es importante analizar, también, que sucede cuando varía la temperatura. ¿Cómo afectará el cambio de la temperatura al volumen y la presión de un gas?

Volumen vs Temperatura

Se va a comenzar analizando el efecto de la temperatura sobre el volumen de un gas. Los primeros investigadores que estudiaron esta relación fueron los científicos franceses Jacques Charles y Joseph Gay-Lussac. Sus estudios demostraron que, a una presión constante, el volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta y se contrae al enfriarse, como se muestra en la figura 7.6. Las relaciones cuantitativas implicadas en estos cambios de temperatura y volumen del gas resultan ser notablemente congruentes.

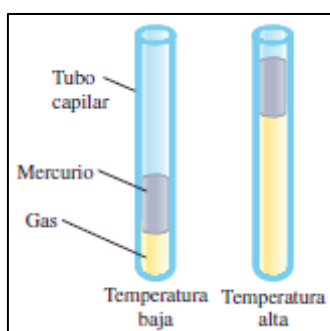


Figura 7.6: Variación de P en función de T .
Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

Por ejemplo, se observa un fenómeno interesante cuando se estudia la relación entre temperatura y volumen a varias presiones. A cualquier presión dada, la gráfica de volumen en relación con la temperatura es una línea recta. Al extender la recta al volumen cero, se encuentra que la intersección en el eje de temperatura tiene un valor de $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$. A cualquier otra presión se obtiene una recta diferente para la gráfica de volumen y temperatura, pero se alcanza la misma intersección de $-273,15\text{ }^\circ\text{C}$ para la temperatura correspondiente al volumen cero, como se puede ver en la figura 7.7.

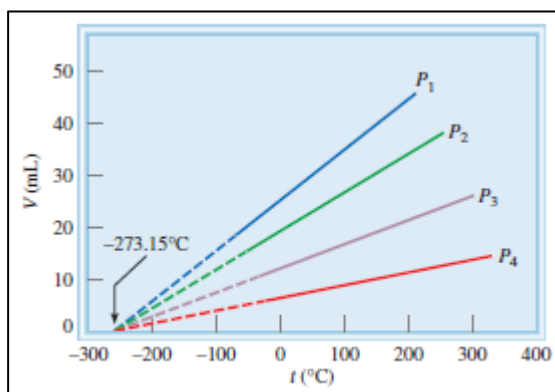


Figura 7.7: Gráfica de V en función de t.
 Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

La extensión de la recta en línea de puntos, indica que, en la práctica, se puede medir el volumen de un gas sólo en un intervalo limitado de temperatura, ya que todos los gases se condensan a bajas temperaturas (pero mayores a $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$) para transformarse en líquidos.

En 1848, Lord Kelvin comprendió el significado de dicho fenómeno. Identificó la temperatura de $-273,15\text{ }^{\circ}\text{C}$ como el cero absoluto, teóricamente la temperatura más baja posible. Tomando el cero absoluto como punto de partida estableció entonces una escala de temperatura absoluta, conocida ahora como escala de temperatura Kelvin. En todas las ecuaciones utilizadas en el estudio del funcionamiento de los gases, siempre se usa la temperatura en K (grados Kelvin).

En la búsqueda de una ecuación que relacione el volumen de un gas con la temperatura, se puede escribir lo siguiente:

$$V = k_2 \times T$$

$$\frac{V}{T} = k_2$$

Donde k_2 es la constante de proporcionalidad. Esta ecuación se conoce como ley de Charles y de Gay-Lussac, o simplemente ley de Charles, la cual establece que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

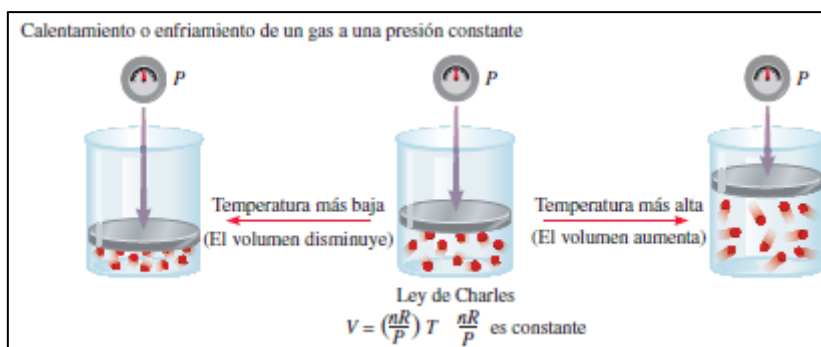


Figura 7.8: Experimento de Charles. V vs T.
 Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

De la misma forma que se representó la ley de Boyle, en la figura 7.8, se ilustra la ley de Charles. Es importante destacar que como n, R y P son constantes, todas ellas se engloban dentro del factor de proporcionalidad, k_2 , por lo tanto, $k_2 = nR/P$.

Tal como se hizo para la relación presión-volumen a temperatura constante, se puede comparar dos condiciones de volumen-temperatura para una muestra dada de un gas a presión constante. De lo que surge la siguiente ecuación:

$$\frac{V_1}{T_1} = k_2 = \frac{V_2}{T_2}$$

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

Donde V_1 y V_2 son los volúmenes de los gases a las temperaturas T_1 y T_2 (ambas en K), respectivamente.

Presión vs Temperatura

Otra forma de la ley de Charles muestra que, para una cantidad de gas a volumen constante, la presión del gas es proporcional a la temperatura. Como se muestra en la figura 7.9.

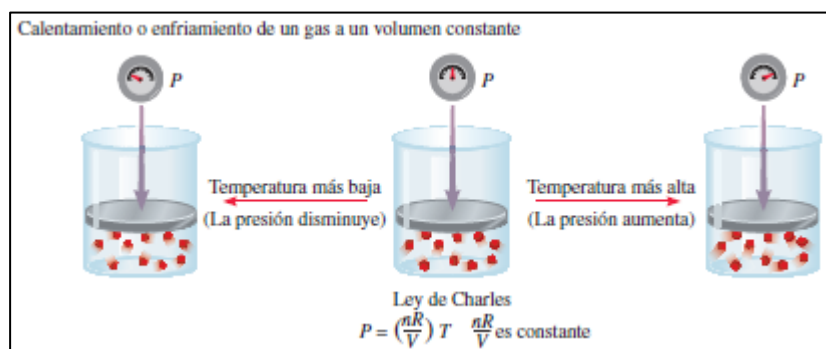


Figura 7.9: Experimento de Charles. P vs T.

Fuente: Química, R. Chang. 10ª Edición.

En la figura se puede observar que, manteniendo el volumen constante, la presión disminuye si la temperatura lo hace, y que la presión aumenta si la temperatura lo hace. De allí surgen las siguientes ecuaciones:

$$P = k_3 \times T$$

$$\frac{P}{T} = k_3$$

Teniendo en cuenta que tanto el número de moles de gas, como su volumen, además de la constante R, son constantes, se engloban todas dentro de k_3 , obteniendo: $k_3 = nR/V$

Tal como se hizo para la relación volumen-temperatura a presión constante, se puede comparar dos condiciones de presión-temperatura para una muestra dada de un gas a volumen constante. De lo que surge la siguiente ecuación:

$$\frac{P_1}{T_1} = k_3 = \frac{P_2}{T_2}$$

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

LEY DE AVOGADRO: RELACIÓN CANTIDAD-VOLUMEN

El trabajo del científico italiano Amedeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una hipótesis en donde estableció que, a la misma

temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir:

$$V = k_4 \times n$$

donde n representa el número de moles y k_4 es la constante de proporcionalidad. La ecuación presentada es la expresión matemática de la ley de Avogadro, la cual establece que, a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

En la figura 7.10, se muestra una representación de la ley de Avogadro. Vale aclarar, que al igual que para las otras leyes, considerando que P es constante, que T es constante y que R es una constante, se puede decir que: $k_4 = RT/P$

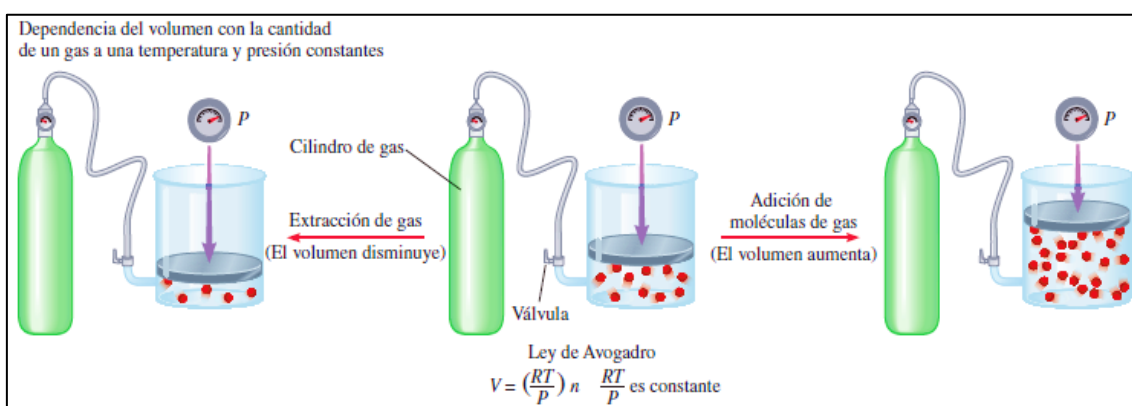
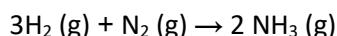


Figura 7.10: Experimento de Avogadro.
 Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

Como se puede observar en la figura, si se extrae parte del gas presente, el volumen ocupado disminuye, y si en cambio, se agrega gas, el volumen aumenta; obviamente que siempre manteniendo la misma presión.

De acuerdo con la ley de Avogadro, cuando dos gases reaccionan entre sí, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla entre sí. Si el producto es un gas, su volumen se relaciona con el volumen de los reactivos mediante una relación sencilla. Por ejemplo, si se considera la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares:



Esta ecuación química muestra que 3 mol de hidrógeno molecular, reacciona con 1 mol de nitrógeno molecular, para formar 2 moles de amoníaco.

Dado que, a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los gases son directamente proporcionales al número de moles de los gases presentes, ahora se puede escribir que 3 volúmenes de hidrógeno molecular reaccionan con 1 volumen de nitrógeno molecular, para formar 2 volúmenes de amoníaco. De esta manera, la proporción de volumen de hidrógeno molecular respecto del nitrógeno molecular es de 3:1, y la del amoníaco respecto del hidrógeno molecular y del nitrógeno molecular es de 2:3 y 2:1, respectivamente.



ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES

A continuación, se presenta un resumen de las leyes de los gases que se han analizado hasta el momento:

- Ley de Boyle, considera n y T constantes: $V = \frac{k_1}{P}$
- Ley de Charles, considera n y P constantes: $V = k_2 \times T$
- Ley de Avogadro: considera P y T constantes: $V = k_4 \times n$

Si se combinan las tres expresiones a una sola ecuación maestra para el comportamiento de los gases, quedaría así:

$$V = k_1 k_2 k_4 \frac{nT}{P}$$
$$V = R \frac{nT}{P}$$

Donde R, la constante de proporcionalidad, se denomina constante de los gases y surge de $R = k_1 k_2 k_4$. Reacomodándola, se obtiene:

$$PV = nRT$$

La ecuación presentada es conocida como ecuación del gas ideal, y explica la relación entre las cuatro variables P, V, T y n. Un gas ideal es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente con la ecuación del gas ideal. Las moléculas de un gas ideal no se atraen o se repelen entre sí, y su volumen es insignificante en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene. Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, las discrepancias en el comportamiento de los gases reales en márgenes razonables de temperatura y presión no alteran sustancialmente los cálculos. Por tanto, se puede usar con seguridad la ecuación del gas ideal para resolver muchos problemas de gases.

Antes de aplicar la ecuación del gas ideal a un sistema real se debe calcular R, la constante de los gases. A 0 °C (273,15 K) y 1 atm de presión, muchos gases reales se comportan como un gas ideal. En los experimentos se demuestra que, en esas condiciones, 1 mol de un gas ideal ocupa un volumen de 22,414 L. Las condiciones de 0 °C y 1 atm se denominan temperatura y presión estándar, y a menudo se abrevian TPE. Con base en la ecuación del gas ideal se puede escribir:

$$PV = nRT$$

$$\frac{PV}{nT} = R$$

$$R = \frac{1 \text{ atm} \times 22,414 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 276,15 \text{ K}}$$

$$R = 0,082057 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K}$$

Los puntos entre L y atm, y entre K y mol, recuerdan que tanto L como atm están en el numerador, y que K y mol están en el denominador. Para la mayoría de los cálculos redondea el valor de R a dos cifras significativas (0,082 L.atm/K.mol), y se utilizara 22,41 L para el volumen molar de un gas a TPE.



Por ejemplo, se desea conocer la presión ejercida por 1,82 moles de hexafluoruro de azufre (SF_6), en un recipiente de acero de 5,43 L de volumen a 69,5 °C. Antes de aplicar la fórmula, se debe tener en cuenta que la temperatura debe estar en K, por lo tanto, en este caso hay que convertirla, quedando 342,65 K.

$$PV = nRT$$

$$P = \frac{1,82 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \times 342,65 \text{ K}}{5,43 \text{ L}} = 9,42 \text{ atm}$$

La ecuación del gas ideal es útil para resolver problemas que no implican cambios en P, V, T y n, conjuntamente, de una muestra de gas. Por tanto, si se conocen tres variables se puede calcular la cuarta mediante la ecuación. Sin embargo, a veces se necesita trabajar con cambios de presión, volumen y temperatura, o incluso, de cantidad del gas. Cuando cambian las condiciones, se debe emplear una forma modificada de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta las condiciones iniciales y finales.

Si se analizan las propiedades del gas en el momento inicial, se obtiene:

$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1}$$

Si de la misma manera, se consideran las propiedades del gas, después del cambio:

$$R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Sabiendo que R es una constante, se pueden unificar ambas ecuaciones:

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Si $n_1 = n_2$, como normalmente ocurre, porque la cantidad de gas por lo general no cambia, la ecuación en tal caso se reduce a:

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

Por ejemplo, se desea conocer el volumen de un globo inflado que se eleva en el aire, se sabe que el mismo, tiene un volumen de 0,55 L de helio cuando se lo suelta al nivel del mar (1.0 atm), se deja que el mismo se eleve hasta una altura de 6.5 km, donde la presión es de casi 0,40 atm. Por otro lado, se supone que la temperatura permanece constante en ambas alturas, y obviamente también es constante su número de moles.

Entonces, si $T_1 = T_2$ y $n_1 = n_2$. La ecuación anterior quedaría:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\frac{1 \text{ atm} \times 0,55 \text{ L}}{0,4 \text{ atm}} = V_2 = 1,4 \text{ L}$$

TEORIA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES

Las leyes de los gases ayudan a predecir el comportamiento de los gases, pero no explican lo que sucede a nivel molecular y qué ocasiona los cambios que se observan en el mundo macroscópico. Por ejemplo, ¿por qué un gas se expande al calentarlo?

En el siglo XIX, varios físicos, entre los que destacan Ludwig Boltzmann y James Clerk Maxwell, encontraron que las propiedades físicas de los gases se explican en términos del



movimiento de moléculas individuales, el cual es una forma de energía, que se define como la capacidad para realizar un trabajo o producir un cambio. En mecánica, el trabajo se define como la fuerza (F) multiplicada por la longitud (L). Como la energía (E) se puede medir como trabajo (W), se obtiene:

$$E = W$$

$$E = F \times L$$

El joule (J) es la unidad del SI de energía, y esta formado por:

$$1 J = 1 \frac{kg \cdot m^2}{s^2}$$

$$1 J = 1 Nm$$

De modo alternativo, es posible expresar la energía en kilojoules (kJ), realizando la siguiente conversión:

$$1 kJ = 1 000 J$$

Como ya se nombró en la unidad N° 1, existen diferentes tipos de energía. La energía cinética (E_c) es el tipo de energía que manifiesta un objeto en movimiento, o energía de movimiento. Los descubrimientos de Maxwell, Boltzmann y otros produjeron numerosas generalizaciones acerca del comportamiento de los gases que desde entonces se conocen como la teoría cinética molecular de los gases, o simplemente la teoría cinética de los gases. Dicha teoría se centra en las siguientes suposiciones:

1. Un gas está compuesto de moléculas que están separadas por distancias mucho mayores que sus propias dimensiones. Las moléculas pueden considerarse como "puntos", es decir, poseen masa, pero tienen un volumen insignificante.

2. Las moléculas de los gases están en continuo movimiento en dirección aleatoria y con frecuencia chocan unas contra otras. Las colisiones entre las moléculas son perfectamente elásticas, o sea, la energía se transfiere de una molécula a otra por efecto de las colisiones. Sin embargo, la energía total de todas las moléculas en un sistema permanece inalterada.

3. Las moléculas de los gases no ejercen entre sí fuerzas de atracción o de repulsión.

4. La energía cinética promedio de las moléculas es proporcional a la temperatura del gas en kelvin. Dos gases a la misma temperatura tendrán la misma energía cinética promedio.

La energía cinética promedio de una molécula está dada por:

$$E_c = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$$

Donde m es la masa de la molécula y \bar{v} es la rapidez promedio de todas las moléculas del gas.

Por otro lado, la suposición 4 permite escribir a la energía cinética del gas, como sigue:

$$E_c \propto T$$

Donde el símbolo \propto indica que la energía cinética de un gas es proporcional a la temperatura de este. Si se llama C a esa constante de proporcionalidad, y se unifican las ecuaciones anteriores, se obtiene:

$$E_c = C \times T = \frac{1}{2} m \bar{v}^2$$

De acuerdo con la teoría cinética molecular, la presión de un gas es el resultado de las colisiones entre las moléculas y las paredes del recipiente que lo contiene. Depende de la



frecuencia de las colisiones por unidad de área y de la “fuerza” con la que las moléculas golpeen las paredes. La teoría también proporciona una interpretación molecular de la temperatura. Según la ecuación presentada, la temperatura absoluta de un gas es una medida de la energía cinética promedio de las moléculas. En otras palabras, la temperatura absoluta es un índice del movimiento aleatorio de las moléculas: a mayor temperatura, mayor energía de las moléculas. Como el movimiento molecular aleatorio se relaciona con la temperatura de un gas, algunas veces se hace referencia a éste como movimiento térmico.

CÁLCULOS CON GASES

Partiendo de la ecuación del gas ideal se pueden conocer otras propiedades del gas estudiado, como, por ejemplo, su densidad. También, es muy útil cuando se deben realizar cálculos estequiométricos en reacciones químicas en las que intervienen gases.

Densidad de los gases

Se reacomoda la ecuación del gas ideal, para poder calcular su densidad:

$$\frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Volviendo a la unidad N° 5, se estudió que se puede conocer el número de moles de un compuesto a partir de su masa presente y de su masa molar. Siendo m la masa de gas, y PM su peso molar, el número de moles presentes se calcula como sigue:

$$n = \frac{m}{PM}$$

Reemplazando esta ecuación en la del gas ideal, se obtiene:

$$\frac{m}{PM \times V} = \frac{P}{R \times T}$$

Sabiendo que la densidad de un compuesto es la masa por unidad de volumen, se puede escribir:

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{P \times PM}{R \times T}$$

Por ejemplo, se desea conocer la densidad del CO_2 en g/L a 0,990 atm y 55 °C. Como ya es de conocimiento la temperatura se debe expresar en K, por lo que quedaría de 328,15 K. Por otro lado, la masa molar del CO_2 es de 44,01 g/mol. Reemplazando en la ecuación se obtiene:

$$\delta = \frac{0,990 \text{ atm} \times 44,01 \text{ g/mol}}{0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \times 328,15 \text{ K}} = 1,62 \text{ g/L}$$

A diferencia de las moléculas de la materia condensada (es decir, líquidos y sólidos), las moléculas gaseosas están separadas por longitudes que son amplias en comparación con su tamaño. En consecuencia, la densidad de los gases es muy baja en condiciones atmosféricas. Por esta razón, la densidad de los gases se expresa comúnmente en gramos por litro (g/L) en vez de gramos por mililitro (g/mL).

Masa molar de los gases

Ya se ha estudiado que la masa molar de una sustancia se calcula examinando su fórmula química y sumando las masas molares de los átomos que la componen. Sin embargo, este procedimiento sólo funciona si se conoce la fórmula real de la sustancia. En la práctica, los



químicos con frecuencia trabajan con sustancias de composición desconocida o sólo parcialmente definida. Lo que no es un problema si la sustancia desconocida es un gas, dado que, se puede encontrar su masa molar gracias a la ecuación del gas ideal. Todo lo que se necesita es determinar el valor experimental de la densidad (o los datos de masa y volumen) del gas a una presión y temperatura conocidas.

Partiendo de la ecuación de densidad en gases, y reacomodándola se obtiene:

$$\delta = \frac{P \times PM}{R \times T}$$
$$PM = \frac{\delta \times R \times T}{P}$$

Un experimento típico que se realiza en el laboratorio para conocer la masa molar de un gas desconocido es el siguiente, un recipiente de volumen conocido se llena con la sustancia gaseosa en estudio. Se registran la temperatura y presión de la muestra de gas y se determina la masa total del recipiente más la muestra de gas. Luego se vacía el recipiente y se pesa otra vez. La diferencia en masa es la masa del gas. La densidad del gas es igual a su masa dividida entre el volumen del recipiente. Una vez conocida la densidad del gas, se puede calcular la masa molar de la sustancia utilizando la ecuación anterior.

Por ejemplo, se coloca en el recipiente un compuesto gaseoso sintetizado a partir de cloro y oxígeno. Se encuentra que su densidad es de 7,71 g/L a 36 °C y 2,88 atm. Para calcular su masa molar se procede de la siguiente manera:

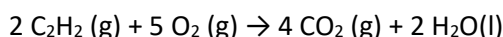
$$PM = \frac{\delta \times R \times T}{P}$$
$$PM = \frac{7,71 \text{ g/L} \times 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm/mol} \cdot \text{K} \times 309,15 \text{ K}}{2,88 \text{ atm}}$$
$$PM = 67,9 \text{ g/mol}$$

Una vez conocido se masa molar, es posible descifrar su fórmula empírica, como se vio en unidades anteriores.

Estequiometría de los gases

En la unidad N° 5 se utilizaron relaciones entre cantidades (en moles) y masas (en gramos) de reactivos y productos para resolver problemas de estequiometría. Cuando los reactivos, los productos, o ambos son gases, también se pueden emplear las relaciones entre cantidades (moles, n) y volumen (V) para resolver problemas de este tipo.

Por ejemplo, se desea calcular el volumen de O₂ (en litros) requerido para la combustión completa de 7,64 L de acetileno (C₂H₂) a la misma temperatura y presión. La reacción química se da de la siguiente manera:



De acuerdo con la ley de Avogadro, a la misma temperatura y presión, el número de moles de los gases está directamente relacionado con su volumen. Con base en la ecuación química, se tiene que 5 moles O₂ es estequiométricamente equivalente a 2 moles C₂H₂; por tanto, también se puede decir que 5 L O₂ ⇌ 2 L C₂H₂. De este modo, el volumen de O₂ que reaccionará con 7,64 L C₂H₂ está dado por:

$$V_{O_2} = 7,64 \text{ L } C_2H_2 \times \frac{5 \text{ L } O_2}{2 \text{ L } C_2H_2}$$

$$V_{O_2} = 19,1 \text{ L } O_2$$

Muchas veces los cálculos no son tan sencillos como el anterior, sino que se debe realizar como en la unidad N° 5, conversiones de masas o volúmenes a moles y viceversa, como se muestra en la figura 7.11.

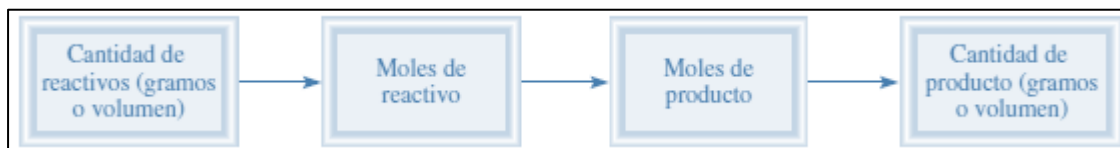
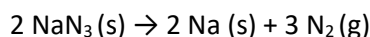


Figura 7.11: Estequiometría en gases.

Fuente: Química, R. Chang. 10° Edición.

Por ejemplo, la azida de sodio (NaN_3) se usa en bolsas de aire en algunos automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición de la NaN_3 de la siguiente manera:



El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que se encuentra entre el conductor y el parabrisas. Se supone que se desea calcular el volumen de N_2 generado a 80°C y 823 mm Hg por la descomposición de $60,0 \text{ g}$ de NaN_3 .

En primer lugar, se deben conocer la cantidad de moles presentes en 60 g de NaN_3 , para ello se utiliza la masa molar de la misma, que es de $65,02 \text{ g/mol}$. De tal modo, los moles presentes de azida son de:

$$m_{NaN_3} = 60,0 \text{ g } NaN_3 \times \frac{1 \text{ moles } NaN_3}{65,02 \text{ g } NaN_3} = 0,93 \text{ moles } NaN_3$$

Por medio de la relación estequiométrica de la reacción, se pueden conocer los moles formados de N_2 .

$$m_{N_2} = 0,93 \text{ moles } NaN_3 \times \frac{3 \text{ moles } N_2}{2 \text{ moles } NaN_3} = 1,38 \text{ moles } N_2$$

Una vez conocidos los moles de N_2 producidos, es necesario convertir los valores de P y T , a atm y K , respectivamente:

$$T = 80 + 273,15 = 353,15 \text{ K}$$

$$P = 823 \text{ mm Hg} \times \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 1,08 \text{ atm}$$

Ahora sí, ya se conocen todos los valores que se deben colocar en la ecuación del gas ideal, para conocer el volumen de N_2 , que se produce tras la descomposición de la azida.

$$PV = nRT$$

$$V = \frac{1,38 \text{ mol} \times 0,082 \text{ L} \cdot \text{atm} / \text{mol} \cdot \text{K} \times 353,13 \text{ K}}{1,08 \text{ atm}}$$

$$V = 36,9 \text{ L}$$