

2014

Prof. Leopoldo Simoza L.



# **PROBLEMAS ACERCA DEL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES.**

## Tabla de contenidos

Introducción .....	2
I.- Variación en el volumen de un gas al modificar la presión, a temperatura constante ....	8
Ley de Boyle .....	8
II.- Variación en el volumen de un gas al modificar la presión, a temperatura constante .	11
Ley de Charles –Guy Lussac .....	11
<b>III.- Variación en la presión de un gas al modificarse la temperatura, a volumen constante .....</b>	<b>12</b>
Segunda forma de la Ley de Charles –Guy Lussac .....	13
<b>IV.- Corrección simultánea de la temperatura y presión .....</b>	<b>14</b>
<b>V.- Presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa .....</b>	<b>17</b>
Ley de Dalton .....	17
<b>VI.- El Principio de Avogadro y el Volumen Molar .....</b>	<b>24</b>
<b>VII.- Peso Molecular y Densidad relativa de los gases .....</b>	<b>26</b>
<b>VIII.- Ecuación de Estado de un gas ideal .....</b>	<b>27</b>
<b>IX.- Temperatura y Presión Críticas .....</b>	<b>36</b>
<b>X.- Gases Reales .....</b>	<b>38</b>
<b>XI.- Efusión y Difusión de Gases .....</b>	<b>41</b>
<b>Bibliografía .....</b>	<b>43</b>

## INTRODUCCIÓN

La materia se puede encontrar en tres estados de agregación o estados físicos: sólido, líquido y gaseoso.

Uno de los conceptos básicos de la Teoría Cinética Molecular argumenta que los átomos y las moléculas poseen energía cinética, que percibimos como temperatura. En otras palabras, los átomos y moléculas están en movimiento constante y medimos la energía de estos movimientos como la temperatura de una sustancia. Mientras más energía hay en una sustancia, mayor movimiento molecular y mayor la temperatura percibida. Consecuentemente, un punto importante es que la cantidad de energía que tienen los átomos y las moléculas (y por consiguiente la cantidad de movimiento) influye en su interacción. Los átomos que tienen poca energía interactúan mucho y muestran poca tendencia a interactuar con otros átomos. Estos átomos forman una sustancia dura, que llamamos sólido. Los átomos que poseen mucha energía se mueven libremente en el espacio y dan lugar a lo que conocemos con el nombre de gas.

De esta manera, es fácil comprender que los gases se originan cuando la energía del sistema excede todas las fuerzas de atracción entre moléculas. Estas se encuentran en continuo movimiento por lo que muy frecuentemente chocan entre ellas. A medida que la temperatura aumenta, la cantidad de movimiento de las moléculas individuales aumenta. Los gases se expanden para ocupar todo el espacio del recipiente que los contiene y en consecuencia, muestran una densidad baja. Debido a que las moléculas individuales están ampliamente separadas y pueden circular libremente en el estado gaseoso, los gases pueden ser fácilmente comprimidos.

De esta manera podemos concluir que las dos propiedades más importantes de los gases son:

1. Su capacidad de expandirse y ocupar todo el espacio provisto por el recipiente que los contiene, por lo que necesariamente deben medirse en recipientes cerrados;

2. Su baja densidad cuando se les compara con los líquidos y sólidos, por lo que su masa es, por lo general, despreciable, cuando se las compara con la del recipiente que los contiene.

Cuando se trata de describir una muestra dada de un gas, por consiguiente, las magnitudes más importantes que se deben tomar en cuenta son:

**La Presión** (P), normalmente medida en atmósferas (atm.) o milímetros de mercurio (mm Hg). En la actualidad existe una tendencia a utilizar la unidad “Torr”, en lugar de mm Hg, creada en honor a “**Torricelli**” y que facilita la expresión verbal, sin embargo, es importante destacar que ambas unidades son equivalentes.

La razón por la cual los gases ejercen presión, es que éstos en una especie de bombardeo continuo con movimiento browniano golpean las paredes del recipiente que los contienen.

La presión se define, clásicamente, como la fuerza (F) por unidad de área (A), luego la presión de un gas es la fuerza que éste ejerce sobre el recipiente que lo contiene, dividida por el área de superficie del recipiente:

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

En el sistema internacional de unidades (SI) la unidad de presión es el Pascal (Pa) que se define como: una fuerza de un newton (N) que actúa sobre una superficie de un metro cuadrado (m<sup>2</sup>) y se expresa:

$$Pa = \frac{N}{m^2}$$

que es equivalente a:

$$Pa = \frac{Kg \cdot m \cdot s^{-2}}{m^2} = Kgms^{-1}$$

Debido a que la presión de un Pa es muy pequeña, se suele usar el bar (1 bar= 10<sup>5</sup> Pa), sobre todo para expresar presiones cercanas a

la presión atmosférica. En años recientes se ha usado la unidad de torr, donde 1 torr es igual a 1mm Hg.

La presión atmosférica se define como la presión que ejerce el aire sobre los cuerpos y varía con respecto a la altura sobre el nivel del mar, ya que al aumentar ésta, la columna de aire sobre los cuerpos, es menor, lo que hace que la presión disminuya. La presión atmosférica normal es la que se mide a cero metros sobre el nivel del mar.

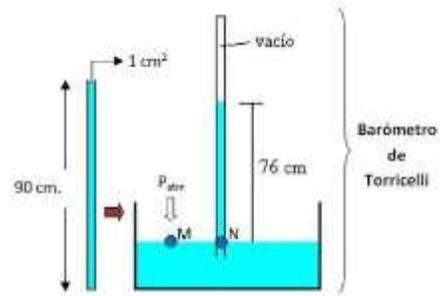
La presión atmosférica se midió en un aparato llamado barómetro de Torricelli, en honor de Juan Evangelista Torricelli (1.608- 1.647), que ideó dicho aparato en el siglo XVII.

El barómetro de Torricelli consiste en un tubo de vidrio de aproximadamente 0,85 m de largo y sellado en un extremo, el cual se llena con mercurio y se invierte en un recipiente abierto que contiene mercurio.

Al descender el mercurio por el tubo no se escapa totalmente, debido a la presión de la atmósfera sobre la superficie del mercurio en el recipiente, la cual sostiene la columna de mercurio en el tubo. Se considera que el espacio atrapado por el mercurio dentro del tubo tiene un vacío casi perfecto por que el mercurio no es muy volátil a temperatura ambiente y sólo una cantidad despreciable de mercurio gaseoso ocupa este espacio lo cual implica que se desprece la presión de éste sobre la superficie del mercurio en la columna. Esta presión es igual a la presión atmosférica fuera del tubo y por encima del nivel de referencia. Las medidas hechas a nivel del mar y a 273,15 K dan un promedio de 760 mm de Hg que son equivalentes a una atmósfera.

La presión de los gases se mide con un aparato llamado manómetro. El principio de una clase de ellos es un tubo en forma de U lleno parcialmente con mercurio. Un extremo del tubo se conecta con el recipiente que contiene el gas y el otro extremo se deja abierto a la atmósfera.

El extremo conectado al recipiente recibe los efectos de la presión del gas, manifestándose en una diferencia de altura (h) entre los dos niveles de mercurio. Esta presión representa la presión manométrica



La presión absoluta del sistema, presión del gas, se define como la presión atmosférica más la presión manométrica, cuando la presión del gas es mayor que la presión externa, es decir,

$$P_{(gas)} = P_{(h)} + P_{(atm)}$$

$$P_{(h)} = P_{\text{manométrica}}$$

Y cuando la presión del gas es menor que la presión atmosférica externa,

$$P_{(gas)} = P_{(atm)} - P_{(h)}$$

Debido a que la mayor parte de las medidas científicas están relacionadas con la presión que ejerce una columna de fluido, es más conveniente medir la presión en términos de altura (h) de dicha columna y se puede expresar en m, mm Hg o cm Hg o de cualquier otro tipo de fluido o torr.

Unidad	Símbolo	Equivalencia
Bar	Bar	$1,0 \times 10^5 \text{ Pa}$
Atmósfera	Atm	101.325 Pa 1,01325 bar 1013,25 mbar
mm Hg	mm Hg	133.322 Pa
Torr	Torr	133.322 Pa
lbf/pulg <sup>2</sup>	psi	0,0680 atm
Kgf/cm <sup>2</sup>		0,9678 atm
	atm	760 mm Hg
	psi	6894,75 Pa

**El Volumen** (V), normalmente medido en centímetros cúbicos “cc”; mililitros (ml) o litros (lt).

**El número de moles** (n), que se expresa siempre como tal y que se calcula fácilmente dividiendo la masa del gas entre su masa o peso molecular. El número de moles también puede expresarse como número de moléculas que se calcula dividiendo el número de moles entre el “**número de Avogadro**” (6,02.1023).

### **La Temperatura** (T)

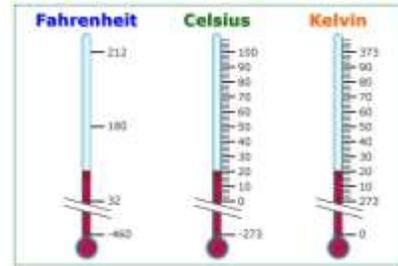
Existen distintas escalas para medir la temperatura. Las más usadas son:

Escala Centígrada (°C): La escala Celsius fue propuesta por el científico sueco **Anders Celsius** (1701-1744), empleando un instrumento llamado termómetro, que consiste en un tubo capilar cerrado y al vacío, con un bulbo lleno de mercurio. Cuando el bulbo se introduce en un sistema que se encuentra a una temperatura diferente, se establece un flujo de calor y el mercurio se dilata o se contrae si el medio es de mayor o menor temperatura.

Para establecer su escala de temperatura Celsius fijó dos referencias arbitrarias. La primera, el sistema en equilibrio líquido-sólido, en el cual coexisten el agua líquida y el hielo (punto de congelación), al cual le asignó el valor cero de temperatura y la segunda, el sistema en equilibrio líquido-vapor, agua líquida y vapor de agua, al que le asignó el valor de 100 (punto de ebullición). Como la distancia entre los dos puntos la dividió en 100 partes (de allí el nombre de escala centígrada), cada una correspondió a un grado centígrado o grado Celsius.

En la escala Fahrenheit se empleó el mismo principio. Al punto de equilibrio líquido-sólido se le asignó el valor de 32 y al equilibrio líquido vapor el valor de 212. La distancia entre estos dos puntos se dividió en 180 partes, lo cual implica que cada parte sea equivalente a un grado Fahrenheit.

Como el espacio, entre los dos sistemas, de la escala Celsius se dividió en 100° y la Fahrenheit en 180°, se puede establecer que 100 °C = 180 °F, de donde:



$$1\text{ }^{\circ}\text{C} = \frac{180\text{ }^{\circ}\text{F}}{100} = \frac{9}{5}\text{ }^{\circ}\text{F} = 1,8\text{ }^{\circ}\text{F}$$

$$1\text{ }^{\circ}\text{F} = \frac{100\text{ }^{\circ}\text{C}}{180} = \frac{5}{9}\text{ }^{\circ}\text{C}$$

como el punto de congelación del agua es 0° en la escala Celsius y 32 en la Fahrenheit, lo que es equivalente a 0°C = 32 °F, se puede escribir :

$$^{\circ}\text{F} = \frac{9}{5}\text{ }^{\circ}\text{C} + 32$$

y despejando:

$$^{\circ}\text{C} = \frac{5}{9} (^{\circ}\text{F} - 32)$$

La escala Kelvin o de temperatura absoluta, fue propuesta por Lord Kelvin. Se conoce también como temperatura termodinámica (T) y se define asignándole el valor exacto de 273,15 K el punto triple del agua y su unidad es el kelvin (K) que es la fracción 1/273,15 de la temperatura termodinámica del punto triple del agua. Para convertir grados Celsius a kelvin se emplea la siguiente ecuación:

$$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273,15$$

Siempre hay que recordar que cuando la temperatura se usa en cálculos de gases se debe emplear la escala absoluta o de kelvin. Generalmente se utiliza el factor de 273 con buenos resultados.

Por ejemplo si tenemos que pasar una temperatura que está en grados centígrados a grados Kelvin solo bastara con sumarle al valor 273. Ejemplo:

$$\text{K} = 25^{\circ}\text{C} + 273 = 298^{\circ}\text{K}$$

Para convertir en grados K le restamos 273 para pasarla a la escala Celsius.

$$^{\circ}\text{C} = 290^{\circ}\text{K} - 273 = 17^{\circ}\text{C}.$$

Entre las escalas Celsius y Fahrenheit:

$$^{\circ}\text{C} = (^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9$$

Si tenemos una temperatura de  $86^{\circ}\text{F}$

$$^{\circ}\text{C} = (86^{\circ}\text{F} - 32) \times 5/9 = 30^{\circ}\text{C}$$

La fórmula para convertir  $^{\circ}\text{C}$  a  $^{\circ}\text{F}$  sale de despejar  $^{\circ}\text{F}$  en la anterior:

$$\text{F} = ^{\circ}\text{C} \times 9/5 + 32$$

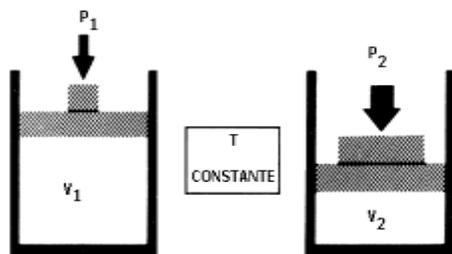
Otra escala (prácticamente en desuso) es la escala Rankine. Equivale a  $9/5$  de la escala Kelvin. O sea que si queremos calcular la cantidad de grados Rankine multiplicamos los  $^{\circ}\text{K}$  por  $9/5$

$$^{\circ}\text{Ra} = ^{\circ}\text{K} \times 9/5$$

### I.- Variación en el volumen de un gas al modificar la presión, a temperatura constante

En 1.662 Robert Boyle, científico inglés, promulgó la relación matemática que existe entre el volumen y la presión de una cantidad dada de gas a temperatura constante. Boyle encerró una cantidad de aire en el extremo de un tubo en U empleando como fluido mercurio. En este experimento la presión que existe en el aire encerrado es igual a la presión atmosférica más la presión ejercida por la altura (h) de la columna de mercurio. Al verter más Hg al tubo se aumenta la presión sobre el gas se observa que el volumen disminuye.

Boyle, en sus experimentos, descubrió que el producto del volumen por la presión, cuando la masa y temperatura permanecen constante, es un valor aproximadamente constante.



**Ley de Boyle:** "El Volumen ocupado por una misma masa gaseosa, si la

temperatura permanece constante, es inversamente proporcional a la Presión que soporta”.

Esta Ley se conoce también con el nombre de “Ley de Mariotte”. Su formulación matemática es:

$$V \propto \frac{1}{P}; \quad P \cdot V = C_{te}; \quad P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

Para cualquier problema referente al cambio simultaneo de presión-volumen de una determinada masa gaseosa a temperatura constante, debe emplearse esta última expresión.

Considere el siguiente ejemplo:

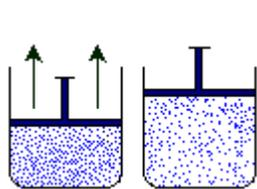
1.- Cierta cantidad de gas ocupa 76,8 cm<sup>3</sup> a la presión de 772 mm Hg. ¿Cuál será el volumen a la presión de 760mm Hg (presión normal)?

Para resolverlo, visualice primero el problema.

El gas pasa de 772 mm Hg a 760 mm Hg, una presión menor.

Como la presión disminuye, el volumen aumentará pues el gas se expandirá. Por lo tanto, el nuevo volumen será igual al volumen inicial multiplicado por un factor o fracción, formado por las presiones inicial y final. El resultado de esta fracción debe ser mayor que la unidad para que al multiplicar por el volumen inicial se obtenga un volumen mayor. Por lo tanto, el numerador de la fracción será la presión mayor y el denominador, la presión menor, así:

Volumen final = volumen inicial x factor de presión



$$V_2 = V_1 \times \frac{772 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 76,8 \text{ cm}^3 \times \frac{772 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 78,4 \text{ cm}^3$$

La aplicación de la fórmula anterior habría conducido directamente a la solución matemática del problema puesto que  $V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2}$ , indicando con

los subíndices 1 y 2, las condiciones iniciales (76,8 cm<sup>3</sup> y 772 mm Hg) y finales (V<sub>2</sub>, incógnita que se despeja y 760 mm Hg), pero al visualizarlo se comprende mejor el procedimiento del cálculo matemático exigido para su solución.

2.- Si 3 g de gas a 25 °C ocupan 3,60 lt a la presión de 1,00 atm ¿cuál será su volumen a la presión de 2,50 atm?

---

La presión aumenta de 1 a 2,5 atm, luego el volumen final debe ser menor que el inicial por lo que el numerador ha de ser menor que el denominador:

$$V_2 = 3,60 \text{ lt.} \times \frac{1 \text{ atm}}{2,5 \text{ atm}} = 1,44 \text{ lt}; \text{ aplicando la fórmula: } V_2 = V_1 \times \frac{P_1}{P_2} =$$

$$3,60 \text{ lt.} \times \frac{1 \text{ atm}}{2,5 \text{ atm}} = 1,44 \text{ lt}$$

3.- Un gas ideal ocupa un volumen de 11,2 lt a 0,863 atm. Si se mantiene constante la temperatura ¿cuál deberá ser la presión para que el volumen sea 15,0 lt?

---

El volumen aumenta de 11,2 lt a 15,0 lt. Aplicando el mismo criterio del factor de cálculo pero esta vez aplicado al volumen, se tiene:

$$P_2 = \frac{11,2 \text{ lt}}{15,0 \text{ lt}} \times 0,863 \text{ atm} = 0,644 \text{ atm}; \text{ aplicando la fórmula:}$$

$V_1 \times P_1 = V_2 \times P_2$ , despejando:  $P_2 = \frac{V_1}{V_2} \times P_1$ , que conduce al mismo resultado.

4.- Se ha recogido un gas a la presión de  $1,55 \cdot 10^{-6}$  mm Hg que ocupa 250,0 c.c. Suponiendo que se comporta idealmente ¿qué volumen ocuparía este gas si se comprime hasta una atmósfera a la misma temperatura

---

Las unidades de presión son diferentes. Primero debemos convertir una de ellas para poder iniciar los cálculos correspondientes.

1 atm = 760 mm Hg, luego:

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

$$1,55 \cdot 10^{-6} \text{ mm Hg} \text{ — } X$$

$$X = \frac{1,55 \times 10^{-6} \text{ mm Hg} \times 1 \text{ atm}}{760 \text{ mm Hg}} = 2,039 \cdot 10^{-9} \text{ atm}$$

La presión pasó de  $2,039 \cdot 10^{-9}$  atm a 1 atm (aumentó), por tanto el volumen final ha de ser menor, luego el factor de presión será:

$$V_2 = \frac{2,039 \cdot 10^{-9} \text{ atm}}{1 \text{ atm}} \times 0,250 \text{ lt} = 5,099 \cdot 10^{-10} \text{ lt}$$

Al aplicar la fórmula se obtiene exactamente el mismo resultado.

## II.- Variación en el volumen de un gas al variar la temperatura a presión constante:

**Ley de Charles – Guy Lussac:** “Si la presión se mantiene constante, el volumen ocupado por una masa dada de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta”.

La expresión matemática es:

$$V \propto T; \quad \frac{V}{T} = C_{te.}; \quad \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

Esta última expresión permitirá resolver cualquier problema referido al cambio Volumen-Temperatura, sin embargo, se insiste en la conveniencia de practicar el método analítico antes empleado.

5.- Una masa de gas ocupa  $600 \text{ cm}^3$  a  $25^\circ\text{C}$ . Si la presión se mantiene constante, ¿cuál será el volumen ocupado por dicha masa de gas a  $-5^\circ\text{C}$  ?

---

Puesto que el volumen de un gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta, es necesario transformar las unidades de temperatura a grados Kelvin:

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$T_2 = -5^\circ\text{C} + 273 = 268^\circ\text{K}$$

Puesto que el volumen del gas es directamente proporcional a la temperatura absoluta y la temperatura ha disminuido, el nuevo volumen deberá ser menor por lo que emplearemos un factor o fracción en el que el numerador sea menor que el denominador:

$$V_2 = 600 \text{ cm}^3 \times \frac{268^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} = 539,6 \text{ cm}^3$$

Si empleamos la fórmula:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}; V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1} = \frac{600 \text{ cm}^3 \times 268 \text{ }^\circ\text{K}}{298 \text{ }^\circ\text{K}} = 539,6 \text{ cm}^3$$

6.- Dos gramos de un gas ocupan 1,56 lt a 25°C y 1 atm de presión. ¿Cuál será el volumen si el gas se calienta a 35°C, manteniendo constante la presión? Suponer que el gas es ideal.

---

Convertimos las temperaturas centígradas a °K:

$$25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ }^\circ\text{K}$$

$$35^\circ\text{C} + 273 = 308 \text{ }^\circ\text{K}$$

Como el gas se calienta, el volumen debe aumentar, por tanto:

$$V_2 = 1,56 \text{ lt} \times \frac{308^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} = 1,61 \text{ lt}$$

Se obtendrá el mismo resultado aplicando la fórmula:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

7.- En un recipiente completamente vacío de 648 cc se introducen 268 cc de un gas ideal a 18 °C y 748 Torr de presión. ¿A que temperatura centígrada deberá calentarse el conjunto a fin que el gas llene todo el recipiente a 748 Torr?

---

El gas deberá pasar de 268 cc a 648 cc (expansión), por lo que la razón de cálculo deberá ser  $\frac{648 \text{ cc}}{268 \text{ cc}}$ .

Convertimos la temperatura a escala absoluta:  $18^\circ\text{C} + 273 = 291^\circ\text{K}$

$$V_2 = 291 \text{ }^\circ\text{K} \times \frac{648 \text{ cc}}{268 \text{ cc}} = 703,61 \text{ }^\circ\text{K} - 273 = 430,61 \text{ }^\circ\text{C}$$

**III.- Variación en la presión de un gas al modificarse la temperatura, a volumen constante:**

Si el volumen de una masa gaseosa permanece constante, al variar la temperatura se modifica la presión en razón directa a la temperatura absoluta, de forma que:

$$P \propto T; \quad \frac{P}{T} = C_{te}; \quad \text{por tanto:} \quad \frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Esta expresión se deduce con facilidad, pues si la presión inicial  $P_1$  se mantiene constante, el nuevo volumen  $V_2$  sería:  $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$  (Ley de Charles-Guy Lussac). Si ahora mantenemos invariable la temperatura  $T_2$ , se lleva el volumen  $V_2$  a su valor primitivo  $V_1$  cambiando la presión a un nuevo valor  $P_2$  (Ley de Boyle), tendremos  $P_1 \cdot V_2 = P_2 \cdot V_1$

Multiplicando miembro a miembro estas ecuaciones y suprimiendo en ambos denominadores el producto común  $V_1 \cdot V_2$ , resulta, finalmente  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$ , expresión que se conoce, con frecuencia, como una segunda forma de la Ley de Charles-Guy Lussac.

Consideremos el siguiente ejemplo:

8.- Un tanque metálico contiene un gas a la temperatura de 20 °C y a la presión de 900 mm Hg. La temperatura del gas se eleva a 200 °C. Suponiendo que no hay variación en el volumen del tanque, calcule la presión en el interior del mismo a la nueva temperatura.

---

Convertimos las temperaturas:

$$20 \text{ °C} + 273 = 293 \text{ °K};$$

$$200 \text{ °C} + 273 = 473 \text{ °K}$$

Al aumentar la temperatura, aumenta la presión, luego:

$$P_2 = 900 \text{ mm Hg} \times \frac{473 \text{ °K}}{293 \text{ °K}} = 1452,9 \text{ mm Hg}$$

9.- Un tanque se halla lleno de un gas a la presión de 4 atm y 10°C. Sabiendo que la válvula de seguridad se abre automáticamente

cuando la presión alcanza 10 atm. Calcular la temperatura a que debe calentarse el tanque para que se abra la válvula de seguridad.

---

$$10^{\circ}\text{C} + 273 = 283 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

Para que el tanque alcance 10 atm la temperatura tiene que aumentar, luego:

$$T_2 = 283 \text{ }^{\circ}\text{K} \times \frac{10 \text{ atm}}{4 \text{ atm}} = 707,5 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

Estos dos problemas pueden resolverse de un modo inmediato despejando el valor desconocido de la ecuación:  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$

#### **IV.- Corrección simultánea de la temperatura y presión:**

Las variaciones de volumen de una masa determinada de un gas tienen lugar, con frecuencia, por cambios simultáneos de presión y temperatura. En estos casos, puede considerarse independientemente, el efecto del cambio de la presión y el de la temperatura sobre el volumen inicial del gas. Veamos algunos ejemplos:

10.- Cierta masa de gas ocupa un volumen de 200 lt a 95 °C y 782 mm Hg. ¿Cuál será el volumen ocupado por dicha masa de gas a 65 °C y 815 mm Hg?

---

El primer paso a seguir debe ser transformar las temperaturas centígradas a la escala absoluta:

$$95 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 368 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

$$65 \text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 338 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

Para facilitar la visualización del problema, es recomendable construir una tabla de datos:

	<b>VOLUMEN</b>	<b>PRESIÓN</b>	<b>TEMPERATURA</b>
Inicio	<b>200 lt</b>	<b>782 mm Hg</b>	<b>368 °K</b>
Final	<b>-</b>	<b>815 mm Hg</b>	<b>338 °K</b>

Para resolver el problema, analizamos el efecto del cambio de cada variable sobre la incógnita. Por ejemplo:

La presión aumenta al variar de 782 mm Hg a 815 mm Hg. Esta variación debe provocar una disminución del volumen, luego el factor de presión será:  $\left(\frac{782 \text{ mm Hg}}{815 \text{ mm Hg}}\right)$ . La temperatura, por su parte, disminuye al pasar de 368 °K a 338 °K, lo que ha de provocar una disminución del volumen del gas, por tanto, el factor de temperatura será:  $\left(\frac{338 \text{ °K}}{368 \text{ °K}}\right)$ . Por tanto, el nuevo volumen será igual al producto del volumen inicial por los dos factores, esto es:

$$V_f = 200 \text{ lt} \times \frac{782 \text{ mm Hg}}{815 \text{ mm Hg}} \times \frac{338 \text{ °K}}{368 \text{ °K}} = 176,26 \text{ lt}$$

Otro ejemplo es el siguiente:

11.- Un gas ocupa un volumen de 240 lt a 10 °C y 750 mm Hg. Hallar el volumen ocupado por el gas si la temperatura aumenta a 40 °C y la presión disminuye a 700 mm Hg.

---


$$10 \text{ °C} + 273 = 283 \text{ °K}; \quad 40 \text{ °C} + 273 = 313 \text{ °K}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b>240 lt</b>	<b>750 mm Hg</b>	<b>283 °K</b>
Final	<b>-</b>	<b>700 mm Hg</b>	<b>313 °K</b>

$$V_f = 240 \text{ lt} \times \left(\frac{750 \text{ mm Hg}}{700 \text{ mm Hg}}\right) \times \left(\frac{313 \text{ °K}}{283 \text{ °K}}\right) = 284,40 \text{ lt}$$

Este tipo de problemas se resuelve directamente utilizando la ecuación  $\frac{PxV}{T} = C_{te}$ ;  $\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$ , que se deduce de la combinación de las Leyes de Boyle y de Charles-Guy Lussac.

Veamos otros ejemplos:

12.- Se tiene 1000 lt de aire medido a la presión de 750 mm Hg y a la temperatura de 18 °C y se llevan a un tanque de 725 lt de capacidad.

La temperatura final es de 27°C. ¿Cuál es la presión del aire en el tanque?

$$18\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 291\text{ }^{\circ}\text{K}; 27\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 300\text{ }^{\circ}\text{K}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b>1000 lt</b>	<b>750 mm Hg</b>	<b>291 °K</b>
Final	<b>725 lt</b>	-	<b>300 °K</b>

$$P_2 = 750\text{ mm Hg} \times \left(\frac{1000\text{ lt}}{725\text{ lt}}\right) \times \left(\frac{300\text{ }^{\circ}\text{K}}{291\text{ }^{\circ}\text{K}}\right) = 1066,48\text{ mm Hg}$$

13.- Una masa de gas ocupa un volumen de 600 lt a 25 °C y 775 mm Hg se comprime dentro de un tanque de 100 lt de capacidad a la presión de 6 atm. Calcular la temperatura final del gas.

$$25\text{ }^{\circ}\text{C} + 273 = 298\text{ }^{\circ}\text{K}; 6\text{ atm} \times (760\text{ mm Hg} / 1\text{ atm}) = 4560\text{ mm Hg}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b>600 lt</b>	<b>775 mm Hg</b>	<b>298 °K</b>
Final	<b>100 lt</b>	<b>4560 mm Hg</b>	-

Despejando  $T_2$  de la fórmula:  $\frac{P_1 \times V_1}{T_1} = \frac{P_2 \times V_2}{T_2}$ , se tiene:  $T_2 = \frac{T_1 \times V_2 \times P_2}{V_1 \times P_1}$

$$T_2 = 298\text{ }^{\circ}\text{K} \times \left(\frac{100\text{ lt}}{600\text{ lt}}\right) \times \left(\frac{4560\text{ mm Hg}}{775\text{ mm Hg}}\right) = 292\text{ }^{\circ}\text{K}$$

<b>Ley de Boyle</b>	• Relaciona la presión y volumen de los gases.
<b>Ley de Charles</b>	• Relaciona el volumen y la temperatura de los gases.
<b>Ley de Gay-Lussac</b>	• Relaciona la presión y la temperatura de los gases.
<b>Ley combinada de los gases</b>	• Combina todas las variables representadas.

#### V.- Presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa

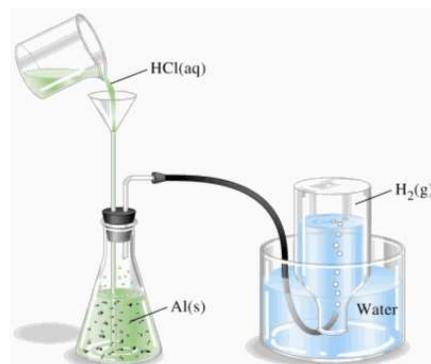
**Ley de Dalton:** *“Cada componente de una mezcla gaseosa ejerce una presión parcial igual a la que ejercería si estuviera solo en el mismo volumen, y la presión total de la mezcla, es la suma de las presiones parciales de todos los componentes”.*

Esta Ley es particularmente importante cuando se trata de gases recogidos sobre agua, los cuales se hallan saturados de vapor. El volumen de un gas que se ha burbujeado a través de agua y que por tanto, se ha saturado de vapor de agua, es mayor que el que poseería de si estuviese seco. La presión del gas húmedo es la suma de la presión parcial del gas seco más la del vapor de agua mezclado con él, a esa temperatura, y que es igual a la presión de vapor de agua a la temperatura de la mezcla gaseosa. Esta presión de vapor de agua varía con la temperatura. A continuación se dan los valores de la misma a distintas temperaturas.

## Presión de Vapor de Agua

T °C	P. mm Hg	T °C	P. mm Hg	T °C	P. mm Hg
Hielo		Agua líquida		Agua líquida	
- 10	1,95	19	16,48	64	179,31
- 9	2,13	20	17,53	66	196,09
- 8	2,33	21	18,65	68	214,17
- 7	2,54	22	19,83	70	233,7
- 6	2,76	23	21,07	72	254,6
- 5	3,01	24	22,38	74	277,2
- 4	3,28	25	23,76	76	301,4
- 3	3,57	26	25,21	78	327,3
- 2	3,88	27	26,74	80	355,1
- 1	4,22	28	28,35	82	384,9
0 P.f.	4,58	29	30,04	84	416,8
		30	31,82	86	450,9
Agua líquida		31	33,69	88	487,1
		32	35,66	90	525,8
- 10	2,15	33	37,73	91	546,0
- 9	2,33	34	39,90	92	567,0
- 8	2,51	35	42,17	93	588,6
- 7	2,71	36	44,56	94	610,9
- 6	2,93	37	47,07	95	633,9
- 5	3,16	38	49,69	96	657,6
- 4	3,41	39	52,44	97	682,1
- 3	3,67	40	55,32	98	707,3
- 2	3,96	41	58,34	99	733,2
- 1	4,26	42	61,50	100 P. e.	760,0
0 P.c.	4,58	43	64,80	101	787,5
1	4,93	44	68,26	102	815,9
2	5,29	45	71,88	103	845,1
3	5,68	46	75,65	104	875,1
4	6,10	47	79,60	105	906,1
5	6,54	48	83,71	106	937,9
6	7,01	49	88,02	107	970,6
7	7,51	50	92,51	108	1004,4
8	8,04	51	97,20	109	1038,9
9	8,61	52	102,09	110	1074,6
10	9,21	53	107,20	120	1489,1
11	9,84	54	112,51	130	2026,2
12	10,52	55	118,04	140	2710,9
13	11,23	56	123,80	150	3570,5
14	11,99	57	129,82	200	11659
15	12,79	58	136,08	250	29818
16	13,63	59	142,60	300	64433
17	14,53	60	149,38	350	124002
18	15,48	62	163,77	374 T. c.	165467

Cuando se mide un gas húmedo, el volumen hallado es el ocupado por el gas y el vapor de agua a la presión total de la mezcla. Si el gas se seca y no varía el volumen del recipiente, el volumen será el mismo, pero la presión deberá ser menor; la presión del gas resulta igual a la presión total menos la presión del vapor de agua. En otras



palabras, al considerar un determinado gas saturado de vapor de agua, se debe tomar, como volumen del mismo, el del gas húmedo, pero a una presión igual a su presión parcial. Por ejemplo, si se tienen 2lt de hidrógeno húmedo a 20 °C, los dos litros representan el volumen ocupado por el hidrógeno y por el vapor de agua, pero si la presión de la mezcla es 760 mm Hg, esta presión será la suma del vapor de agua a esta temperatura, que es 17,5 mm, y la presión parcial del hidrógeno, la cual será igual a 760 mm Hg – 17,5 mm Hg, es decir, 742,5 mm Hg. Si el hidrógeno se secase sin variar la capacidad del recipiente, el volumen sería igual a 2 lt, pero la presión del hidrógeno en el mismo sería de 742,5mm Hg.

En consecuencia, en la resolución de problemas en que intervengan gases húmedos sometidos a variaciones de temperatura y presión, debe considerarse el gas húmedo como si estuviese seco y ocupará el mismo volumen a su presión parcial, es decir, a la presión total menos la presión de vapor de agua a dicha temperatura.

14.- Se recoge gas hidrógeno sobre agua a 25°C. El volumen del gas recogido es de 55 cm<sup>3</sup> y la presión barométrica es de 758 mm Hg. Si el gas estuviera seco y medido en condiciones normales ¿cuál sería su volumen?

---

Primero transformamos las unidades:

$$25\text{ °C} + 273 = 298\text{ °K.}$$

La presión de vapor de agua a 25 °C es, según la tabla, 23,76 mm Hg, luego,  $758 - 23,76 = 734,24\text{ mm Hg}$

Las condiciones normales son:  $T = 273 \text{ }^\circ\text{K}$  y  $760 \text{ mm Hg}$

Construimos nuestra tabla de datos:

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b><math>55 \text{ cm}^3</math></b>	<b><math>734,24 \text{ mm Hg}</math></b>	<b><math>298 \text{ }^\circ\text{K}</math></b>
Final	-	<b><math>760 \text{ mm Hg}</math></b>	<b><math>273 \text{ }^\circ\text{K}</math></b>

$$V_f = 55 \text{ cm}^3 \times \left( \frac{734,24 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \right) \times \left( \frac{273^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 48,7 \text{ cm}^3$$

En ocasiones ocurre que la muestra de gas solo se halla parcialmente saturada de vapor de agua:

15.- Una muestra de oxígeno húmedo, que ocupa  $486 \text{ cm}^3$  a  $20^\circ\text{C}$  y presión de  $790 \text{ mm Hg}$ , está saturado de vapor de agua en un  $80 \%$ . ¿Cuál será el volumen ocupado por el oxígeno seco a  $25^\circ\text{C}$  y  $800 \text{ mm Hg}$ ?

---

$$20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$25^\circ\text{C} + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$\text{Presión de vapor de agua a } 20^\circ\text{C} = 17,53 \text{ mm Hg} \times 80 \% =$$

$$14,02 \text{ mm Hg}; 790 - 14,02 = 775,98 \text{ mm Hg}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b><math>486 \text{ cm}^3</math></b>	<b><math>775,98 \text{ mm Hg}</math></b>	<b><math>293 \text{ }^\circ\text{K}</math></b>
Final	-	<b><math>800 \text{ mm Hg}</math></b>	<b><math>298 \text{ }^\circ\text{K}</math></b>

$$V_f = 486 \text{ cm}^3 \times \left( \frac{775,98 \text{ mm Hg}}{800 \text{ mm Hg}} \right) \times \left( \frac{298^\circ\text{K}}{293^\circ\text{K}} \right) = 479,4 \text{ cm}^3$$

En los siguientes ejercicios se muestran los pasos, pero la justificación de los mismos debe ser realizada por el estudiante.

16.- Un cilindro con un émbolo móvil, contiene 40 lt de oxígeno a la presión de 2 atmósferas. La temperatura permanece constante pero el embolo se eleva hasta que el volumen del gas es de 60 lt. ¿Cuál es la presión en el cilindro?

---

$$P_f = 2 \text{ atm} \times \left( \frac{40 \text{ lt}}{60} \right) = 1,33 \text{ atm}$$

17.- Un volumen de aire saturado en un 60% con vapor de agua, ocupa 50 lt a 20°C y 790 mm Hg de presión. Se hace burbujear a través de ácido sulfúrico y se recoge sobre mercurio como aire seco a 25°C y 760 mm Hg. ¿Cuál será el volumen ocupado por el aire sabiendo que la presión de vapor de agua a esa temperatura es 17,5 mm Hg?

---

$$20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$25^\circ\text{C} + 273 = 298^\circ\text{K}$$

$$17,5 \text{ mm Hg} \times 60\% = 10,5 \text{ mm Hg}$$

$$790 \text{ mm Hg} - 10,5 \text{ mm Hg} = 779,5 \text{ mm Hg}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	<b>50 lt</b>	<b>779,5 mm Hg</b>	<b>293 °K</b>
Final	-	<b>760 mm Hg</b>	<b>298 °K</b>

$$V_f = 50 \text{ lt} \times \left( \frac{779,5 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \right) \times \left( \frac{298^\circ\text{K}}{293^\circ\text{K}} \right) = 52,16 \text{ lt}$$

18.- Un tanque de gas, cerrado con agua a 40°C y presión de 1 atm, contiene 200 m<sup>3</sup> de gas. La temperatura disminuye a 20°C y la presión aumenta a 800 mm Hg ¿Cuál será el volumen ocupado por el gas en

estas condiciones? La presión de vapor de agua a 40°C y 20°C es, respectivamente, 55,3 mm Hg y 17,5 mm Hg.

---

$$40^{\circ}\text{C} + 273 = 313^{\circ}\text{K}$$

$$20^{\circ}\text{C} + 273 = 293^{\circ}\text{K}$$

$$P_1 = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} - 55,3 \text{ mm Hg} = 704,7 \text{ mm Hg}$$

$$P_2 = 800 \text{ mm Hg} - 17,5 \text{ mm Hg} = 782,5 \text{ mm Hg}$$

	VOLUMEN	PRESIÓN	TEMPERATURA
Inicio	200 m <sup>3</sup>	704,7 mm Hg	313 °K
Final	-	782,5 mm Hg	293 °K

$$V_f = 200 \text{ m}^3 \times \left( \frac{704,7 \text{ mm Hg}}{782,5 \text{ mm Hg}} \right) \times \left( \frac{293^{\circ}\text{K}}{313^{\circ}\text{K}} \right) = 168,6 \text{ m}^3$$

### Problemas para resolver:

1.- La presión que se ejerce sobre 25 lt de un gas aumenta de 15 atm a 85 atm. Calcule el nuevo volumen si la temperatura permanece constante.

Respuesta: 4,41 lt.

2.- La composición en volumen del aire es 21,0 % de Oxígeno, 78,06 % de Nitrógeno y 0,94 % de Argón. Calcular la presión parcial de cada gas en el aire a una presión de 760 mm Hg.

$$\text{Respuesta: } p_{O_2} = 159,6 \text{ mm Hg}$$

$$p_{N_2} = 593,2 \text{ mm Hg}$$

$$p_{Ar} = 7,1 \text{ mm Hg}$$

3.- Una vasija abierta, cuya temperatura es de 10°C se calienta, a presión constante, hasta 400°C. Calcular la fracción del peso del aire inicialmente contenida en la vasija, que es expulsado.

Respuesta: 58 %

4.- El aire del caucho de un automóvil se encuentra a 30 lbs/plg<sup>2</sup> a la temperatura de 20°C. Suponiendo que no existe variación en el volumen del caucho. ¿Cuál será la presión si la temperatura aumenta a 104°F?

Respuesta: 32,05 lbs/plg<sup>2</sup> = 2,253 Kg/cm<sup>2</sup>

5.- ¿Cuántos globos esféricos de goma de 6 lt de capacidad, pueden llenarse en condiciones normales, con hidrógeno proveniente de un tanque que contiene 250 lt del mismo a 68°F y 5 atm de presión?

Respuesta: 194 globos

6.- Se recogen 285 cc de Nitrógeno sobre mercurio a -10°C y 778 mm Hg. Calcule el volumen obtenido al recogerlo sobre agua a 40°C y 700 mm Hg de presión. La presión de vapor de agua a 40°C es 55,3 mm Hg.

Respuesta: 409,2 cc

7.- Una muestra de 500 lt de aire seco a 25°C y 750 mm Hg de presión, se hace burbujear lentamente a través de agua a 25°C y se recoge en un gasómetro cerrado con agua. La presión del gas recogido es de 750 mm Hg. ¿Cuál es el volumen del gas húmedo? La presión de vapor de agua a 25°C es de 23,8 mm Hg.

Respuesta: 574,5 lt

8.- Se recoge Nitrógeno gas sobre agua a 18°C y 742 Torr de presión. ¿Cuál será la presión real del nitrógeno?

Respuesta: 727 mm Hg

9.- Cierta cantidad de metano seco ocupa un volumen de 368 cc a 21°C y 752 Torr. Supóngase que el gas burbujea a través de agua a 21°C hasta que se satura de vapor de agua. Si la presión total continúa siendo 752 Torr ¿Qué volumen ocupará el gas húmedo? Suponer comportamiento ideal.

Respuesta: 378 cc

10.- Suponiendo comportamiento ideal ¿Qué volumen ocupará un gas en condiciones normales si ocupa 1 cc a 353°K y 765 Torr?

Respuesta: 0,778 cc

11.- Si 1,00 g de Oxígeno seco ocupa un volumen de 0,700 lt en condiciones normales (CN). ¿Qué volumen ocupará si está húmedo a 24°C y a la presión barométrica de 726 mm Hg? Suponer que es un gas ideal.

Respuesta: 0,822 lt

12.- Se tiene 1,00 g de un gas que ejerce una presión de 0,836 atm cuando ocupa 1,00 lt a 24°C ¿Cuál será la presión a un volumen de 0,963 lt y a 47°C? Suponga comportamiento ideal.

Respuesta: 0,935 atm

## VI.- El Principio de Avogadro y el Volumen Molar

El principio de Avogadro afirma que a igualdad de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases contienen números iguales de partículas. Esto significa por ejemplo que, suponiendo que estén a temperaturas y presiones iguales, 1 lt de hidrógeno contiene tantas moléculas como 1 lt de oxígeno, o 1 lt de otro gas cualquiera, siempre que el comportamiento sea ideal. Otra forma de enunciar el principio de Avogadro consiste en decir que el número de moléculas por centímetro cúbico de gas depende, solamente de la presión y temperatura del mismo, no de su identidad. La razón del principio de Avogadro es que la mayor parte del volumen de los gases es espacio vacío, por lo que su comportamiento depende poco del tipo de moléculas que pueblen ese espacio vacío.



Un mol de cualquier gas contiene un número de Avogadro de moléculas, es decir,  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas. En condiciones normales, el volumen

ocupado por estas  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas es 22,4 lt (no importa cuales sean dichas moléculas, siempre que su comportamiento sea ideal). Este volumen de 22,4 lt recibe el nombre de "Volumen Molar" de un gas en condiciones ideales.

Algunos ejemplos de este tipo de cálculos:

19.- ¿Cuál será el volumen molar de un gas ideal a 25°C y 742 Torr?

$$25^{\circ}\text{C} + 273 = 298 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

El volumen molar de un gas es 22,4 lt a 0°C (273°K) y 760 Torr.

La temperatura pasa de 273°K a 298°K, produciendo la expansión del gas por calentamiento. La presión pasa de 760 Torr a 742 Torr. La disminución de la presión se traduce entonces, en una nueva expansión:

$$V_m = 22,4 \text{ lt} \times \frac{298^{\circ}\text{K}}{273^{\circ}\text{K}} \times \frac{760 \text{ Torr}}{742 \text{ Torr}} = 25,04 \text{ lt}$$

20.- Suponiendo que se trata de un gas ideal, ¿cuántas moléculas por cm<sup>3</sup> contiene a -33°C y 726 Torr?

$$-33^{\circ}\text{C} + 273 = 240^{\circ}\text{K}$$

Un mol en CN tiene  $6,02 \cdot 10^{23}$  moléculas y ocupa 22,4 lt (22400 cm<sup>3</sup>), por lo tanto:

$$\frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{22400 \text{ cm}^3} = 2,69 \cdot 10^{19} \text{ moléculas/cm}^3$$

El gas se enfría al pasar de 273°K a 240°K y este enfriamiento reduce el volumen del gas, lo que se traduce en mayor cantidad de partículas por cm<sup>3</sup>. La presión disminuye al variar de 760 Torr a 726 Torr. Esta disminución de la presión incrementa el volumen lo que produce menor cantidad de partículas por cm<sup>3</sup>, luego:

$$2,60 \cdot 10^{19} \text{ moléculas} \times \frac{273^\circ\text{K}}{240^\circ\text{K}} \times \frac{726 \text{ Torr}}{760 \text{ Torr}} = 2,92 \cdot 10^{19} \text{ moléculas}$$

## VII.- Peso Molecular y Densidad relativa de los gases

La determinación del Peso Molecular de un gas mediante la aplicación directa del principio de Avogadro, se aclara en los siguientes ejercicios:

21.- La Densidad relativa del Nitrógeno respecto al Hidrógeno es 13,90. ¿Cuál es el peso molecular del nitrógeno?

---

$$\frac{\text{Peso de un volumen gas A}}{\text{Peso igual volumen gas B}} = D_{A(B)} = \frac{PM(A)}{PM(B)} =$$

$$PM(A) = PM(B) \times D_{A(B)}$$

$$PM_{N_2} = PM_{H_2} \times D_{N_2(H_2)} = 2,016 \frac{g}{mol} \times 13,90 = 28,02 \frac{g}{mol}$$

22.- Un volumen de cloro tiene una masa 2,216 veces mayor que un volumen igual de oxígeno, medido en igualdad de condiciones. Calcular el PM del cloro.

---

$$PM_{Cl_2} = PM_{O_2} \times D_{Cl_2(O_2)} = 32 \times 2,216 = 70,91 \frac{g}{mol}$$

Si la densidad relativa se determina o se conoce con relación al aire, es necesario entonces conocer la del aire con relación al hidrógeno o al oxígeno, para poder calcular el PM de aquel gas.

Consideremos el siguiente ejemplo:

23.- El Dióxido de Carbono (anhídrido carbónico) es 1,520 veces más pesado que el aire. La densidad del aire respecto al hidrógeno es 14,367. Determinar el PM del CO<sub>2</sub>.

---

Partiendo de la expresión:

PM gas A = PM gas B x D<sub>A(B)</sub>, y la relación obvia:

$$\frac{\text{Peso vol. gas A}}{\text{Peso vol. gas B}} = \frac{\text{Peso vol. gas A}}{\text{Peso igual vol. aire}} \times \frac{\text{Peso vol. aire}}{\text{Peso igual vol. gas B}}$$

D<sub>A(B)</sub> = D<sub>A(aire)</sub> x D<sub>aire(B)</sub> , se deduce:

$$PM_{(A)} = PM_{(B)} \times D_{aire(B)} \times D_{A(aire)}$$

Peso molecular del dióxido de carbono:

$$\begin{aligned} PM_{CO_2} &= PM_{H_2} \times D_{aire(H_2)} \times D_{CO_2(aire)} = \\ &2,016 \frac{g}{mol} \times 14,367 \times D_{CO_2(aire)} = \\ &28,96 \frac{g}{mol} \times 1,520 = 44,02 \end{aligned}$$

Observe que el valor 28,96 corresponde al PM del aire y se conoce, por tanto, como **“Peso Molecular aparente (o medio) del Aire”**.

24.- La densidad relativa del amoníaco (NH<sub>3</sub>) respecto al aire es 0,588, y la del aire respecto al oxígeno es 0,9051. Calcule el PM del amoníaco.

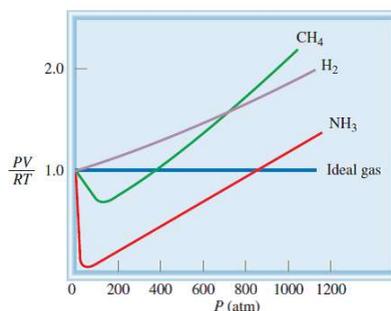
$$PM_{NH_3} = PM_{O_2} \times D_{aire(O_2)} \times D_{NH_3(aire)} =$$

$$32 \times 0,9051 \times D_{NH_3(aire)} = 28,96 \times 0,588 = 17,03$$

En los ejemplos anteriores vemos que el Peso Molecular del gas es igual al Peso Molecular aparente o medio del aire, multiplicado por la densidad del gas respecto al aire.

### VIII.- Ecuación de Estado de un gas ideal

Las Leyes de Boyle, Charles y el principio de Avogadro, son casos especiales del comportamiento de los gases. La forma más general de resumir el comportamiento de un gas se realiza a



través de la llamada “Ecuación de Estado”. Esta ecuación indica, matemáticamente, cómo se relacionan la Presión, Temperatura, Volumen y número de moles de un gas.

Si el gas se comporta de manera ideal, la ecuación es:

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

Donde “P” es la presión, “V” es el Volumen, “n” el número de moles y “R” es la “Constante Universal de los Gases”.

Si P está expresada en atmosferas. V en litros y T en grados Kelvin, R tiene un valor de  $0,082 \frac{\text{lt} \times \text{atm}}{^\circ\text{K} \times \text{mol}}$ . Siempre que un gas tenga un comportamiento parecido al ideal, P x V dividido entre n x T será igual a R, no importa cuál sea el gas ni la condición en que se encuentre.

25.- El "hielo seco" es dióxido de carbono sólido a temperatura inferior a  $-55^\circ\text{C}$  y presión de 1 atmósfera. Una muestra de 0,050 g de hielo seco se coloca en un recipiente vacío cuyo volumen es de 4,6 lt, se calienta hasta temperatura de  $50^\circ\text{C}$ . a) Calcule la presión, en atm, dentro del recipiente después de que todo el hielo seco se ha convertido en gas. b) Explique si se producen cambios en la presión y en la cantidad de moles gaseosos si el experimento lo realizáramos calentando el recipiente a  $60^\circ\text{C}$ .

---

a) Aplicando la ecuación general de los gases ideales ya que se conoce tanto la cantidad de gas (0,050g) como su masa molecular ( $\text{CO}_2 \Rightarrow 44 \text{ g/mol}$ ), el volumen del recipiente (4,6 lt) y la temperatura ( $50^\circ\text{C} = 323^\circ\text{K}$ ):

$$P \times V = g/P_m \times R \times T \Rightarrow P \times 4,6 = 0,050/44 \times (0,082 \times 323); P = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

b) La cantidad de gas existente en el recipiente no varía, aunque al aumentar la temperatura hasta los  $60^\circ\text{C}$  ( $333^\circ\text{K}$ ) la presión también aumentará ligeramente. La calculamos con la ecuación general de los gases ideales de la misma forma que en el caso anterior:

$$P \times V = g/P_m \times R \times T \Rightarrow P \times 4,6 = 0,050/44 \times (0,082 \times 333); P = 6,74 \cdot 10^{-3} \text{ atm.}$$

26.- Calcule la temperatura a la que deben encontrarse 8 g de oxígeno que se encuentran en un recipiente de 5 litros a una presión de 790 mm Hg. ¿Qué volumen ocupará en condiciones normales? ¿Qué cantidad de dicho gas

debería salir o deberíamos introducir para que se duplicara la presión si la temperatura desciende 10°C?

---

Convertimos las unidades:

$$10^{\circ}\text{C} + 273 = 283 \text{ }^{\circ}\text{K}; 790 \text{ mm Hg}: \frac{760 \text{ mm Hg}}{1 \text{ atm}} = 1,04 \text{ atm}$$

Aplicando la ecuación general de los gases ideales:

$$P \times V = \frac{g}{PM} \times R \times T \Rightarrow T = \frac{P \times V \times PM}{R \times g} = \frac{1,04 \times 5 \times 32}{0,082 \times 8} = 253,65 \text{ }^{\circ}\text{K}$$

En C.N. ocupa:

$$1 \text{ atm} \times V = 8/32 (0,082 \times 273) \quad V = 5,59 \text{ litros en C.N.}$$

En el tercer caso la cantidad de gas que hay dentro del recipiente es:

$$253,65 - 10 = 243,65 \text{ }^{\circ}\text{K}; P = 2 \times 1,04 = 2,08 \text{ atm}$$

$(2 \times 1,04) \times 5 = g/32 \times (0,082 \times 243,5)$ ;  $g = 16,66 \text{ g}$  hay dentro, por lo que deben salir:  $16,66 - 8,00 = 8,66 \text{ gramos}$ .

27.- En el interior de un bombillo cuyo volumen es de 100 ml, hay una presión de  $1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mm de Hg}$  a  $27^{\circ}\text{C}$ . Cuando comienza a funcionar, alcanza una temperatura de  $127^{\circ}\text{C}$ . Calcular: a) número de moléculas de gas existentes en el interior de la lámpara; b) Presión en su interior cuando está funcionando.

---

Inicialmente se convierten las unidades:

$$27^{\circ}\text{C} + 273 = 300 \text{ }^{\circ}\text{K}; \quad 100 \text{ ml} = 0,100 \text{ lt};$$

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-5} \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \times 1 \text{ atm} = 1,58 \cdot 10^{-8} \text{ atm}$$

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \Rightarrow n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{1,58 \cdot 10^{-8} \times 0,100}{0,082 \times 300} = 6,42 \cdot 10^{-11} \text{ moles}$$

$$\begin{aligned} N^\circ \text{ moléculas} &= 6,42 \cdot 10^{-11} \times 6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{moléculas}}{\text{mol}} \\ &= 3,86 \cdot 10^{13} \text{ moléculas} \end{aligned}$$

Cuando está funcionando, la única diferencia con la situación anterior es el cambio de temperatura, que ahora es de  $127^\circ\text{C} + 273 = 400^\circ\text{K}$ :

$$P = \frac{6,42 \cdot 10^{-11} \times 0,082 \times 400}{0,1} = 2,11 \cdot 10^{-8} \text{ atm}$$

28.- ¿Qué peso de oxígeno existirá en un recipiente cilíndrico de 1 metro de altura y 30 cm. de diámetro que está a  $20^\circ\text{C}$  y a 20 atmósferas de presión?

---

$$20^\circ\text{C} + 273 = 293^\circ\text{K}$$

$$V = \pi \times r^2 \times h = 3,14 \times (0,15)^2 \times 1,00 = 7,065 \cdot 10^{-2} \text{ m}^3 = 70,7 \text{ lt}$$

$$PxV = \frac{g}{PM} RxT \Rightarrow g = \frac{PxVxPM}{RxT} = \frac{20 \times 70,7 \times 32}{0,082 \times 293} = 1,883 \cdot 10^3 \text{ g } O_2$$

29.- Si la densidad del nitrógeno líquido es 1,25 g/l, ¿a qué volumen se reducirá un litro de nitrógeno gaseoso, medido en condiciones normales, al condensarse? **Masa atómica del Nitrógeno: 14,00**

---

Se calculan los gramos:

$$PxV = \frac{g}{PM} x RxT \Rightarrow g = \frac{PxVxPM}{RxT} = \frac{1 \times 1 \times 28}{0,082 \times 273} = 1,25 \text{ g}$$

Ahora se calcula el volumen:

$$V = \frac{gxRxT}{PxPM} = \frac{1,25 \times 0,082 \times 273}{1 \times 28} = 1 \text{ lt}$$

30.- Calcule la presión que ejercerán 4 g de dióxido de carbono que se encuentran en un recipiente de 5,0 litros de capacidad a  $37^\circ\text{C}$  de temperatura. ¿Cuántas moles y cuántas moléculas del mismo hay en ese recipiente?

---

$$37^\circ\text{C} + 273 = 310^\circ\text{K}$$

PM CO<sub>2</sub> = 44 g/mol

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow P = \frac{g}{PM} \times \frac{R \times T}{V} \Rightarrow P = \frac{4 \times 0,082 \times 310}{44 \times 5} = 0,462 \text{ atm}$$

$$n = \frac{g}{PM} = \frac{4}{44} = 0,091 \text{ moles de CO}_2$$

$$0,091 \text{ moles} \times \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{\text{mol}} = 5,47 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

31.- Un gas ocupa un volumen de 100 litros a 720 mm Hg y una cierta temperatura. ¿A qué presión debe someterse isotérmicamente para que ocupe 5,0 litros?

---

El enunciado del problema indica que la temperatura permanece constante (proceso isotérmico), luego, para que se reduzca el volumen la presión deberá incrementarse:

$$\frac{720 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} = 0,95 \text{ atm}$$

$$P_f = \frac{100 \text{ lt}}{5 \text{ lt}} \times 0,95 \text{ atm} = 18,95 \text{ atm}$$

32.- Un recipiente de 5,0 litros, al que se ha hecho previamente el vacío, se llena de hidrógeno gaseoso. Si la temperatura es 27 °C y la presión 700 mm Hg. a) ¿Cuántas moléculas de H<sub>2</sub> contiene el matraz?; b) ¿Cuál es la densidad del gas en estas condiciones?

---

$$27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ °K}$$

$$\frac{700 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \times 1 \text{ atm} = 0,92 \text{ atm}$$

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{0,92 \times 5}{0,082 \times 300} = 0,187 \text{ moles}$$

$$\frac{0,187 \text{ moles} \times 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1,00 \text{ mol}} = 1,13 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$n = \frac{g}{PM} \Rightarrow g = n \times PM = 0,187 \text{ moles} \times 2,016 \frac{g}{\text{mol}} = 0,38 \text{ g}$$

$$\delta = \frac{m}{V} = \frac{0,38 \text{ g}}{5 \text{ lt}} = 7,54 \cdot 10^{-2} \text{ g/lt}$$

33.- Se llena de hidrógeno un recipiente de 5 litros a 10°C y 730 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Cuál debería ser la temperatura para que la presión se redujera a la mitad?

---

$$10 \text{ °C} + 273 = 283 \text{ °K}$$

$$\frac{730 \text{ mm Hg}}{760 \text{ mm Hg}} \times 1 \text{ atm} = 0,96 \text{ atm}$$

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow n = \frac{P \times V}{R \times T} = \frac{0,96 \times 5}{0,082 \times 283} = 0,21 \text{ moles}$$

$$n = \frac{g}{PM} \Rightarrow g = n \times PM = 0,21 \times 2,016 = 0,42 \text{ g}$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{P_2 \times T_1}{P_1} = \frac{0,96}{2} \times 283 = 141,5 \text{ °K}$$

Problemas propuestos:

a.- Se llena de hidrógeno un recipiente de 10 litros a 33°C y 790 mm Hg. ¿Cuántos gramos y moles hemos introducido? ¿Qué volumen ocupará esa cantidad de gas, medida en Condiciones Normales?

Respuesta: 0,414 moles; 0,828 g; 9,27 lt

b.- Un recipiente de 10 lt. se llena de hidrógeno a 25°C y 770 mm de presión. Determinar la cantidad que se ha introducido, expresándola en gramos, moles y moléculas. ¿Qué cantidad saldría si se abre el recipiente y en el exterior la presión es de 1 atm?

Respuesta: 0,415 moles; 0,83 g;  $2,5 \cdot 10^{23}$  moléculas; 0,012 g de  $H_2$  salen

c.- Se dispone en el laboratorio de un recipiente vacío cuya masa es de 70,00 g. Se llena de oxígeno gaseoso y su masa alcanza 72,00 g. Se llena después con otro gas desconocido en las mismas condiciones de presión y temperatura y su masa es de 72,75 g. Calcule el peso molecular de este gas.

DATO: Peso atómico del oxígeno: 16,00

Respuesta: 44 g/mol

d.- ¿Cuál es la densidad del nitrógeno gaseoso a  $227^\circ C$  y 5,00 atm de presión?  
DATO: Peso atómico del Nitrógeno = 14,00.

Respuesta: 3,41 g/lit

e.- En un matraz de  $250 \text{ cm}^3$  se introduce éter etílico ( $C_4H_{10}O$ ) a una temperatura de  $12^\circ C$  y a una presión de 740 mm de Hg. Se saca todo el aire, se cierra el matraz y se calienta a  $200^\circ C$ . ¿Cuál será la cantidad máxima de éter etílico (en gramos) que pueden introducirse si la presión del matraz no debe exceder de 40 atmósferas?

**DATOS: Punto de ebullición del éter etílico =  $34,6^\circ C$ .**

**Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1**

Respuesta: 19,24 g

f.- Un recipiente de 2,24 litros, provisto de llave de paso, se llena con 7,1 g de gas de cloro a la presión ambiente, cuando la temperatura es de  $T^\circ K$ . Se calienta el recipiente hasta una temperatura  $30^\circ C$  mayor que  $T^\circ K$  y se abre la llave de paso de modo que la presión en su interior vuelve a su valor inicial, quedándole dentro 6,4 g de cloro.

Se desea saber:

a) El valor de la temperatura Kelvin. b) La presión ambiente, expresada en mm de mercurio.

Respuesta:  $274,3^\circ K$ ; 1 atm

g.- El volumen inicial de un gas es 4,00 litros, ¿cuál es el volumen final después de que la presión se haya reducido desde 760 mm Hg a 50 mm Hg?

Respuesta: 60,8 lt

h.- A-17 - ¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

Respuesta: 2,5 atm

i.- Se tienen 5 litros de Hidrógeno a 20°C y 380 mm de presión. ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuántos gramos? ¿Cuántos moles? ¿Qué volumen ocuparían en Condiciones Normales?

Respuesta: 0,104 moles; 0,208 g de H<sub>2</sub>;  $1,25 \cdot 10^{23}$  átomos; 2,33 lt

j.- Se tienen 5 litros de Helio a 20°C y 380 mm de presión. ¿Cuántos átomos hay? ¿Cuántos gramos de Hidrógeno contendrían el mismo número de moléculas que de átomos tiene dicho Helio?

Respuesta:  $6,26 \cdot 10^{22}$  átomos de He; 0,208 g de H<sub>2</sub>

k.- Calcular la temperatura a la que deberán encontrarse 7 g de nitrógeno que están en un recipiente de 10 litros a una presión de 870 mm Hg. ¿Qué cantidad de gas habrá en el recipiente si se duplica la presión si la temperatura desciende 100°C? DATO: Peso atómico del Nitrógeno = 14,0

Respuesta: 558,4 °K; 17,05 g N<sub>2</sub>;

l.- Se tiene una esfera de 40 cm de diámetro y se llena de hidrógeno a 20°C y 800 mm Hg de presión. Calcular la cantidad de gas introducida, expresándola en unidades de masa, moles y moléculas. Si se abre el recipiente y la presión exterior es de 1 atm, ¿Cuánto gas hidrógeno entraría o saldría?

Respuesta: 1,468 moles;  $8,84 \cdot 10^{23}$  moléculas de H<sub>2</sub>; 2,936 g de H<sub>2</sub>;  
2,790 g H<sub>2</sub> quedan dentro; 2,146 g de H<sub>2</sub> salen del recipiente

m.- Se tienen 64 gramos de oxígeno (O<sub>2</sub>) en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántas moles y moléculas contiene? ¿Qué volumen ocupan? ¿Qué volumen ocuparán a una presión de 900 mm Hg y una temperatura de 37°C?

Respuesta: 2 moles;  $1,20 \cdot 10^{24}$  moléculas; 44,8 lt; 42,94 lt

n.- La presión de 100 ml de un gas es inicialmente 760 mm Hg, pero se incrementa a continuación hasta 850 mm Hg. ¿Cuál es el volumen final de la mezcla?

Respuesta: 89,44ml

o.- ¿Cuántos moles hay en 16 litros de oxígeno a presión y temperatura estándar?

Respuesta: 0,654 moles

p.- Un aerosol contiene un gas a  $25^{\circ}\text{C}$  y 2 atm y se arroja a un fuego cuya temperatura es de  $575^{\circ}\text{C}$ . ¿Cuál es la presión final del gas?

Respuesta: 5,69 atm

q.- ¿Qué presión hay que aplicar a 2,0 litros de un gas que se encuentra a una presión de 1,0 atm para comprimirlo hasta que ocupe 0,80 litros?

Respuesta: 2,5 atm

r.- Si se calientan 2,0 litros de un gas desde  $0^{\circ}\text{C}$  a  $91^{\circ}\text{C}$  a presión constante, ¿Cuál es el volumen del gas a  $91^{\circ}\text{C}$ ?

Respuesta: 2,67 lt

s.- Un recipiente cerrado contiene  $\text{CO}_2$  a 740 mm Hg y  $27^{\circ}\text{C}$ . Se enfría a una temperatura de  $-52^{\circ}\text{C}$ . Determinar la presión ejercida por el gas en esas condiciones.

Respuesta: 0,717 atm

t.- Se tienen tres recipientes de igual capacidad. En uno se introduce 2 g de nitrógeno, en otro 2 g de metano y en otro 2 g de amoníaco, todos son gases y están a la misma temperatura. ¿Qué se puede decir sobre la presión en los tres recipientes? (Masas atómicas: H = 1, C = 12, N = 14).

Respuesta:  $P_{\text{CH}_4} > P_{\text{NH}_3} > P_{\text{N}_2}$

u.- El propileno es un compuesto orgánico que se utiliza en la síntesis de otros compuestos orgánicos, como por ejemplo el polipropileno. Si en un recipiente de vidrio que pesa 40,1305 g limpio, seco y hecho el vacío; 138,2410 g cuando se llena con agua a 25°C (Densidad del agua 0,9970 g/ml) y 40,2950 g cuando se llena con gas propileno a 740 mm Hg y 24°C. Calcular la masa molar del propileno

Respuesta:  $PM = 41,81 \text{ g/mol}$

## **IX.- Temperatura y Presión Críticas**

Para cada sustancia existe una temperatura por encima de la cual en estado gaseoso no puede licuarse, aunque se aumente la presión, ésta es su temperatura crítica. La presión crítica es la presión que debe aplicarse a una sustancia para lograr licuarla a la temperatura crítica. Por encima de estos valores de temperatura y presión no existe distinción entre líquido y gas, es más apropiado referirse a la sustancia como un fluido; la sustancia se comporta como líquido ya que es capaz de disolver otras sustancias, pero también se comporta como gas ya que ocupa todo el volumen del recipiente que lo contiene.

La temperatura crítica de una sustancia refleja la intensidad de las fuerzas intermoleculares: a mayores fuerzas intermoleculares, la temperatura crítica será más alta.

La temperatura y la presión críticas son datos importantes ya que proporcionan información acerca de las condiciones en que los gases se licuan. En ocasiones se desea licuar un gas, pero en otras se desea evitar que se licúe.

La tabla siguiente muestra los valores de presión y temperatura críticas de algunas sustancias.

## Presión y temperatura críticas de algunas sustancias.

Sustancia	Temperatura Crítica		Presión Crítica (atm)
	(°C)	(°K)	
NH <sub>3</sub>	132,4	405,6	111,5
CO <sub>2</sub>	31,0	304,2	73,0
N <sub>2</sub>	-147,1	126,1	33,5
O <sub>2</sub>	-118,8	154,4	49,7
H <sub>2</sub> O	374,4	647,6	217,7
Freón 12 (CCl <sub>2</sub> F <sub>2</sub> )	115,5	384,7	39,6

### X.- Gases Reales

Se denomina gas real, aquél cuyo comportamiento no se puede describir completamente por la ecuación del gas ideal. Esto ocurre cuando el gas está sometido a presiones mayores de 5 atmósferas. En estas condiciones las moléculas del gas se encuentran muy cerca unas de otras, con lo cual ocurren interacciones entre ellas, lo cual puede afectar el movimiento de las moléculas, desviándose del comportamiento ideal.

También ocurren desviaciones a bajas temperaturas, la energía cinética disminuye, lo que afecta el movimiento de las moléculas.

Se necesita modificar la ecuación de los gases ideales para trabajar con gases reales. Van der Waals propuso una modificación a la presión y al volumen en el caso de gases reales. La ecuación es la siguiente:

Ecuación de van der Waals:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \times (V - nb) = n \times R \times T$$

donde a y b (constantes de van der Waals) se determinan experimentalmente y son específicas para cada gas, como se muestra en la tabla siguiente.

### Constantes de van der Waals para algunos gases.

Gas	a $\left(\frac{\text{atm} \times \text{lt}^2}{\text{mol}^2}\right)$	b $\left(\frac{\text{lt}}{\text{mol}}\right)$
He	0,034	0,0237
Ne	0,211	0,0171
H <sub>2</sub>	0,244	0,0266
O <sub>2</sub>	1,36	0,0318
CO <sub>2</sub>	3,59	0,0427
CH <sub>4</sub>	2,25	0,0428
NH <sub>3</sub>	4,17	0,0371

Ejemplo: Se ha determinado experimentalmente que 5,00 moles de CO<sub>2</sub> ocupan un volumen de 5,50 lt a 27°C. Determine la presión ejercida por el gas si:

- Se comporta como gas ideal
  - Se comporta como gas real.
- 

Si se comporta en forma ideal:

$$P \times V = n \times R \times T \Rightarrow P = \frac{n \times R \times T}{V} = \frac{5 \times 0,082 \times 300}{5,5} = 22,36 \text{ atm}$$

Si se comporta como gas real, se utiliza la ecuación de van der Waals y los valores de a y de b se toman de la tabla anterior:

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2}\right) \times (V - nb) = n \times R \times T$$

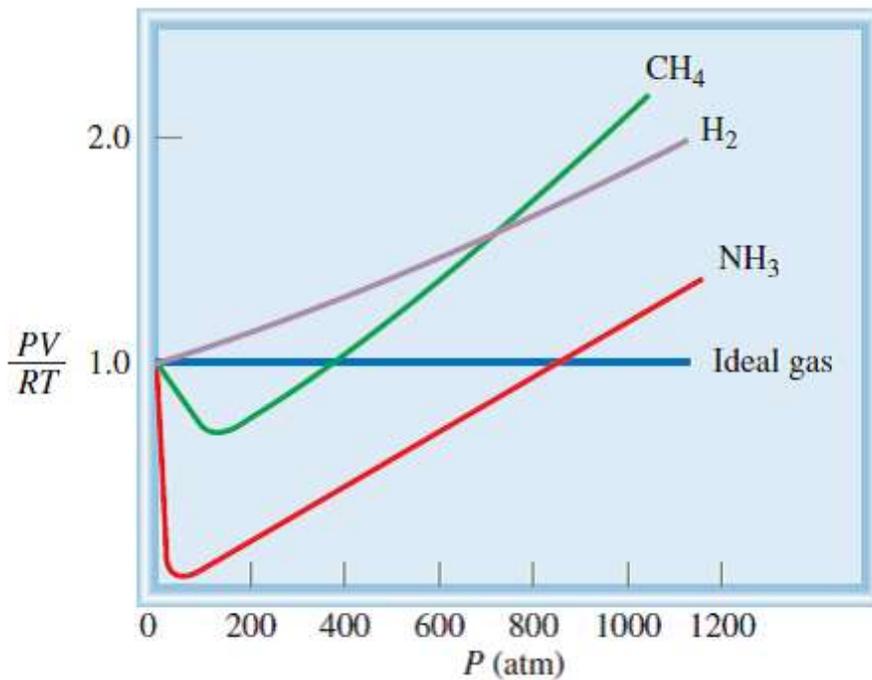
$$\left(P + \frac{3,59 \times (5)^2}{(5,5)^2}\right) \times (5,5 - 5 \times 0,0427) = 5 \times 0,082 \times 300 \Rightarrow$$

$$(P + 2,967) \times (5,287) = 123 \Rightarrow P = \frac{123}{5,287} - 2,967 = 20,30 \text{ atm}$$

Se observa una diferencia mayor de 2 atm entre ambos cálculos.

Si el gas se comporta en forma ideal, para 1 mol de gas, el término  $PV/RT$  es igual a 1, si se grafica  $PV/RT$  vs  $P$  se obtiene una línea recta. Si el comportamiento no es ideal, la gráfica  $PV/RT$  vs  $P$  es una curva similar a la que se muestra en el gráfico siguiente:

### Relación $PV/RT$ vs $P$



Existen gráficos como el que se muestra a continuación, que permiten calcular el valor de  $Z$  para cualquier gas, a partir de los siguientes datos:

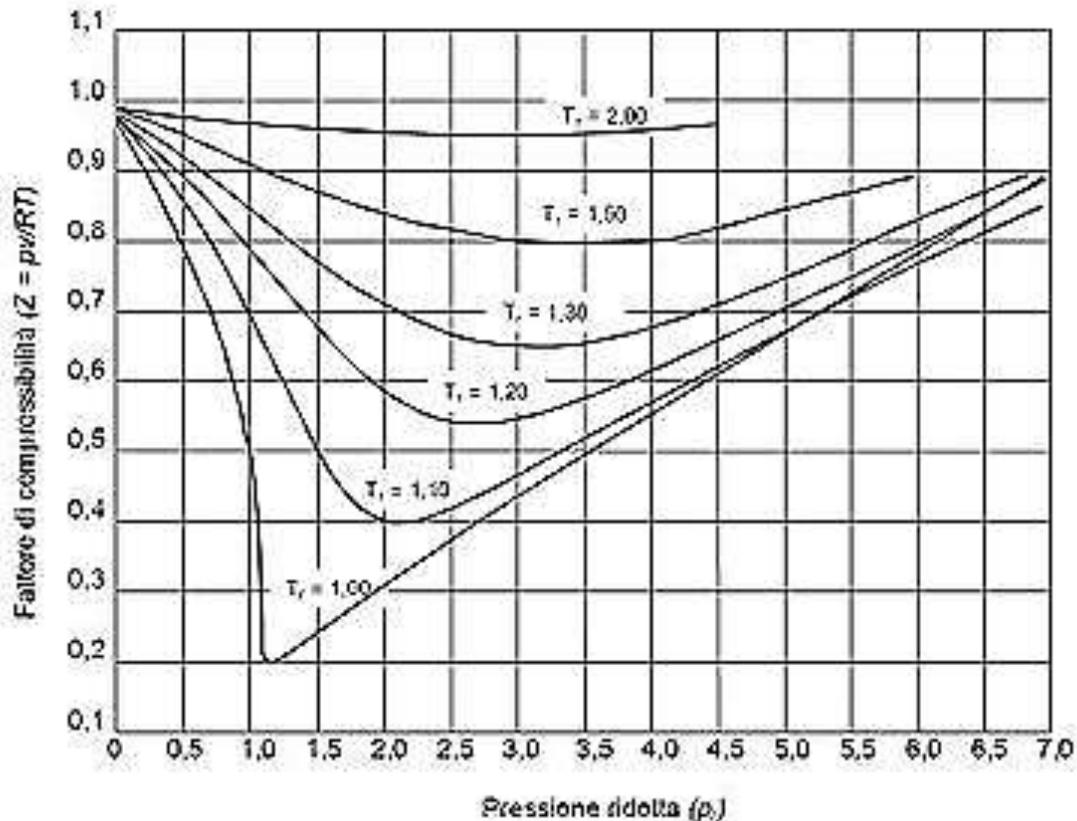
$$\text{Presión reducida} = \frac{\text{Presión del gas}}{\text{Presión crítica}}$$

$$\text{Temperatura reducida} = \frac{\text{Temperatura del gas } (^{\circ}\text{K})}{\text{Temperatura crítica } (^{\circ}\text{K})}$$

La presión reducida se lee en el eje horizontal. Luego se selecciona la curva correspondiente a la temperatura reducida y se lee el valor de  $Z$  en el eje vertical. El valor de  $Z$  determinado gráficamente es un valor aproximado. Sin embargo, para efectos de

rapidez de respuesta, es más rápido realizar el cálculo utilizando este gráfico, que utilizando la ecuación de van der Waals.

### Gráfica: Factor de Compresibilidad Z



Ejemplo: Una bombona de 3,00 lt contiene CO<sub>2</sub>. Si la presión del gas es 438 atm y la temperatura es 456,3 K, determine:

- El factor de compresibilidad Z utilizando el gráfico,
- La cantidad de gas en moles, suponiendo comportamiento no ideal

Se debe calcular la temperatura y la presión reducidas, utilizando los datos de presión y temperatura crítica de la tabla del factor de compresibilidad Z.

$$Presión\ reducida = \frac{Presión\ del\ gas}{Presión\ crítica} = \frac{438}{73,0} = 6,0$$

$$\text{Temperatura reducida} = \frac{\text{Temperatura del gas}}{\text{temperatura crítica}} = \frac{456,3}{304,2} = 1,5$$

La gráfica nos aporta el valor de 0,9 (corte de los ejes horizontal,  $P_z$  con la curva  $T_z = 1,5$ ). Luego se utiliza la ecuación  $PV = ZnRT$ , de donde despejamos  $n$ :

$$n = \frac{P \times V}{Z \times R \times T} = \frac{438 \times 3,0}{0,9 \times 0,082 \times 456,3} = 39,02 \text{ moles}$$

**Nota:** si se hubiese considerado comportamiento ideal, el resultado sería 35,1 moles. Si se desea utilizar la ecuación de van der Waals para resolver este problema, es necesario despejar el valor de  $n$  de la ecuación:

$$\left( P + \frac{an^2}{V^2} \right) \times (V - bn) = nRT$$

lo que supondría resolver una ecuación de tercer grado, por lo tanto es más sencillo y más rápido utilizar el factor de compresibilidad.

## XI.- Efusión y Difusión de Gases

Se denomina efusión al escape de las moléculas de un gas a través de un agujero diminuto hacia un espacio vacío (o a menor presión). Este es el caso de los aerosoles.

La difusión es la dispersión dentro de un espacio o dentro de una segunda sustancia. Cuando se destapa un frasco de perfume dentro de una habitación, las moléculas del gas se difunden en la habitación, con lo cual se puede percibir el aroma.

En 1846 Thomas Graham descubrió que la rapidez de efusión de un gas es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de su masa molar. Se puede relacionar la rapidez de efusión de dos gases bajo las mismas condiciones, por medio de la Ley de Graham:

$$\frac{\text{Velocidad de Efusión del gas A}}{\text{Velocidad de Efusión del gas B}} = \sqrt{\frac{\text{masa molar del gas B}}{\text{masa molar del gas A}}}$$

Ejemplo: Un gas de masa molar desconocida y una muestra de  $O_2$  se encuentran en recipientes separados mantenidos a las mismas condiciones. Se dejan efundir ambos gases y se observa que la efusión de 1,00 litro del gas demora 72 segundos, mientras que la efusión de 1,00 litro de oxígeno demora 28 segundos. Determine la Masa Molar del gas.

---

La velocidad de efusión se puede expresar como volumen/tiempo. Se sustituyen los valores en la Ley de Graham y se despeja la masa molar del gas:

$$\frac{\text{Velocidad de Efusión del gas A}}{\text{Velocidad de Efusión del gas B}} = \sqrt{\frac{\text{masa molar del gas B}}{\text{masa molar del gas A}}} \Rightarrow$$

$$\frac{\text{Velocidad de efusión del gas A}}{\text{Velocidad de efusión del } O_2} = \sqrt{\frac{\text{masa molar del } O_2}{\text{masa molar del gas A}}} \Rightarrow$$

$$\frac{\frac{1,0 \text{ lt}}{72 \text{ seg}}}{\frac{1,0 \text{ lt}}{28 \text{ seg}}} = \sqrt{\frac{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\text{masa molar del gas A}}} \Rightarrow$$

$$0,39 = \sqrt{\frac{32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{\text{masa molar del gas A}}} \Rightarrow \text{masa molar del gas A} = \frac{32}{(0,39)^2}$$

$$\text{masa molar del gas A} = 210,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

## Bibliografía

- SIENKO, J. Michell; Robert Plane (1972): “**Química Teórica y Descriptiva**”. Aguilar SA. Madrid. España.
- SIENKO, J.M. (1979): “**Problemas de Química**”. Editorial Reverté, Barcelona, España.
- IBARZ, José. (1976): “**Problemas de Química General**”. Editorial Marín SA. Barcelona, España.
- Junta de Andalucía. Consejería de Innovación, Ciencia y Empresa. Distrito Único Andaluz: “*Iniciación a la Química. Preparación para el ingreso a la Universidad*”  
([www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos\\_informaticos/.../leyes\\_gases/](http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/.../leyes_gases/))
- gases reales - Universidad Nacional de Cuyo  
[campus.fca.uncu.edu.ar:8010/pluginfile.php/.../Gases\\_REales\\_2012.pdf](http://campus.fca.uncu.edu.ar:8010/pluginfile.php/.../Gases_REales_2012.pdf)
- UNIDAD V ESTADO GASEOSO. Leyes de los gases ideales ...  
[exa.unne.edu.ar/quimica/quimgeneral/UNIDADVGases.pdf](http://exa.unne.edu.ar/quimica/quimgeneral/UNIDADVGases.pdf)