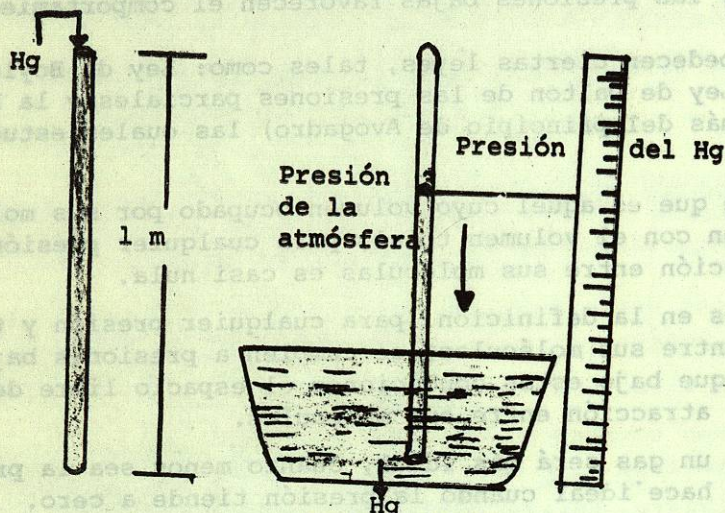


La presión atmosférica disminuye en partes altas porque el aire es menos denso encontrándose menor cantidad de moléculas de aire.

Generalmente la presión atmosférica se mide con un instrumento llamado - barómetro, fue inventado por Torrecelli en el siglo XVII.

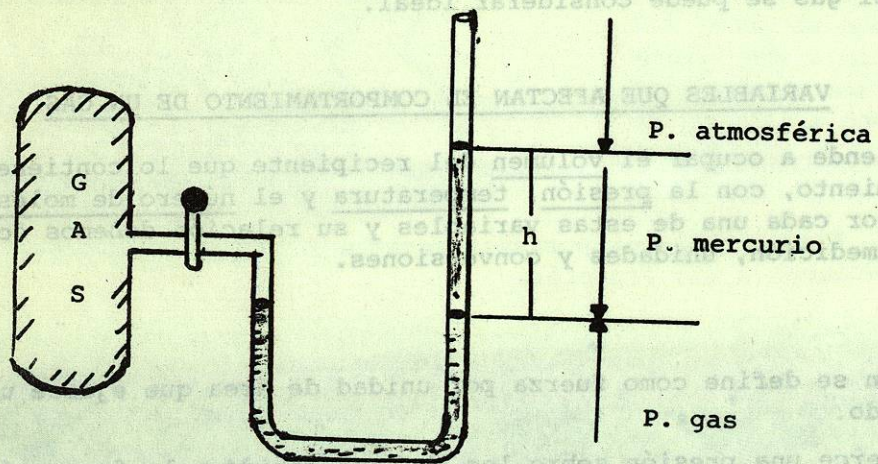
El barómetro consiste en un tubo de vidrio, de un metro de altura, cerrado por uno de sus extremos, contiene en su interior mercurio.



Es invertido sobre un - recipiente que contiene mercurio. La columna de mercurio en el tubo des - ciende hasta que ejerce la misma presión que la atmósfera que esta alre - dedor de él. Al colocar - se una escala la lectura es de 76 cm. al nivel del mar. Esta se conoce como presión estandar ó una - atmósfera.

Al cambiar la presión del aire, el nivel del mercurio asciende o desciende, mostrando los cambios en la presión atmosférica.

El instrumento que sirve para medir la presión de los gases en el laborato - rio es un manómetro.



Consiste en una varilla de vidrio en forma de "U" que en su interior contiene mercurio. El gas cuya presión se ha de medir actúa en el extremo del - tubo, ejerciendo una presión contraria a la presión atmosférica y del mercurio, la diferencia de alturas de antes, y después de la salida del gas indi - ca la presión del mismo.

Las Unidades de Presión.

a) **Atmósfera** es igual a la presión necesaria para soportar una columna de mercurio de 76 cm ó 760 mm de mercurio de altura.

Equivalencias $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ atm} = 76 \text{ cm de Hg} \\ 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg} \end{array} \right.$

b) **Torr** = es la presión necesaria para soportar una columna de mercurio de 1 mm de altura.

Equivalencia $\left\{ \begin{array}{l} 1 \text{ torr} = 1 \text{ mm de Hg} \\ 1 \text{ atm} = 760 \text{ torr} \end{array} \right.$

Problemas.

Convertir las siguientes unidades de presión.

a) 3.2 atm \rightarrow cm, factor de conversión: 1 atm. = 76 cm de Hg.

$$3.2 \text{ atm} \left(\frac{76 \text{ cm}}{1 \text{ atm}} \right) = \boxed{243.2 \text{ cm de Hg}}$$

b) 800 torr \rightarrow mm, factor de conversión: 1 torr = 1 m.m. de Hg.

$$800 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ mm}}{1 \text{ torr}} \right) = \boxed{800 \text{ mm de Hg}}$$

c) 2.75 atm \rightarrow torr, factor de conversión: 1 atm. = 760 torr.

$$2.75 \text{ atm} \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = \boxed{1090 \text{ torr}}$$

d) 350 torr \rightarrow cm, factor de conversión: 1 cm. de Hg. = 10 torr.

$$350 \text{ torr} \left(\frac{1 \text{ cm}}{10 \text{ torr}} \right) = \boxed{35 \text{ cm de Hg}}$$

Temperatura

Mide la intensidad de calor, y este a su vez es una forma de energía. La temperatura de un gas es proporcional a su energía cinética. El aumento de temperatura, en un gas ocasiona que las moléculas se muevan mas rápidamente, aumentando su energía cinética, cuando se coloca un termómetro en una mues - tra gaseosa las partículas intercambian energía con el termómetro y se regis - tra una temperatura específica.

Se construye un termómetro con materiales, que se observen los cambios de temperatura.

Las escalas que utiliza un termómetro son variadas, las mas comunes son las siguientes: a) Celsius b) Fahrenheit c) Kelvin d) Rankin

Generalmente en los gases solamente se utiliza la escala Kelvin porque no tiene temperaturas negativas.

Formula para convertir de $^{\circ}\text{C} \rightarrow ^{\circ}\text{K}$

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

Fórmula para convertir de °K → °C

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

Ejemplo:

a) Convertir 290 °C → °K
 fórmula: °K = °C + 273
 sustituir: °K = 290 + 273
 $\boxed{^{\circ}\text{K} = 563}$

b) Convertir 350 °K → °C
 fórmula: °C = °K - 273
 sustituir: °C = 350 - 273
 $\boxed{^{\circ}\text{C} = 77}$

Volumen.

El volumen es todo lo que ocupa un cuerpo en un lugar en el espacio. Los átomos y moléculas de un gas tienden a ocupar el volumen del recipiente que lo contiene. El volumen varía con la presión y temperatura.

Las unidades de volumen que se utilizan más frecuentemente son:

Equivalencia { 1 litro (1 lt). = 1000 (mililitros (ml))
 o 1 ml = 1 cm³
 Ecuaciones 1 lt = 1000 cm³

Ejemplo:

a) Convertir 500 ml → lt
 $500 \text{ ml} \times \left(\frac{1 \text{ lt}}{1000 \text{ ml}}\right) = \boxed{.5 \text{ lt}}$

b) Convertir 8.7 lt a cm³
 $8.7 \text{ lt} \times \left(\frac{1000 \text{ cm}^3}{1 \text{ lt}}\right) = \boxed{8,700 \text{ cm}^3}$

Moles

Un mol es la masa medida en gramos que están contenidos en 12 átomos de carbono 12. Un carbono 12 contiene 6.02×10^{23} átomos que es el número de Avogadro.

En un gas los moles corresponden al número de partículas que hay en una muestra.

La Fórmula

moles (n) = $\frac{\text{masa (m)}}{\text{peso molecular (P.M)}}$ se utiliza para calcular los moles de una especie en una masa determinada.

La Fórmula:

masa = moles x P.M. para encontrar la masa de un número específico de moles.

Ejemplo:

a) Calcula el número de moles que están contenidos 75 gr de bióxido de carbono.

Datos	Fórmula	Sustitución
n = ?	$n = \frac{m}{P.M}$	$n = \frac{75 \text{ gr}}{44 \text{ gr/mol}}$
m = 75 gr CO ₂		$\boxed{n = 1.6 \text{ mol}}$

P.M. = 44 gr/mol

b) Cuál es la masa en gramos de 0.95 moles de metano?

Datos	Fórmula	Sustitución
m = ?	$m = n \times P.M$	$m = (0.95 \text{ mol}) (16 \text{ gr/mol})$
n = 0.95 mol CH ₄		$\boxed{m = 12.20 \text{ gr}}$

P.M = 16 gr/mol

Condiciones Estandar

El volumen como la densidad de cualquier gas son afectados por los cambios en temperatura y presión, por lo que es necesario algún tipo de estandarización para establecer comparaciones. Estas condiciones son llamadas Condiciones Normales (C.N.) ó Temperatura y Presión Estandar (T.P.E) cuyos valores son:

P	760 torr	1 atm	76 cm	760 mm
T	0°C	273°K		

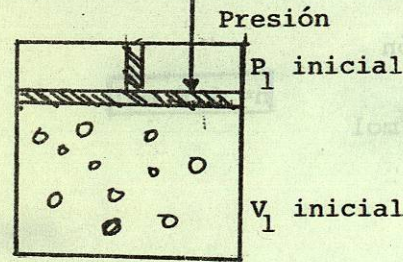
LEYES DE LOS GASES

A presiones lo suficientemente bajas y temperaturas lo suficientemente altas, se ha encontrado que todos los gases obedecen tres reglas sencillas. Estas leyes relacionan el volumen de un gas con la presión y la temperatura. Cuando un gas obedece estas leyes, se dice que se comporta como un gas ideal o como un gas perfecto. Estas leyes, que se describen a continuación, pueden aplicarse únicamente a gases que no sufren cambios en la complejidad química cuando se varía la temperatura o la presión. Un gas no ideal, por ejemplo, es el NO₂, el cual sufre una dimerización hasta N₂O₄, al aumentar la presión o disminuir la temperatura.

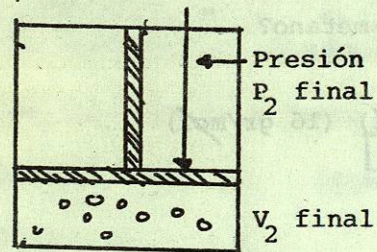
LEY DE BOYLE

Robert Boyle fue uno de los primeros científicos que estudió la relación que existía entre el volumen y la presión de un gas.

Si una masa conocida de un gas, se coloca en un recipiente cerrado y con un Pistón movable en la parte superior, si se desciende el Pistón sin cambio en el número de moléculas y se mantiene a una temperatura constante, se altera el volumen del gas.



$$V_1 \propto \frac{1}{P_1}$$



$$V_2 \propto \frac{1}{P_2}$$

Si la presión de un gas se duplica, su volumen disminuye a la mitad, triplicando el volumen se reduce la presión a V_3 y así sucesivamente.

La Ley de Boyle establece que la masa y la temperatura permanecen constantes, el volumen es inversamente proporcional a la presión que se somete un gas. Si la presión es mayor el volumen disminuye, y si la presión disminuye el volumen aumentará.

Matemáticamente la Ley de Boyle se expresa así:

$$V_1 = \frac{K_1}{P_1}$$

$$V_2 = \frac{K_2}{P_2}$$

Despeja K_1

Despeja K_2

$$K_1 = V_1 P_1$$

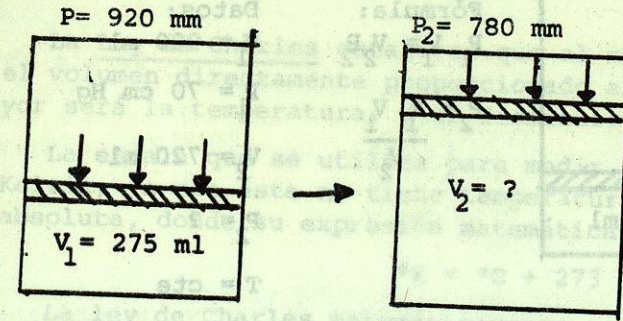
$$K_2 = V_2 P_2$$

$$K_1 = K_2$$

las K son iguales por lo tanto:

$$V_1 P_1 = V_2 P_2$$

Ejemplo 1: Una muestra de gas de peso 0.216 gr se encuentra encerrada dentro de un cilindro mediante un pistón, según se muestra en la figura. El volumen del gas es 275 ml, siendo la presión que ejerce el pistón de 920 mm. Si se disminuye la presión a 780 mm, ¿cuál será el volumen?



Fórmula:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

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

Datos:

peso = 0.216 gr

$P_1 = 920$ mm

$P_2 = 780$ mm

$V_1 = 275$ ml

$V_2 = ?$

Análisis:

Al resolver problemas acerca de las leyes de los gases nos interesará conocer cuatro cantidades variables: la cantidad (expresada en peso o en el número de moléculas), la presión, el volumen y la temperatura. Resulta útil al analizar un problema al tabular los datos disponibles acerca del estado inicial y del estado final. Si una de las cuatro variables no cambia, indicaremos esto mediante el símbolo K (que significa constante). El enunciado del problema implica que el cilindro no posee ningún escape por lo que podemos suponer que el peso de gas permanece constante, valiendo 0.216 gr. Como no se menciona la temperatura, puede suponerse que su valor inicial y final son los mismos. Dispondremos nuestros datos de la siguiente manera:

Datos:	Peso	Presión	Volumen	Temperatura
Inicial	K	920 mm	275 ml	K
Final	K	780 mm	$V_2 = ?$	K

Podemos razonar de la siguiente manera: Solo varía el volumen y la presión, por lo que puede aplicarse la Ley de Boyle. La presión decrece, por lo que el volumen aumentará. El volumen final será mayor que los 275 ml. iniciales.

Solución del problema:

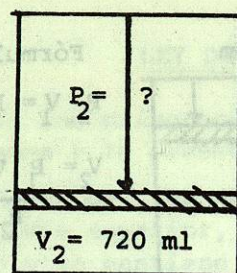
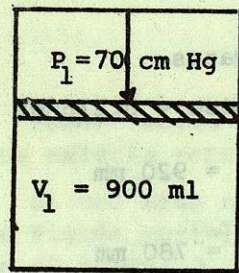
Fórmula: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

Despejando la incognita: $V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$

Sustituyendo: $V_2 = \frac{(920 \text{ mm}) (275 \text{ ml})}{(780 \text{ mm})}$

Tabla $V_2 = 324 \text{ ml}$

Ejemplo 2: Un gas ocupa un volumen de 900 ml, cuando la presión que se ejerce sobre él es de 70 cm de Hg. ¿Qué presión se tendrá que ejercer sobre dicho gas para que ocupe un volumen de 720 ml, si la temperatura permanece constante?



Fórmula:
 $P_1 V_1 = P_2 V_2$
 $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$

Datos:
 $V_1 = 900 \text{ ml}$
 $P_1 = 70 \text{ cm Hg}$
 $V_2 = 720 \text{ ml}$
 $P_2 = ?$
 $T = \text{cte}$

Análisis:

El enunciado del problema implica que el objeto donde se encuentra el gas, no posee ningún escape por lo que suponemos que la masa o peso del gas permanece constante al igual que la temperatura del gas.

Datos:	Peso	Volumen	Presión	Temperatura
Inicial	K	900 ml	70 cm Hg	K
Final	K	720 ml	$P_2 = ?$	K

Aquí el volumen decrece, por lo que la presión aumentará, ya que al disminuir el volumen de 900 ml a 720 ml, las moléculas tendrán menos espacio para moverse y esto provocará que entre ellas exista mayor número de choques, al igual que las paredes del recipiente, por lo que aumentará la presión. La presión final será mayor que 70 cm de Hg iniciales.

Solución del Problema:

Fórmula: $P_1 V_1 = P_2 V_2$

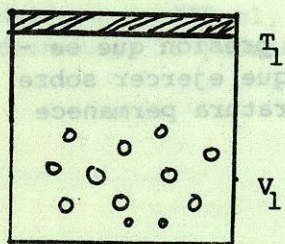
Despejando $P_2 = \frac{P_1 V_1}{V_2}$

Sustituyendo los datos $P_2 = \frac{(70 \text{ cm Hg}) (900 \text{ ml})}{(720 \text{ ml})}$

$P_2 = 87.5 \text{ cm de Hg}$

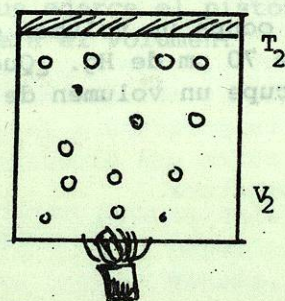
LEY DE CHARLES

Jacques Charles, describió la relación entre el volumen de un gas y la temperatura, al conservarse la presión constante el volumen se ve afectado por el cambio de temperatura.



$V_1 \propto T_1$

Al enfriarse una muestra de gas - el volumen es menor (inicial).



$V_2 \propto T_2$

al calentarse un gas el volumen - aumenta (final).

La Ley de Charles establece que al mantenerse la masa y presión constante el volumen directamente proporcionado a la temperatura. A mayor volumen, mayor será la temperatura, y al disminuir la temperatura, el volumen es menor.

La escala que se utiliza para medir la temperatura en los gases es la de Kelvin, ya que esta no tiene temperaturas negativas, llamándose temperatura absoluta, donde su expresión matemática es:

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

La ley de Charles matemáticamente se expresa así.

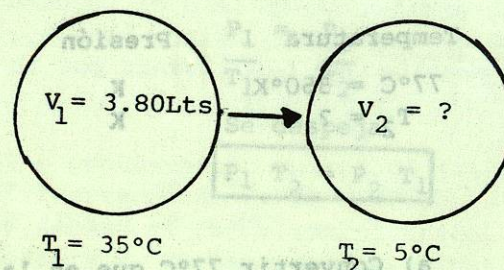
(Inicial) $V_1 = K_1 T_1$
 despeja K_1
 $\frac{V_1}{T_1} = K_1$

(Final) $V_2 = K_2 T_2$
 despeja K_2
 $\frac{V_2}{T_2} = K_2$

$K_1 = K_2$ se igualan ambas ecuaciones quedando.

$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ ó se despeja $V_1 T_2 = V_2 T_1$

Ejemplo: El volumen de un globo es de 3.80 lts, a una temperatura de 35°C. ¿Cuál será el volumen del globo si se le introduce en un refrigerador y se baja su temperatura hasta 5°C? Supóngase que la presión dentro del globo es siempre igual a la presión atmosférica.



Fórmulas:

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

Datos:

$V_1 = 3.80 \text{ Lts.}$
 $T_1 = 35^{\circ}\text{C}$
 $V_2 = ?$
 $T_2 = 5^{\circ}\text{C}$
 $P = \text{cte}$

Análisis:

Hágase una tabla con los datos del problema para determinar cuales variables permanecen constantes y cuales están variando. Como solo podemos emplear temperaturas absolutas ($^{\circ}\text{K}$) en los cálculos relacionados con las leyes de los