

GASES

I. Q. Ramiro E. Domínguez Danache

Con mucha frecuencia escuchamos a nuestro alrededor la palabra presión al entablar discusiones respecto al uso y comportamiento de gases, ya sea en recipientes cerrados o bien de los gases que nos rodean permanentemente, es decir, el aire que ejerce la presión del medio ambiente o presión atmosférica llamada también “*presión barométrica*”.

Son muchos los ejemplos que tenemos a nuestro alcance; así...

- Una llanta de coche debe tener una presión adecuada para operar satisfactoriamente (alrededor de 28-30 “*libras por pulgada cuadrada*” en la mayoría de los automóviles)...
- Una olla de presión en la cocina puede alcanzar fácilmente una presión de dos “*atmósferas*” mientras se cuecen los alimentos...
- Un tanque de oxígeno, utilizado para soldar con soplete o para enfermos en los hospitales, alcanza presiones de más de 150 kg/cm^2 ... (Esa es una presión sumamente elevada por lo que es necesario usar un regulador de presión, tanto para soldar como para los enfermos)...
- En cambio, en la ciudad de México, debido principalmente a la altura, la presión ambiental o presión barométrica es en promedio de 585 “*mmHg*”.

Nos damos cuenta de que son muy diversas las formas de expresión de la presión que puede ejercer un gas (o una mezcla de gases como es el caso del aire). Sin embargo, ninguna de estas unidades corresponde a la reconocida por el **Sistema Internacional, SI**.

Puesto que presión es Fuerza (*Newton*), por unidad de área (m^2), la unidad de presión del Sistema Internacional es el N/m^2 . A esta unidad se le denomina Pascal (en honor del científico francés Blas Pascal) (*Blaise Pascal*)

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

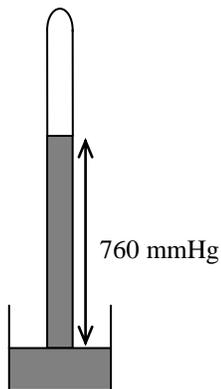
Son tantas las aplicaciones que tienen los gases que es necesario conocer de qué depende la presión de un gas y cuáles son las variables que rigen su comportamiento.

Muchos elementos y compuestos se encuentran en estado gaseoso en condiciones ambientales; por ejemplo el oxígeno y el nitrógeno, componentes fundamentales del aire; el bióxido de carbono, el ozono, los óxidos de nitrógeno y azufre que se encuentran también en la atmósfera pero como contaminantes; el cloro y el flúor que son gases muy reactivos y en contraste los gases nobles llamados así por su extremadamente baja reactividad.

¿Qué aplicaciones conoces tú de los gases? (enumera al menos tres de ellas)

¿Con qué instrumento se mide la presión?

En el caso de la presión ambiental o barométrica el instrumento que se utiliza para medir la presión es el “*barómetro*”. En 1643, Evangelista Torricelli (alumno de Galileo), inventó el barómetro de mercurio, el cual consistía de un tubo lleno de mercurio líquido, que se invertía sobre una cubeta que contenía más mercurio.



Por su propio peso, el mercurio se desplazaba hacia abajo, deteniéndose en un punto particular equilibrado por la presión atmosférica.

A nivel del mar la altura de la columna resulta ser de 760 mm; es decir, la presión de la atmósfera a nivel del mar es capaz de equilibrar a la columna de mercurio de 760 mm de altura.

Surgen así dos formas de expresar la presión de un gas y la equivalencia entre ellas es:

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

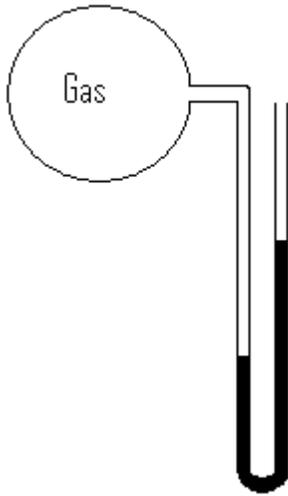
Existe también el torr, unidad de presión llamada así en honor a Torricelli y que es prácticamente igual al milímetro de mercurio: $1 \text{ torr} = 1 \text{ mmHg}$.

En la Ciudad de México la presión barométrica promedio se considera de 585 mmHg.

¿Cuál es la presión barométrica en la Ciudad de México expresada en atmósferas

¿Con qué instrumento se mide la presión en tanques, llantas y otros equipos?

Para medir la presión en estos equipos se usa el dispositivo llamado manómetro. Un manómetro sencillo de columna se muestra en la figura.



Lo que realmente mide el manómetro es la diferencia de presiones entre el interior y el exterior:

$$\Delta P_{\text{manométrica}} = P_{\text{interior}} - P_{\text{exterior}}$$

La presión interior es la ejercida por el gas atrapado dentro del recipiente y también se le conoce como *presión absoluta*, en tanto que la presión exterior es la ejercida por la atmósfera o presión barométrica.

$$\Delta P_{\text{manométrica}} = P_{\text{absoluta}} - P_{\text{barométrica}}$$

Así que para conocer la presión que ejerce un gas dentro del recipiente basta con sumar la ΔP manométrica a la presión barométrica:

$$P_{\text{absoluta}} = \Delta P_{\text{manométrica}} + P_{\text{barométrica}}$$

¿Qué presión habrá dentro de una llanta de coche?

Como mencionamos anteriormente, regularmente las llantas de un automóvil se inflan a una presión entre 28 y 30 lb/plg², y para verificar que estén dentro de ese rango se utiliza un “calibrador”, “medidor de presión” o “manómetro”.

Como recordarás, esta no es la unidad de presión formal del sistema internacional SI, sin embargo, es ampliamente utilizada por todos.

Pregunta en la gasolinera: “¿a cómo van las llantas jefe?”

Respuesta convencional: “a 28..”.(nótese que aquí omitimos completamente las unidades).

Si una atmósfera de presión equivale a 14.69 lb_f/plg², ¿Cuál es la presión absoluta de una llanta que registra una presión manométrica de 30lb_f/plg² en una ciudad que está al nivel del mar? (Recuerda que a nivel del mar la presión barométrica es exactamente 1 atm).

$P_{\text{absoluta}} = \Delta P_{\text{manométrica}} + P_{\text{barométrica}}$	lb _f /plg ²
$P_{\text{absoluta}} =$	

*En la ciudad de México la presión barométrica es de 585 mmHg.
¿Cuál será el valor de la presión barométrica expresada en atmósferas?, ¿Cuál será en lb_f/plg²?*

Como 1 atm = 760 mmHg; 1 = (1atm/760 mmHg), entonces:

$$P_{\text{barométrica}} = 585 \text{ mmHg} \times (1\text{atm}/760 \text{ mmHg}) = 0.7697 \text{ atm}$$

y puesto que 1 atm = 14.69 lb_f/plg², 1 = 14.69 lb_f/plg²/atm

$$P_{\text{barométrica}} = 0.7697 \text{ atm} \times (14.69 \text{ lb}_f/\text{plg}^2/\text{atm}) = 11.31 \text{ lb}_f/\text{plg}^2,$$

en la ciudad de México.

1.0 atm =	760 mmHg
	760 torr
	14.69 lb _f /plg ²
	1.033 kg _f /cm ²
	101 325 Pa
	≅ 10 m H ₂ O

El pascal resulta ser una unidad de presión muy pequeña; (como se ve en la tabla, se requieren más de cien mil pascales para tener una atmósfera); por eso es necesario hacer uso de múltiplos de ésta, por ejemplo:

1 kiloPascal es igual a mil pascales; 1 kPa = 10³ Pa

1 bar (o baria) es igual a cien mil pascales; 1 bar = 10⁵ Pa

Por comodidad y para fines prácticos: 1 atm ≅ 1 kg/cm² ≅ 1 bar

Pregunta: ¿Qué es menor, 1 Pa o 1 mmHg? Respuesta: _____

Aproximadamente por cada 10 m de agua se tiene una atmósfera de presión, ¿a qué presión se encontrará un buzo si se encuentra a:

<i>¿30 m bajo el nivel del mar?</i>	<i>atm</i>
<i>¿10 m bajo el nivel del mar?</i>	<i>atm</i>
<i>¿a nivel del mar?</i>	<i>atm</i>

LEYES DE LOS GASES

Ley de Boyle o Ley de Boyle – Mariotte

Si calentamos un cantidad de gas, se expande y aumenta de volumen, pero si el gas está confinado en un recipiente de paredes rígidas (volumen constante), lo que observamos es que aumenta la presión. Por otro lado, la presión también puede aumentar si introducimos más gas dentro del mismo recipiente.

¿Cómo se relacionan estas variables que describen el comportamiento del gas?

En 1662 Roberto Boyle¹ publicó un estudio sobre el comportamiento de los gases. Con ayuda de Roberto Hooke, que había desarrollado exitosamente una bomba de vacío, llevó a cabo los importantes experimentos descritos en su obra “*New experiments physico-mechanicall, Touching the Spring of Air and its Effects*” (1660).

Los experimentos realizados con la bomba construida por Hooke le permitieron a Boyle demostrar que:

- la columna de mercurio en el tubo del barómetro de Torricelli dependía de la presión atmosférica del aire...
- el sonido era imposible en el vacío...
- el aire es indispensable para la vida y para la combustión, y aún más...
- el aire se caracterizaba por una *elasticidad permanente*, o que se comportaba como un “*resorte*”, como así le llamó... “*el resorte del aire*”.

Con éstos y otros experimentos publicó en 1662, una segunda edición con su libro “*New experiments*”. A través de estos experimentos fue capaz de determinar la relación entre el volumen de una muestra de gas y su presión a una temperatura constante.

“El volumen de un gas varía inversamente proporcional con la presión (a masa y temperatura constantes)”
 $V = k(1/P)$ Ley de Boyle

En esta importante relación conocida como *ley de Boyle*², k es la constante de proporcionalidad entre el volumen del gas y el recíproco de la presión.

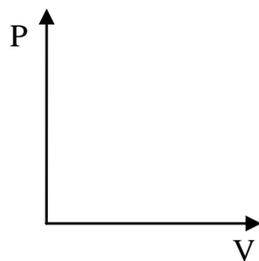
La siguiente tabla muestra el efecto de la presión sobre el volumen de una muestra de aire a temperatura constante

¹ Roberto Boyle nació en Lismore Irlanda (1627-1691), desde los 12 años viajó con su tutor por toda Europa y en 1655 se estableció en Oxford, dedicándose tiempo completo a la investigación. Durante esos años estuvo en contacto con un grupo de investigadores dedicados al estudio de la “Nueva filosofía experimental”. Este núcleo de científicos filósofos formaron años más tarde la “Royal Society”, de la cual Boyle fue miembro fundador.

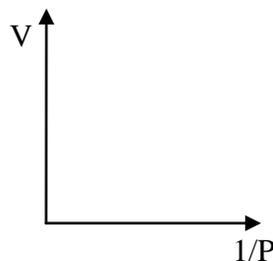
² Conocida por mucho tiempo como Ley de Boyle – Mariotte. A Edme Mariotte (1620 – 1684) se le puede considerar como uno de los padres de la Física Experimental en Francia. Miembro fundador de la “Academie Royale des Sciences” de París, la mayor parte de su trabajo se enfocó en las propiedades mecánicas y elásticas de los gases. Formuló también la ley de compresibilidad de los gases independientemente del trabajo de Boyle. Por muchos años se le conoció como la ley de Boyle Mariotte, sin embargo, en la actualidad se le menciona sólo como la ley de Boyle.

Completa la tabla y traza las gráficas de P vs. V y V vs. 1/P

V/mL	P/atm	(1/P)/(1/atm)	k = PV/(atm L)
50	0.1		
25	0.2		
	0.3		
15			
10	0.5		
	0.8		
5			



Gráfica 1



Gráfica 2

La gráfica 1 tiene la forma de una _____.

La gráfica 2 tiene la forma de una _____.

Estas líneas reciben el nombre de *isotermas*, que significa *temperatura constante*.

Ley de Charles o de Gay Lussac

En 1787, Charles estudió el comportamiento de varios gases, entre ellos el oxígeno, hidrógeno, bióxido de carbono y al aire. Observó que éstos se dilataban en igual cantidad al ser calentados de 0°C a 80°C a presión constante. Sin embargo, los primeros experimentos detallados sobre la variación del volumen de los gases a presión constante fueron los publicados por Joseph Gay Lussac de 1802 a 1808.³ Gay Lussac encontró que los diferentes gases estudiados mostraron la misma dependencia del volumen respecto a la temperatura. Encontró que el incremento de volumen por cada grado de elevación de la temperatura era aproximadamente de 1/273 del volumen del gas a 0°C.⁴

³ Nótese la diferencia de años entre un investigador y otro. Gay Lussac es quien da a conocer formalmente por primera vez sus estudios. Sin embargo, se reconoce el trabajo anterior de Charles y en muchos libros se hace sólo mención como la Ley de Charles, dejando de lado a Gay Lussac.

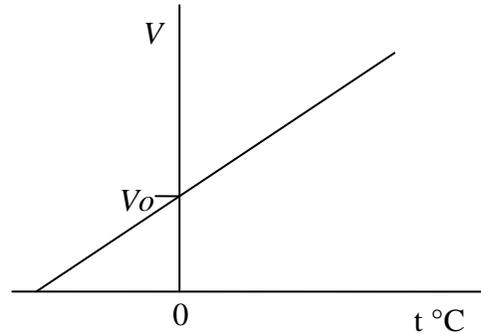
Algunos la refieren a esta como la primera Ley de Gay Lussac

⁴ De hecho Gay Lussac encontró que α_0 era aproximadamente igual a 1/267, pero en 1847 Regnault con un procedimiento experimental mejorado obtuvo el valor de 1/273.

Esto puede representarse matemáticamente como la ecuación de una recta de la siguiente forma:

$$V = V_0 + \alpha_0 V_0 (t)$$

$$y = b + m (x)$$



Por otro lado, si: $V = V_0 (1 + \alpha_0 t)$ y $\alpha_0 = 1/273$, entonces:

$$V = V_0(1 + t/273)$$

es decir:

$$V = V_0 \left(\frac{273 + t}{273} \right)$$

Si se define una nueva escala de temperatura (absoluta), donde: $T = 273 + t$, entonces la Ley de Charles Gay Lussac se puede escribir como:

$$V = V_0 \left(\frac{T}{T_0} \right)$$

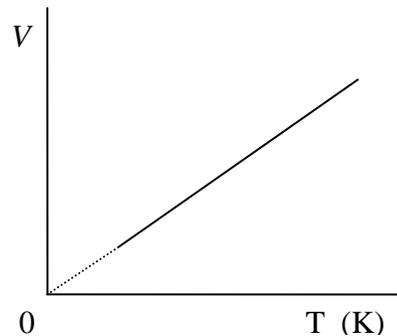
o de otra manera:

$$\left(\frac{V}{T} \right) = \left(\frac{V_0}{T_0} \right)$$

O sea que la relación $(V/T) = k'$, es decir, que $V = k' T$. Entonces la ley de Charles puede expresarse de la siguiente manera:

“A presión constante, el volumen de una muestra de gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta”.

En este caso se trata de la ecuación de una recta que pasa por el origen:



Completa la tabla siguiente

V en mL	t en °C	T en K	$k' = (V/T)$
500.0	0	273	
	50		
	100		
		400	
824.2		450	
957.9	250		
1007.3		550	

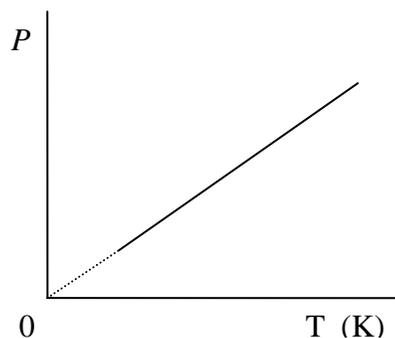
Ley de Gay Lussac⁵

Enunciada por Joseph Louis Gay Lussac⁶ a principios de 1800, establece la relación entre la temperatura absoluta y la presión de un gas confinado en un recipiente de volumen constante. Aquí la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

O sea que la relación $(P/T) = k''$, es decir, que $P = k'' T$. Entonces la ley de Gay Lussac puede expresarse de la siguiente manera:

“A volumen constante, la presión de una muestra de gas varía directamente proporcional a la temperatura absoluta”.

En este caso se trata de la ecuación de una recta (isobara), que pasa por el origen:



La ley de Gay Lussac también se puede escribir de la siguiente manera:

$$\left(\frac{P_1}{T_1}\right) = \left(\frac{P_2}{T_2}\right) = k''$$

Completa la tabla siguiente

P en bar	t en °C	T en K	$k'' = (P/T)$
50	0	273	
	50		
	100		
		400	
82.4		450	
96.0	250		
100.7		550	

⁵ También conocida como Ley de Amontons. Gillaume Amontons, físico francés construyó hacia el final del siglo XVII un termómetro basado en que la presión de un gas es directamente proporcional a su temperatura.

⁶ Joseph Louis Gay Lussac, químico y físico francés, nacido el 6 de diciembre de 1778 en Saint-Leonard-de-Noblat, y fallecido el 9 de mayo de 1850 en París. Fue catedrático de Física en la Universidad de la Sorbona y catedrático de química en el Instituto Politécnico de París. En 1802 publicó los resultados de sus experimentos que ahora conocemos como la Ley de Gay Lussac.

LA LEY COMBINADA

Las leyes anteriores son casos particulares de la ley combinada de los gases

$$\left(\frac{P_1V_1}{T_1}\right) = \left(\frac{P_2V_2}{T_2}\right) = k''', \text{ o simplemente } \left(\frac{PV}{T}\right) = k'''$$

Esta expresión relaciona a las variables presión, volumen y temperatura de una masa determinada de gas. Conocidas las condiciones P_1, V_1, T_1 del gas, se puede evaluar la k''' ; si se modifican dos de ellas, es posible evaluar la tercera por ejemplo, la presión

$$P = k'''\left(\frac{T}{V}\right)$$

Como se puede ver, la presión es directamente proporcional a la temperatura absoluta, e inversamente proporcional al volumen. Pero hay que recordar que todas estas leyes consideran que la cantidad de gas es constante. Si metemos en el mismo volumen un mayor número de moléculas de gas, aumentarán las colisiones de las moléculas sobre las paredes del recipiente, provocando que aumente la presión, es decir, la presión es proporcional a la cantidad de materia presente. Esto conduce a otra ley...

LEY DE LOS GASES IDEALES

$$P = R\left(\frac{nT}{V}\right)$$

Aquí n , es el número de moles y R es la constante de proporcionalidad, también conocida como *Constante Universal de los Gases*, ya que en principio se aplica a cualquier gas que cumpla con el modelo ideal.

De acuerdo con Avogadro, un mol de cualquier gas ocupa un volumen de 22.4 L a una presión de una atmósfera y temperatura de 0°C (es decir 273.15 K). Con esta información se puede obtener el valor de la constante universal R :

$$R = \left(\frac{PV}{nT}\right) = \left(\frac{1.0\text{atm} \times 22.4\text{L}}{1.0\text{mol} \times 273.15\text{K}}\right) = 0.082 \frac{\text{atm.L}}{\text{mol.K}}$$

¿Qué presión tendrá un tanque de 50.0 L que contiene 44 kg de propano (C_3H_8) a una temperatura de 20°C?

Presión =	atm
-----------	-----

Bibliografía:

General Chemistry
D. D. Ebbing, S. D. Gammon
Houghton Mifflin Company
6a. Ed. 1999

Química. Estructura y Dinámica
J.N. Spencer, G.M. Bodner, L.H. Richard
Ed. CECSA.
1ª. Ed. 2000.

Fundamentos de Química
M. Hein, S. Arena
Thomson Editores
10ª Ed. 2001

Fisicoquímica
D. W. Ball
Thomson Editores
10ª Ed. 2004