

2018

# MATERIAL DE APOYO

## ÁREA: QUIMICA

### PROGRAMA ARTICULATORIO





## *UNIDAD N°3: GASES*

**MATERIAL DE APOYO AL  
PROGRAMA ARTICULATORIO.**



**U.N.C.P.B.A.**

# GASES

## Guía de contenidos:

Variables de estado: presión, temperatura y volumen. Leyes empíricas de los gases: Ley de Boyle, Ley de Charles, ley de Avogadro. La Ecuación General de los Gases Ideales. Densidad de un gas.



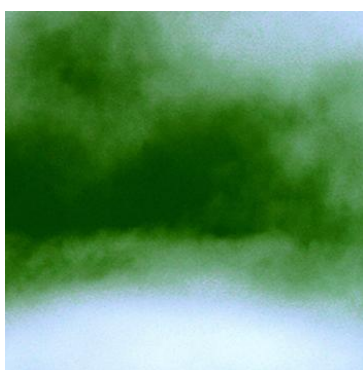
## Introducción:

En este apartado, estudiaremos el comportamiento de las sustancias en estado gaseoso, sus propiedades y las leyes que las rigen.

En la Unidad I nos referido a los tres estados de agregación de la materia: sólido, líquido y gaseoso. Una sustancia estará en estado sólido, líquido o gaseoso según las condiciones de presión y de temperatura en que se encuentre.

**RECORDEMOS:** Los **gases** difieren sustancialmente de los sólidos y los líquidos porque:

- no tienen forma definida ni volumen propio,
- sus moléculas se mueven casi libremente y al azar ocupando todo el volumen que tengan disponible,
- adoptan la forma y el volumen del recipiente que los contiene por la libertad de movimiento,
- se desplazan fácilmente desde un lugar a otro, debido a la libertad que gozan,
- por lo anterior, tienen alta fluidez.



El **viento** es un ejemplo de una masa de aire gaseoso fluyendo de un lugar a otro. Algunos gases como el **nitrógeno** y el **oxígeno** del aire son esenciales para la vida, otros como el **metano** o el **butano** se utilizan como

combustibles. El **ozono** es un gas que adquiere singular importancia en el filtrado de la radiación ultravioleta. Hay gases como el **dióxido de carbono** que son responsables del efecto invernadero. El **cloro** es un poderoso bactericida muy utilizado para desinfectar el agua de red.

- pueden comprimirse y expandirse mientras que los líquidos y los sólidos no.

Comprimiendo o enfriando un gas, éste puede pasar al estado líquido, como sucede con el gas licuado que contienen las garrafas de gas butano.

- presentan baja densidad, lo que indica que las moléculas de los gases están muy separadas entre sí.
- La propiedad más notable de los gases es que **todos se comportan de manera similar frente a cambios de temperatura y de presión**, expandiéndose o comprimiéndose en valores determinados.



Este comportamiento es muy diferente al de sólidos y líquidos en los que las propiedades de cada sustancia deben ser determinadas individualmente.

## Variables de Estado

El estado de un gas puede ser descrito mediante sus propiedades macroscópicas, que son las que se pueden observar y medir, como la **presión**, el **volumen** o la **temperatura**.

***Estas variables, cuyos valores dependen solamente del estado del sistema, se denominan variables de estado.***

Para describir el estado de una determinada cantidad en moles ( $n$ ) de un gas, es necesario conocer el volumen ( $V$ ) que ocupa a una presión ( $P$ ) y temperatura ( $T$ ) determinadas. Como veremos más adelante, estas variables de estado están vinculadas entre sí.

## » Presión

Cuando inflamos un neumático aumenta la presión, que puede medirse con un **manómetro**.

**La presión (P) es una magnitud escalar** cuya medida es igual al cociente entre el módulo de una

fuerza (F) aplicada perpendicularmente a una superficie y el área (A) sobre la que actúa:

$$[P] = [F] / A$$



**La unidad de la presión en el sistema internacional (SI) es el pascal (Pa):**

$$[P] = [F] / [A] = \text{N} / \text{m}^2 = \text{Pa}$$

Un pascal representa la presión correspondiente a una fuerza de 1 Newton aplicada

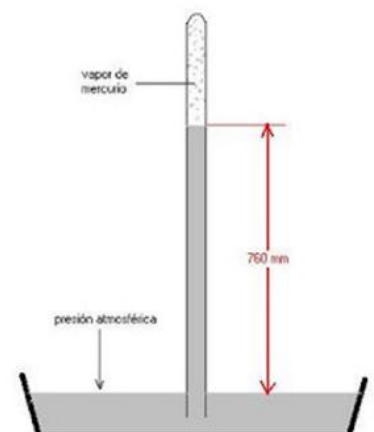
sobre un área de 1 m<sup>2</sup>.

A nivel molecular, la presión ejercida por un gas puede interpretarse como la fuerza que ejercen las moléculas del gas cuando chocan contra las paredes del recipiente, por unidad de área.

### ***Presión atmosférica***

La fuerza gravitatoria actúa sobre todas las moléculas de los componentes del aire de la atmósfera, empujándolas hacia la superficie de la Tierra. **La presión que ejercen las moléculas gaseosas que componen el aire sobre la Tierra, es conocida como presión atmosférica.**

La primera experiencia para medir la presión atmosférica fue realizada por E. **Torricelli**, utilizando un aparato denominado **barómetro**. Éste consiste en un tubo de aproximadamente 1 m de longitud, que se llena con mercurio y se coloca invertido en una cubeta con mercurio. Se observa que la columna mercurial del tubo desciende hasta un nivel de 760 mm con respecto al nivel del mercurio contenido en la cubeta, independientemente del diámetro del



tubo usado. Esto nos indica que la presión atmosférica que se ejerce sobre la superficie libre del mercurio de la cubeta, equilibra la presión debida al peso de la columna de mercurio.

La unidad de presión atmosférica es la atmósfera (atm):

**Una atmósfera es la presión que soporta una columna de 760 mm de mercurio a 0°C y a nivel del mar**

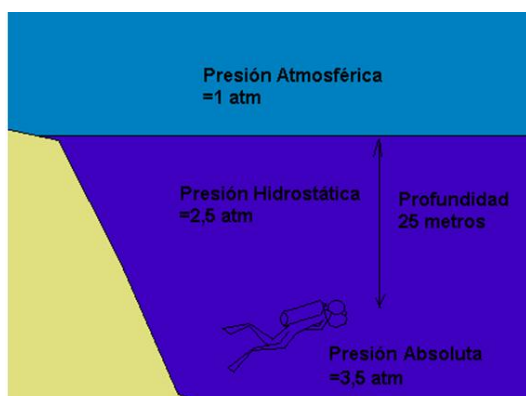
$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$$

Otra unidad muy utilizada para medir la presión es el milímetro de mercurio (mmHg), basada también en el barómetro de mercurio. Un mmHg se define como la presión ejercida por una columna de mercurio de 1 mm de altura.

La presión puede medirse en distintas unidades, como **pascal** (Pa), **atmósferas** (atm) o **milímetros de mercurio** (mmHg).

unidad	símbolo	Conversión al SI	equivalencias
Pascal	Pa	1 Pa = 1 N/m <sup>2</sup>	1 Pa = 7,50 x 10 <sup>-3</sup> mmHg
Hecto-pascal	hPa	1 hPa = 100 Pa	1 hPa = 0,750 mmHg
Atmósfera	Atm	1 atm = 1,013 x 10 <sup>5</sup> Pa 1 atm = 1013 hPa	1 atm = 760 mmHg
Milímetros de mercurio	mmHg	1 mmHg = 1,333 hPa	1 mmHg = 1,32 x 10 <sup>-3</sup> atm

Otro dato: los manómetros que miden la presión en los neumáticos no usan como unidad el pascal, sino libra/pulgada<sup>2</sup>.



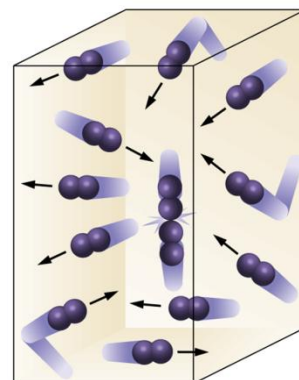
**Los químicos** usan más frecuentemente como unidad de presión atm o mmHg, debido a que expresado en pascales, el valor de la presión atmosférica resulta muy grande. Las equivalencias entre las unidades de presión más usadas son:

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 1013 \text{ hPa}$$

## » Volumen

El volumen es el **espacio ocupado por una porción limitada de materia**. Como un gas no tiene volumen propio, su volumen es el del recipiente que lo contiene. La misma cantidad de gas puede ocupar recipientes de distintos tamaños. En un recipiente de mayor volumen las moléculas del gas están más dispersas, es decir, más alejadas entre sí, que en uno de menor volumen.

En una mezcla de gases, como el aire encerrado en un recinto, todos los gases que lo componen ocupan todo el volumen al mismo tiempo, dado que todos se mueven libremente dentro del recinto.



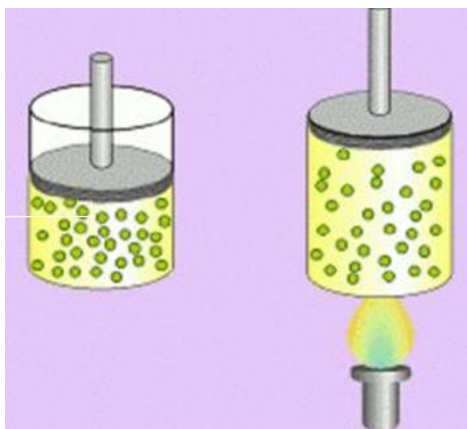
En los experimentos realizados con gases, éstos pueden colocarse en dos tipos de recipientes:

- recipiente rígido, cuyas paredes son indeformables y por lo tanto su volumen no cambia.
- recipiente con tapa móvil cuyo volumen es variable a medida que se desplaza la tapa.

## » Temperatura

Decimos que la temperatura es **una medida del estado térmico de una sustancia**.

Desde el punto de vista molecular, la temperatura está relacionada con el movimiento de las moléculas del gas.



movimiento de las moléculas del gas.

A mayor temperatura aumenta el movimiento de las moléculas de un gas y se incrementa el número y la intensidad de los choques con las paredes del recipiente.

En consecuencia, en un recipiente rígido, aumenta la presión ejercida por el gas.

Las **escalas cuantitativas** creadas para medir la temperatura se basan en alguna propiedad de la materia que varíe con la temperatura y que pueda medirse fácilmente, como por ejemplo el volumen.

El instrumento utilizado para medir la temperatura se denomina **termómetro**.



El más utilizado consiste en un tubo de vidrio graduado con un bulbo o depósito, en cuyo interior se coloca un líquido como mercurio o alcohol, cuyo nivel cambia con la temperatura. Para medir la temperatura con un termómetro, es necesario definir una escala graduada, tomando dos puntos de referencia arbitrarios, o puntos fijos, de la escala.

Anders **Celsius** propuso a principios del siglo XVII, una escala centígrada en la que el valor 0 corresponde al punto de fusión normal del hielo y el 100 al punto de ebullición normal del agua.

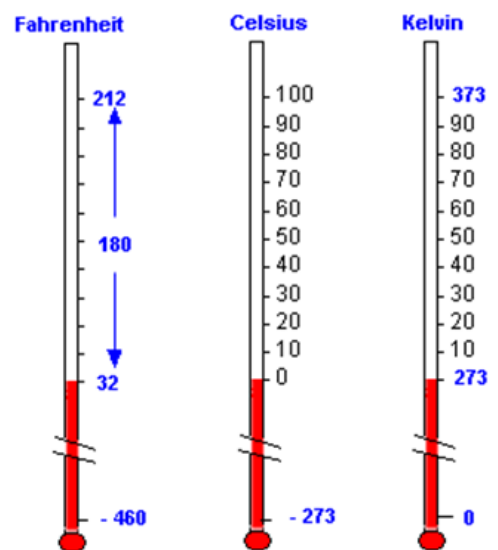
La distancia entre estas dos marcas se divide en 100 partes iguales, que se numeran de 0 a 100.

El intervalo comprendido entre dos divisiones consecutivas se denomina **grado centígrado o grado Celsius (°C)**.

La escala puede prolongarse por debajo de cero (temperaturas negativas) y por encima de cien.

La experiencia muestra que es imposible alcanzar temperaturas inferiores a **-273°C**. Este límite inferior constituye el **0 (cero) absoluto** y da origen a una nueva escala de temperaturas, propuesta por Lord **Kelvin** en 1848, que se conoce como **escala absoluta o escala Kelvin (K)**.

La amplitud del grado Kelvin es igual a la del grado Celsius, de modo que el valor **-273°C** corresponde a 0 K; el valor del punto de fusión del hielo (0°C) es 273 K y el correspondiente al punto de ebullición del agua (100 °C) es 373 K.





Para expresar en grados Kelvin una temperatura dada en °C, sólo hay que sumarle el número 273 la temperatura centígrada.

Es decir:

$$T(K) = t(^{\circ}C) + 273 \quad (A)$$

**Ejemplo:**

Expresar la temperatura de una muestra de alcohol etílico que se encuentra a 223 K en grados Celsius ¿En qué estado se halla el alcohol a esa temperatura, sabiendo que su punto de fusión es -110°C?

**Resolución**

Para obtener la temperatura en °C, despejamos de la ecuación (A):

$$t^{\circ}C = T(K) - 273 = (223 - 273)^{\circ}C = -50^{\circ}C$$

A esta temperatura el alcohol se halla en estado líquido, ya que congela a -110°C.



**A resolver:**

- 1)- El pentano es un hidrocarburo del petróleo. A presión normal es un líquido que hierve a 309 K y solidifica a 143 K. Expresar en grados Celsius.
- 2)- La temperatura normal del cuerpo humano es de 98,6 °F. Convertir esa temperatura a Celsius y a Kelvin.
- 3)- El PF del H<sub>2</sub> es -269,7 °C y el PE es -268,9 °C. Convertir dichos puntos de fusión y ebullición para el H<sub>2</sub>, a la escala Kelvin.

## **LEYES EMPÍRICAS DE LOS GASES**

El comportamiento de los gases es más sencillo de predecir que el de los sólidos y líquidos.

Esto se debe a que las moléculas que componen el gas, a diferencia de sólidos y líquidos, están muy alejadas unas de otras y son relativamente independientes.

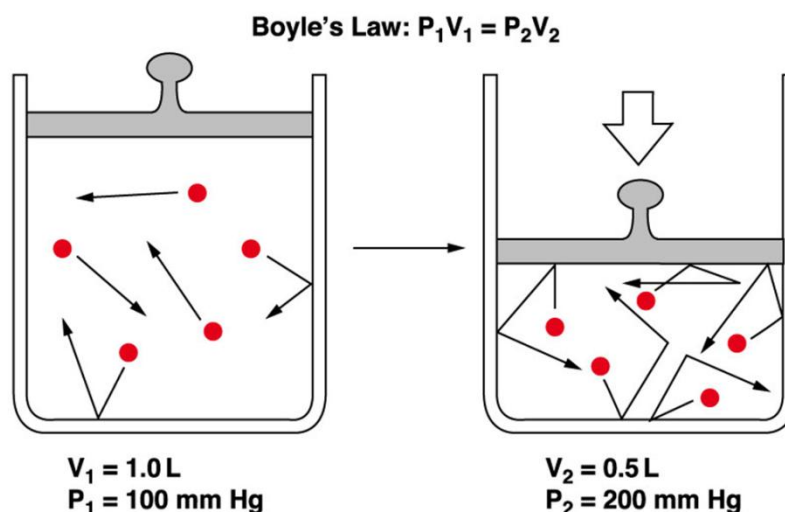
Presentamos el resultado de numerosas experiencias que se traducen en leyes que rigen el comportamiento de los gases.

➤ **Relación Presión-Volumen (Ley de Boyle)**

Robert **Boyle** descubrió en 1662 que cuando una cantidad fija de gas mantenida a temperatura constante se somete a diferentes presiones, el volumen ocupado por el gas varía en forma inversa a la presión aplicada.

**Ley de Boyle:** Para una cantidad fija de gas (n moles) mantenida a temperatura constante, el producto de la presión y el volumen que ocupa es constante.

Esto significa que, para T y n constantes, la presión y el volumen son inversamente proporcionales.



Te proponemos un video interactivo que te puede ayudar!!

[http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/08062010/0c/es-an\\_2010060813\\_9123021/ODE-b048959b-852d-3dbe-9eac-](http://agrega.juntadeandalucia.es/repositorio/08062010/0c/es-an_2010060813_9123021/ODE-b048959b-852d-3dbe-9eac-)



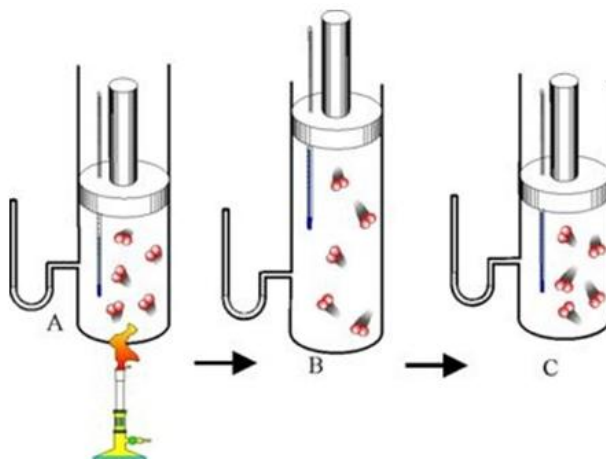
➤ **Relación Volumen-Temperatura (Ley de Charles)**

Es un hecho experimental que cuando una cantidad de gas mantenido a presión constante se calienta, expande su volumen.

El primer estudio cuantitativo de la variación que experimenta el volumen de un gas con la temperatura fue realizado por J. **Charles** en 1787 y verificado por **Gay Lussac** en 1802.

Al aumentar la temperatura de  $n$  moles de gas mantenidos a presión constante, la experiencia indica que el volumen aumenta proporcionalmente a la temperatura absoluta.

**Ley de Charles:** El volumen que ocupa una cantidad fija de gas ( $n$  moles) mantenida a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



Más páginas y videos!!

<http://lachuspaquimica.blogspot.com.ar/2011/05/ley-de-los-gases.html>

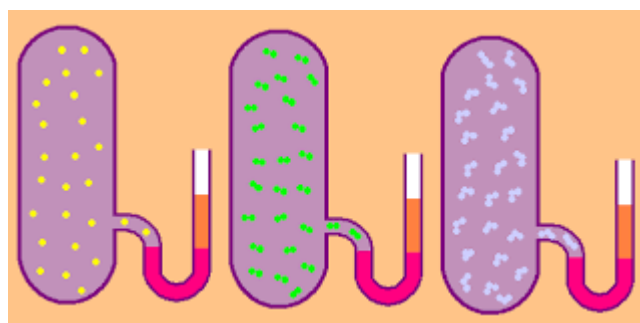
[http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corpussular/Cinetico\\_corpussular3.htm](http://intercentres.edu.gva.es/iesleonardodavinci/Fisica/Cinetico-corpussular/Cinetico_corpussular3.htm)

➤ Relación Volumen y número de moléculas (Ley de Avogadro)

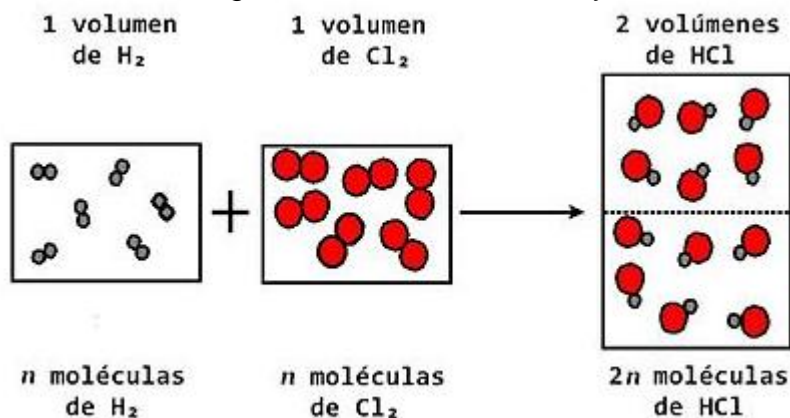
En 1811, el físico italiano Amedeo **Avogadro** estableció que si se tienen dos recipientes de igual volumen en iguales condiciones de presión y temperatura, aunque los gases sean distintos, ambos recipientes contienen el mismo número de moléculas.

**Ley de Avogadro: Volúmenes iguales de gases distintos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de moléculas.**

Este enunciado se conoce también como hipótesis de Avogadro.



Como el número de moléculas y los moles de moléculas son directamente proporcionales, de esta hipótesis se deduce que si el volumen de un mol de gas es  $V$ , el de dos moles, en iguales condiciones de  $P$  y  $T$ , será  $2V$ , y el de  $n$  moles  $nV$ .



Podemos decir entonces, que si se duplica el número de moléculas de gas a  $P$  y  $T$  constantes, el volumen aumenta al doble.

A Presión y Temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional a su cantidad en moles.

$$V_{P,T} = k(P,T) n \quad \text{donde la constante } k \text{ depende de } P \text{ y de } T$$

**El volumen de un gas mantenido a presión y temperatura constantes, es directamente proporcional a la cantidad del gas.**

**NOTA:** En todas las expresiones correspondientes a gases debe utilizarse la temperatura absoluta T medida en grados Kelvin (K).

Ahora integremos lo aprendido!!:



[http://iesantonioserna.edu.gva.es/HTML/dep\\_fq/1BACH/tema\\_2.p](http://iesantonioserna.edu.gva.es/HTML/dep_fq/1BACH/tema_2.p)  
df

## **La ecuación general del gas ideal**

Si los valores de las variables de estado P, V y T, y la cantidad n de un gas son conocidos, decimos que el gas se halla en un estado determinado. Estas variables no son independientes entre sí, sino que es posible vincularlas en una única ecuación conocida como la **ecuación general del gas ideal**.

Combinando adecuadamente las leyes de Boyle, Charles y Avogadro, podemos obtener una **expresión general** que vincule a las variables de estado para cualquier sustancia gaseosa.

- Según ley de Boyle:  $V = k_1 / P$  (T y n constantes)
- Según ley de Charles  $V = k_2 T$  (P y n constantes)
- Según ley de Avogadro  $V = k_3 n$  (P y T constantes)

Entonces, surge que:  $V = k n T / P$

Si denominamos R a la **constante de proporcionalidad**, es:  $V = R n T / P$

o bien:

$$P V = n R T$$

**Ecuación general del Gas ideal**

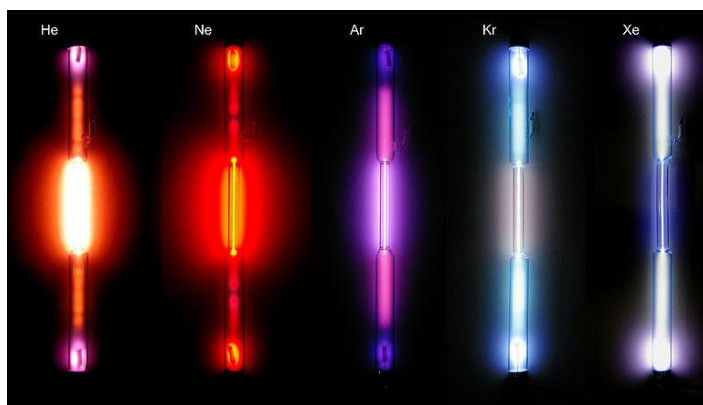
R es una constante universal que es independiente de la naturaleza del gas.

Si en la ecuación anterior la presión  $P$  se expresa en atm, el volumen  $V$  en  $\text{dm}^3$  o litro, la temperatura  $T$  en K y la cantidad en moles, el valor de  **$R = 0,082 \text{ atm l / K mol}$**

Este valor depende de las unidades utilizadas, pero no de las condiciones experimentales. El valor de  $R$  expresado en unidades del sistema internacional es:  **$R = 8,31 \text{ joule/K mol}$** .

En general, los gases no cumplen esta ecuación en cualquier condición de  $P$  y  $T$ , sino que

sólo lo hacen a presiones bajas y a temperaturas relativamente altas. Por esta razón, esta ecuación se denomina ecuación general del gas ideal, debido a que sólo se cumple exactamente para una sustancia gaseosa "ideal".



***Un gas ideal es una sustancia gaseosa cuyo comportamiento obedece estrictamente la ecuación general del gas ideal, bajo cualquier condición de presión y temperatura.***

Podés visitar estas direcciones!!

<http://www.youtube.com/watch?v=6-hdVZ5sq1E>

<http://www.deciencias.net/simulaciones/quimica/materia/gasideal.htm>

<http://www.educaplus.org/gases/gasideal.html>



De la ecuación general del gas ideal se puede despejar:

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

Si se produce la transformación de un gas ideal desde un estado 1 a un estado 2, sin que cambie la cantidad de gas, el producto  $nR$  es constante y por lo tanto podemos escribir:

$$\underline{P_1 V_1} = \underline{P_2 V_2} \quad (I)$$

$$T_1 \quad T_2$$

Esta ecuación nos permite calcular cualquiera de las variables en un estado determinado, conocidas todas las demás.

### Ejemplo:

Una muestra de 1,56 g de un gas ideal ocupa un volumen de 1,00 L a 27,0°C y 912 mmHg.

Calcular:

- la masa molar del gas.
- a qué temperatura ocupará un volumen de 2,00 L a 0,750 atm.
- el volumen que ocupa a 273 K y 1,00 atm.

### **Resolución**

Datos:

$$m \text{ gas} = 1,56 \text{ g}$$

$$V = 1,00 \text{ L}$$

$$T = (27,0 + 273) \text{ K} = 300 \text{ K}$$

$$P = 912/760 \text{ atm} = 1,20 \text{ atm}$$

Incógnitas:

$$a) - M$$

$$b) - T$$

$$c) - V$$

a)- Como la masa molar está relacionada con la cantidad (n), despejamos ésta de la ecuación general de los gases y obtenemos:

$$n = PV/RT$$

Reemplazando por los datos del problema en las unidades correspondientes:

$$n = \frac{1,20 \text{ atm} \times 1,00 \text{ dm}^3}{(0,082 \text{ atm dm}^3/\text{Kmol}) 300\text{K}}$$

$$PV = nRT$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Teniendo en cuenta que  $n = m/M$ , es  $M = m/n$ , y:

$$M = 1,56 \text{ g}/0,0488 \text{ mol} = 32,0 \text{ g/mol}$$

$$\mathbf{M = 32,0 \text{ g/mol}}$$

b)- Para calcular esta temperatura es conveniente aplicar la ecuación (I):

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

Con  $P_1 = 1,20 \text{ atm}$ ,  $V_1 = 1,00 \text{ L}$ ,  $T_1 = 300 \text{ K}$ ,  $V_2 = 2,00 \text{ L}$  y  $P_2 = 0,750 \text{ atm}$ .

Si despejamos  $T_2$  y reemplazamos por los valores dados, obtenemos:

$$T_2 = \frac{P_2 V_2 T_1}{P_1 V_1} = \frac{0,750 \text{ atm} \times 2,00 \text{ L} \times 300 \text{ K}}{1,20 \text{ atm} \times 1,00 \text{ L}} = 375 \text{ K}$$

$$T_2 = (375 - 273) \text{ }^\circ\text{C} = \mathbf{102^\circ\text{C}}$$

c)- De la ecuación (I) despejamos  $V_2$  y obtenemos:

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

Con:  $P_1 = 1,20 \text{ atm}$ ,  $V_1 = 1,00 \text{ L}$ ,  $T_1 = 300 \text{ K}$ ,  $T_2 = 273 \text{ K}$  y  $P_2 = 1,00 \text{ atm}$ .

Reemplazando por dichos valores resulta:

$$V_2 = \frac{P_1 V_1 T_2}{T_1 P_2} = \frac{1,20 \text{ atm} \times 1,00 \text{ L} \times 273 \text{ K}}{300 \text{ K} \times 1,00 \text{ atm}} = \mathbf{1,092 \text{ L}}$$

### Densidad de un gas

La densidad de un gas puede calcularse efectuando el cociente entre la masa del gas ( $m$ ) y el volumen del recipiente ( $V_R$ ) que lo contiene.

$$\delta = m / V_R$$

La unidad de densidad más frecuentemente utilizada para gases es  $\text{g/dm}^3$ .

A partir de la ecuación general del gas ideal se puede obtener una expresión para calcular la densidad de un gas, conocidas las condiciones de presión y de temperatura. Sabiendo que la cantidad en moles de una sustancia de masa molar  $M$  puede calcularse mediante la expresión:  $n = m/M$

Si reemplazamos en la ecuación general del gas ideal, obtenemos:

$$PV = \frac{m}{M} RT \quad \text{y} \quad PM = \frac{m}{V} RT = \delta RT \quad \text{Entonces:} \quad \boxed{\delta = \frac{PM}{RT}} \quad \text{(II)}$$



Es importante señalar que **si el gas se halla en un recipiente rígido, la densidad del gas no depende de la presión ni de la temperatura**. En efecto, como el volumen es constante, si aumentamos la temperatura, aumenta proporcionalmente la presión y **la densidad no cambia**.

Por otra parte, como  $\delta = m/V$ , si la masa es constante y el recipiente es rígido la densidad no cambia aunque se modifique la temperatura.

La ecuación anterior es válida si nuestro sistema está formado por un único gas. Para calcular la densidad de una mezcla gaseosa empleamos:

$$\delta \text{ mezcla} = \frac{\text{masa mezcla}}{V \text{ mezcla}}$$

### **Ejemplo:**

Calcular la densidad del oxígeno a 25,0°C y 0,750 atm.

### **Resolución:**

Como no conocemos ni la masa de gas ni el volumen que ocupa, para calcular su densidad aplicamos la ecuación (II), sabiendo que la masa molar del oxígeno es 32,0 g/mol:

$$\delta = \frac{P M}{RT} = \frac{0,750 \text{ atm} \times 32,0 \text{ g/mol}}{(0,082 \text{ atm dm}^3/\text{K mol}) 298 \text{ K}} = \mathbf{0,982 \text{ g/dm}^3}$$

### **Ejemplo:**

Un recipiente rígido de 500 cm<sup>3</sup> contiene 0,573 g de una sustancia gaseosa a 760 mmHg y 25°C.

- Calcular la densidad en esas condiciones de presión y temperatura.
- Indicar qué ocurre con el valor de la densidad del gas si se aumenta la temperatura hasta duplicar el valor inicial.
- Determinar la masa molar del gas.

### **Resolución**

Datos:

Incógnitas:

$$m \text{ gas} = 0,573 \text{ g}$$

a)-  $\delta$

$$V = 0,500 \text{ dm}^3$$

b)-  $\delta$

$$T = (25 + 273) \text{ K} = 298 \text{ K}$$

c)- M

a)- Para calcular la densidad del gas, como conocemos la masa y el volumen que ocupa en las condiciones de presión y temperatura dadas, aplicamos la ecuación:

$$\delta = m / V = \frac{0,573 \text{ g}}{0,500 \text{ dm}^3} = \mathbf{1,146 \text{ g/dm}^3}$$

b)- Como el gas se encuentra en un recipiente rígido, al aumentar la temperatura el volumen no cambia, y como tampoco se modificó la masa del gas, la densidad que es el cociente entre estas dos variables, permanece constante.

c)- Una manera directa de calcular la masa molar de un gas es mediante la ecuación:

$$PV = nRT$$

Aquí reemplazamos n por m/M

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

Se puede despejar la incógnita M:

$$M = \frac{mRT}{PV}$$

Ahora podemos reemplazar en esta ecuación los datos del problema:

$$M = \frac{0,573 \text{ g} \times 0,082 \text{ atm dm}^3 \times 298 \text{ K}}{1 \text{ atm} \times 0,500 \text{ dm}^3 \text{ K mol}} = \mathbf{28,0 \text{ g/mol}}$$



Te presentamos otros ejercicios para que puedas ejercitar los contenidos que hemos desarrollado:

- 4)- Un locutor de radio anunció que la presión atmosférica era de 1009 hPa. Expresar dicho valor en atm y mmHg.
- 5)- El  $\text{NH}_3$  es un gas incoloro, de olor picante. Si una cantidad del mismo ocupa un volumen de 20 L a 27 °C y 1520 mmHg ¿Qué volumen ocupará en CNPT?
- 6)- Una lamparita de luz consiste en una ampolla de vidrio que contiene un filamento de tungsteno y un gas inerte, para atenuar su volatilización cuando se pone incandescente. Una lamparita, cuya ampolla es de 200 cm<sup>3</sup>, contiene 4,00x10<sup>-4</sup> g de argón ¿Cuál es la presión del Argón en la ampolla a 27 °C?
- 7)- Un recipiente cerrado de vidrio de 10 L, contiene 2 moles de moléculas de oxígeno a 38 °C. Calcular la máxima masa de dicho gas que puede agregarse a esa temperatura sin que se rompa el recipiente, si éste resiste una presión máxima de 10,2 atm.
- 8)- Un recipiente de 1000 cm<sup>3</sup> contiene 1,3 g de un gas, a 868 mmHg y 27 °C. Calcular la densidad del gas en esas condiciones, y la masa molar del mismo.
- 9)- Calcular la densidad del óxido de azufre (IV) gaseoso, a 33 °C y 1520 hPa.