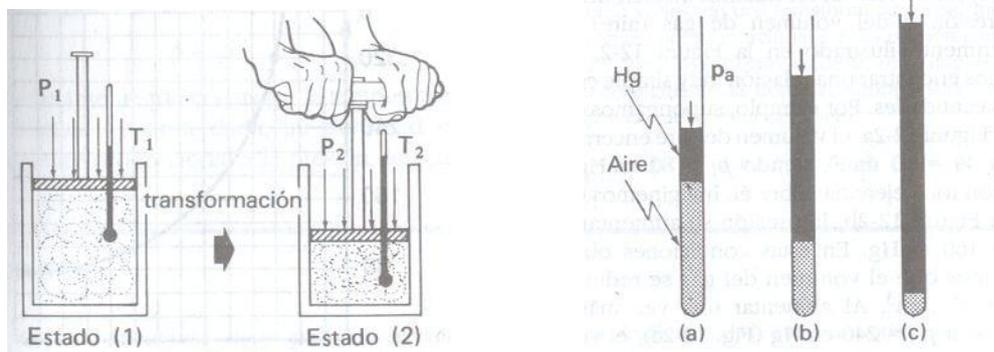


• **COMPORTAMIENTO DE LOS GASES.**

Al analizar el comportamiento de un gas se halla que los cambios de presión pueden producir variaciones considerables en su volumen y en su temperatura. Al estudiar experimentalmente el comportamiento de una determinada masa de gas, los físicos encontraron que tal comportamiento podría expresarse mediante relaciones matemáticas sencillas entre su presión (p), su volumen (V), y su temperatura (T). Una vez conocidos los valores de estas cantidades (masa, presión, volumen y temperatura), la situación en la cual se encuentra un gas, queda determinada; o en otras palabras, queda definido su *ESTADO*.

Al producir una variación en una de esas magnitudes, se observa que, en general, las demás también se modifican, y estos nuevos valores caracterizan otro *ESTADO DE GAS*. Así que el gas sufre una transformación al pasar de un estado a otro.



En las leyes experimentales, descritas anteriormente y que ahora estudiaremos, se examinarán algunas de las transformaciones que puede sufrir un gas. Estas leyes son válidas sólo aproximadamente para los gases que existen en la naturaleza y que se denominan gases reales (O_2 , H_2 , N_2 ; aire, etc.). El gas que se comporta exactamente de acuerdo con tales leyes se denomina *GAS IDEAL*. Se observa que los gases reales sometidos a pequeñas presiones y altas temperaturas, se comportan como un gas ideal.

• **TRANSFORMACIÓN ISOTÉRMICA.**

Supongamos que un gas fue sometido a una transformación en la cual su temperatura se mantuvo constante. Decimos entonces que ha experimentado una *transformación isotérmica*.

Tomando en cuenta que la masa del gas también se mantuvo constante (no hubo salida ni entrada de gas en el recipiente), se concluye que la presión y el volumen del gas fueron cantidades que variaron en la transformación isotérmica.

En la figura se presenta una forma de realizar una transformación isotérmica, cierta masa de aire está confinada en determinado volumen de un tubo muy delgado, por medio de una pequeña columna de mercurio. La presión que actúa en este volumen de gas es la suma de la presión ejercida por la columna de Hg., y la presión atmosférica. Al agregar lentamente más Hg. en el tubo, el aumento de la altura de la columna ocasiona un incremento en la presión que actúa sobre el gas, y por consiguiente, se observa una reducción en su volumen. Como la operación se efectúa lentamente, la masa permanece siempre en equilibrio térmico con el ambiente, de modo que su temperatura se mantiene prácticamente constante, o sea, que la transformación observada es isotérmica.



NOTA: Robert Boyle (1627-1691). Químico y físico inglés, muy conocido por sus experimentos notables acerca de las propiedades de los gases. Siendo partidario de la teoría corpuscular de la materia, la cual dio origen a la moderna teoría química de los elementos, criticó duramente las ideas de Aristóteles y de los alquimistas en relación con la composición de las sustancias.

- **LEY DE BOYLE.**

Si efectuamos mediciones de la presión y del volumen de gas (aire) del experimento ilustrado anteriormente (transformaciones isotérmicas), podremos encontrar una relación muy simple entre estas cantidades. Por ejemplo, supongamos que el volumen del aire encerrado fuera $V_1=60 \text{ mm}^3$, siendo $p_1= 80 \text{ cm. Hg.}$ la presión total ejercida sobre él. Imaginemos en el tubo de en medio, la presión se aumenta al $p_2= 160 \text{ cm. Hg.}$ En estas condiciones observaríamos que el volumen del gas se reduce a $V_2= 30 \text{ mm}^3$. Al aumentar una vez más la presión a $p_3= 240 \text{ cm. Hg.}$, el volumen será $V_3= 20 \text{ mm}^3$, etc. Tabulando estas medidas tenemos:

p (cm. Hg.)	80	160	240	320
V (mm³)	60	30	20	15

Observa, por la tabla que:

- Al duplicar $p \rightarrow V$ se divide entre 2,
- Al Triplicar $P \rightarrow V$ se divide entre 3,
- Al cuadruplicar $p \rightarrow V$ se divide entre 4, etc.

Este resultado significa que el volumen V es inversamente proporcional a la presión p , y por consiguiente, el producto $p \times V$ es constante. El físico inglés, Robert Boyle llegó de realizar una serie experimentos semejantes al descrito. Por esta razón, el resultado al que llegamos se conoce como **LEY DE BOYLE**:

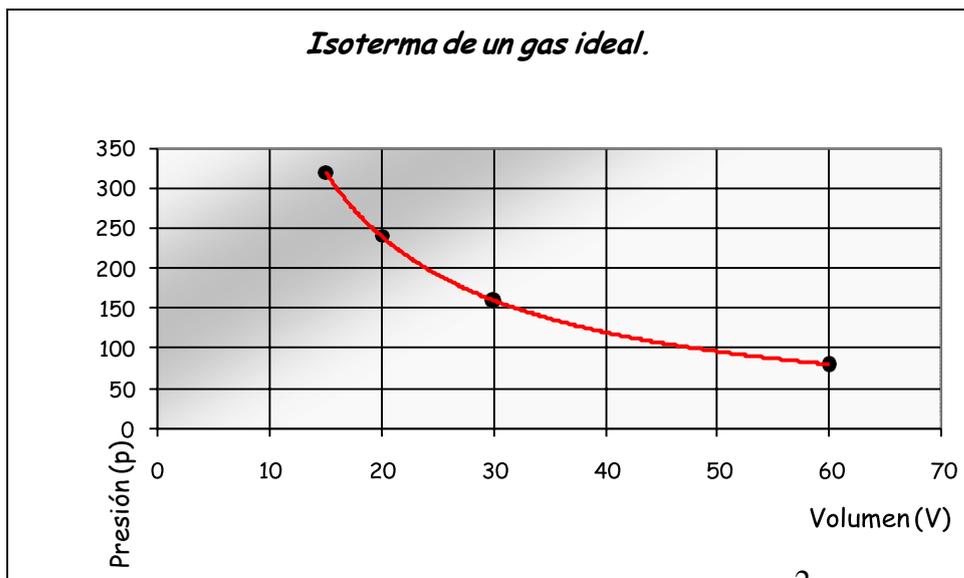
*Si la temperatura T de cierta masa gaseosa, se mantiene constante, el volumen V de dicho gas será inversamente proporcional a la presión p ejercida sobre él, o sea,
 $P \times V = \text{constante}$ (si $t = \text{Constante}$).*

- **EL DIAGRAMA P X V:**

En la figura continua se presenta el gráfico $p \times V$ construido con los valores de p y V , de la tabla relativa a la transformación isotérmica del experimento anterior. Vea cómo se emplearon en el gráfico los datos de la tabla, y observe que la curva obtenida muestra la variación inversa del volumen con la presión (mientras V aumenta, p disminuye).

Como en esta transformación, p y V están relacionadas por una proporción inversa, se concluye que la curva es una hipérbola. Como describe una transformación isotérmica, esta curva también recibe el nombre de *isoterma del gas*.

p	V
15	320
20	240
30	160
60	80



• **INFLUENCIA DE LA PRESIÓN SOBRE LA DENSIDAD:**

La densidad de un cuerpo está dada por:

$$\rho = m / V$$

donde :
 ρ = densidad (simbolizada por la letra griega Ro)
 m = masa
 V = volumen.

Para los cuerpos sólidos y líquidos, la variación en la presión ejercida sobre ellos prácticamente no altera su volumen V , de manera que la presión influye muy poco en la densidad de esos cuerpos.

Esto no sucede con los gases. En una transformación isotérmica, por ejemplo, cuando aumentamos la presión sobre una masa gaseosa, su volumen se reduce considerablemente. Por lo tanto, su densidad también aumenta mucho, mientras que el valor de m (masa) no se altera. En realidad para un determinado valor de m , la ley de Boyle permite deducir lo siguiente:

- Al duplicar $p \rightarrow V$ queda dividido entre 2 $\rightarrow \rho$ se duplica.
 Al triplicar $p \rightarrow V$ queda dividido entre 3 $\rightarrow \rho$ se triplica.
 Al cuadruplicar $p \rightarrow V$ queda dividido entre 4 $\rightarrow \rho$ se cuadruplica, etc.

Si comparamos la primera y las últimas columnas de esta tabla concluimos que:

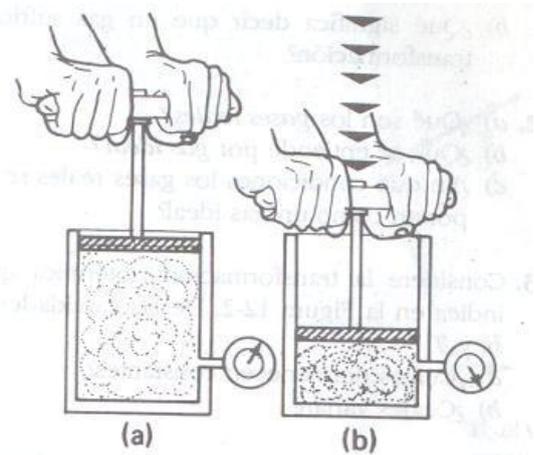
$$\rho \approx p$$

es decir, manteniendo constante la temperatura de una masa gaseosa dada, su densidad es directamente proporcional a la presión del gas.

EJEMPLO:

Un recipiente que contiene O_2 está provisto de un pistón que permite variar la presión y el volumen del gas. Observamos que cuando el O_2 está sometido a una presión $p_1 = 2.0$ atm, ocupa un volumen $V_1 = 20$ litros. El gas se comprime lentamente, de modo que su temperatura no cambie, hasta que la presión alcance el valor de $p_2 = 10$ atm.

- ¿Cuál es el volumen V_2 del oxígeno en este nuevo estado?
- Suponiendo que la densidad del O_2 en el estado inicial, sea de 1.2 g/L, ¿cuál será su densidad en el estado final?



DESARROLLO:

Datos:

- $p_1 = 2.0$ atm
 $V_1 = 20$ litros. (L)
 $p_2 = 10$ atm.
 $\rho_i = 1.2$ g/L
- $V_2 = ?$
 - $\rho_f = ?$

Planteamiento:

Suponiendo que el O_2 , se comporte como un gas ideal, podemos aplicar la ley de Boyle por tratarse de una transformación isotérmica. Entonces, como $p \times V = \text{constante}$, tenemos que:

$$p_2 \times V_2 = p_1 \times V_1$$

$$10 \times V_2 = 2.0 \times 20$$

$$V_2 = (2.0 \times 20) / 10$$

$$V_2 = 40 / 10$$

$$\text{a) } V_2 = 4 \text{ (L)}$$

Como analizamos, en una transformación isotérmica ρ es directamente proporcional a p . La presión pasó de $p_1 = 2.0 \text{ atm}$ a $p_2 = 10 \text{ atm}$, es decir, se multiplicó por 5. Por lo tanto, la densidad también será 5 veces mayor y el nuevo valor de ρ será:

$$\rho_f = 5 \times \rho_i$$

$$\rho_f = 5 \times 1.2$$

$$\boxed{\text{b) } \rho_f = 6 \text{ g/L}}$$

• **EJERCICIOS:**

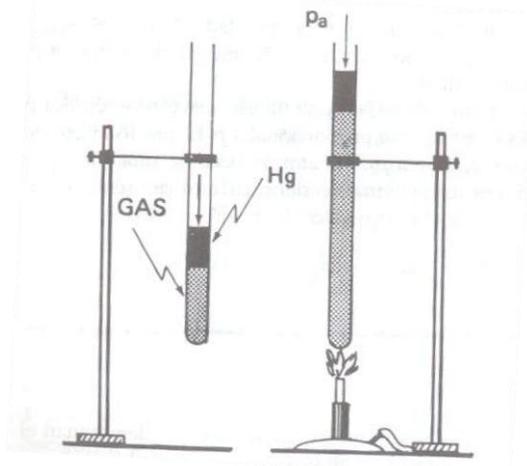
- 1) ¿Cuáles son las cantidades que determinan el estado de un gas?
- 2) ¿Qué significa decir que un gas sufrió una transformación?
- 3) ¿Qué son los gases reales?
- 4) ¿Qué entiendes por gas ideal?
- 5) ¿En qué condiciones los gases reales se comportan como un gas ideal?
- 6) Considere la transformación isotérmica que se indica en la figura. De las cantidades p , V , m y T : ¿Cuáles permanecen constante?, ¿Cuáles varían?
- 7) Cierta masa de gas ideal sufre una transformación isotérmica. Aplicando la ley de Boyle, complete la siguiente tabla:

Estado	p (atm)	V (litros)	$p \times V$ (atm x litros)
I.	0.5	12	
II.	1.0		
III.	1.5		
IV.	2.0		

- 8) Con los datos de la tabla del ejercicio anterior, trace el diagrama $p \times V$. ¿Cómo se denomina la curva hiperbólica obtenida?
- 9) Suponga que el gas del ejercicio 7, en el estado I, tiene una densidad de 2.0 gramos/litro. Calcule los valores de su densidad en los estados II, III, y IV.

• **TRANSFORMACIÓN ISOBÁRICA.**

Consideremos cierta masa de gas encerrada en un tubo de vidrio, y que soporta una presión igual a la atmosférica más la presión de una pequeña columna de Hg., como se ve en la figura. Al calentar el gas y dejar que se expanda libremente, la presión sobre él no se altera, pues siempre es ejercida por la atmósfera y por la columna de Hg. Una transformación como ésta, en la que el volumen del gas varía con la temperatura mientras que mantiene constante la presión, se denomina TRANSFORMACIÓN ISOBÁRICA.



- **TODOS LOS GASES SE DILATAN IGUALMENTE:**

Tomemos dos bloques sólidos de igual volumen pero de materiales diferentes, uno de cobre y otro de hierro, por ejemplo. Haciendo que ambos cuerpos tengan el mismo aumento de temperatura, sufrirán diferentes incrementos de su volumen, y por lo tanto, presentarán distintos volúmenes finales. Esto sucede, porque los coeficientes de dilatación del cobre y del hierro no son iguales, lo que ocurre, en general, con los coeficientes de dilatación de las sustancias en los estados sólido y líquido.

Imagine que efectuásemos un experimento semejante con los gases. Tomemos volúmenes iguales de dos gases diferentes (O_2 y H_2 , por ejemplo) a una misma temperatura inicial. Al impartir a ambos el mismo incremento de temperatura y mantener constante su presión, observaremos un hecho inesperado pues los dos gases presentarán el mismo volumen final, o sea, que ambos tienen así el mismo coeficiente de dilatación. El físico francés, Gay-Lussac, a principios del siglo pasado, al realizar una serie de experimentos comprobó que este resultado es verdadero para todos los gases. Podemos entonces, destacar que:

Si tomamos determinado volumen de gas a una cierta temperatura inicial, y lo calentamos a presión constante hasta una temperatura final, la dilatación observada será la misma, cualquiera que sea el gas usado en el experimento, es decir, el valor del coeficiente de dilatación volumétrica es el mismo para todos los gases.



Nota: Joseph-Louis Gay-Lussac (1778-1850). Químico y físico francés, que además de sus investigaciones acerca del comportamiento de los gases, desarrolló varias técnicas de análisis químicos y fue uno de los fundadores de la meteorología. Utilizando globos aerostáticos, estudió los efectos de la altitud en el magnetismo terrestre y en la composición del aire. También se debe a él la obtención de los elementos potasio y boro, así como la identificación del yodo como elemento químico.

- **EL DIAGRAMA $V \times t$.**

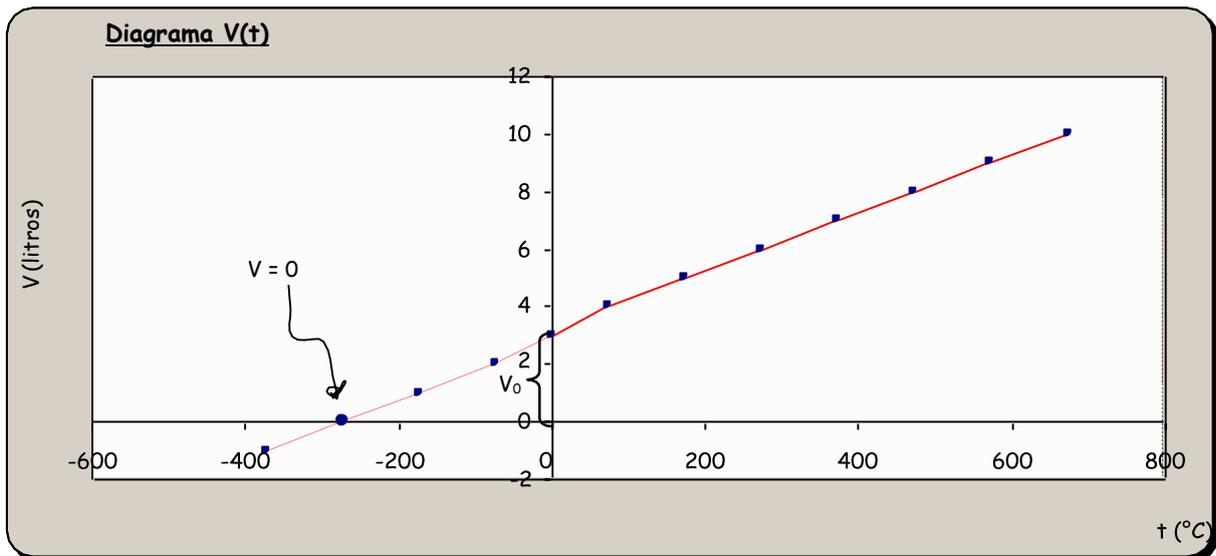
En sus experimentos, Gay-Lussac, tomó determinada masa gaseosa y realizó mediciones del volumen de la temperatura de ésta, mientras era calentada y se expandía a presión constante. Con esas medidas construyó un gráfico de volumen V en función de la temperatura t , expresada en grados Celsius ($^{\circ}C$). Obtuvo así una gráfica rectilínea, concluyendo, por tanto, que “*el volumen de determinada masa gaseosa, cuando la presión es constante, varía linealmente con su temperatura ordinaria ($^{\circ}C$)*”

En el gráfico de la figura, vemos que el gas ocupa un volumen V_0 a $0^{\circ}C$. Naturalmente, el volumen del gas se reduciría en forma gradual a medida que se fuese reduciendo la temperatura debajo de $0^{\circ}C$. Pensando en esta reducción, Gay-Lussac trató de determinar la temperatura a la cual se anularía el volumen del gas (si esto fuese posible), prolongando la recta del gráfico, como indica la figura. De esta manera, comprobó que el punto en el cual $V = 0$ corresponde a la temperatura $t = -273^{\circ}C$. Esta temperatura, se denomina cero absoluto y se considera como punto origen de la escala Kelvin (K).

Tomando esto en cuenta, si trazamos una gráfica del cambio del volumen V del gas, a presión constante, en función de su temperatura absoluta T , es obvio que tendremos una recta que pasa por el origen. Esto nos hace ver que el volumen del gas es directamente proporcional a su temperatura Kelvin, por lo tanto, el cociente V/t es constante. En resumen, para una transformación isobárica podemos afirmar que:

El volumen V de determinada masa gaseosa, mantenida a presión constante, es directamente proporcional a su temperatura absoluta T (K), o sea;

$$V/T = \text{constante (si } p = \text{constante)}$$



• **INFLUENCIA DE LA TEMPERATURA SOBRE LA DENSIDAD:**

Como el volumen de cierta masa gaseosa, a presión constante, varía con la temperatura, es claro que la densidad del gas ($\rho = m/V$) tendrá distintos valores para diferentes valores de temperatura. Con base en las conclusiones a las que llegamos respecto a la transformación isobárica, podemos deducir que para cierta masa m de gas, resulta que:

Al duplicar T^1 , se duplica V y ρ queda dividida entre dos.

Al triplicar T , se triplica V y ρ queda dividida entre tres.

Al cuadruplicar T , se cuadruplica V y ρ queda dividida entre cuatro, etc.

Comparando la primera y la última columna de esta tabla, concluimos que:

$$\rho \approx 1/T$$

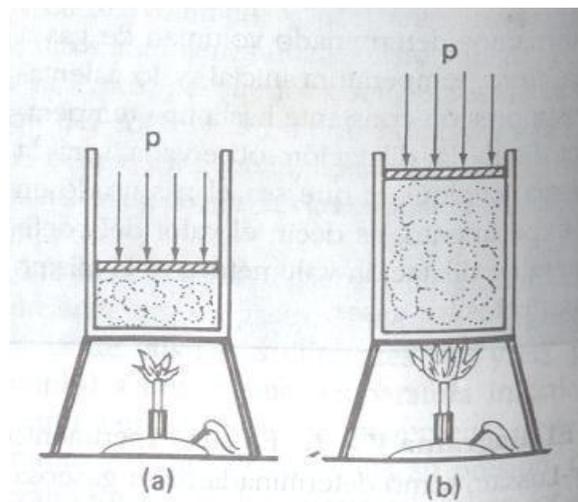
Es decir, manteniendo constante la presión de una masa gaseosa dada, su densidad varía en proporción inversa a su temperatura absoluta.

EJEMPLO:

Un recipiente contiene un volumen $V_1 = 10$ litros de gas CO_2 , a una temperatura de $t_1 = 27^\circ$

C. calentando el conjunto y dejando que el émbolo del recipiente se desplace libremente, la presión del gas se mantendrá constante mientras se expande. Siendo $t_2 = 177^\circ \text{C}$ la temperatura final del CO_2 .

- ¿Cuál será el volumen final V_2 del gas?,
- Suponiendo que la densidad inicial del CO_2 , fuese 1.8 g/L , ¿cuál será su densidad en el estado final?



DESARROLLO:

Datos:

$V_1 = 10$ litros de gas CO_2

$t_1 = 27^\circ \text{C}$

$t_2 = 177^\circ \text{C}$

$V_2 = ?$

$\rho_i = 1.8 \text{ g/L}$

$\rho_f = ?$

¹ T , valor de la temperatura expresada en grados Kelvin(K), es decir $273 + ^\circ\text{C}$.

Planteamiento:

Como se trata de una transformación isobárica, sabemos que $V/T = \text{constante}$, es decir,

$$V_2 / T_2 = V_1 / T_1$$

Observemos que estas expresiones se refieren a temperaturas absolutas² del gas. Por tanto.

$$T_1 = t_1 + 273 = 27 + 273 = 300 \text{ K}$$

$$T_2 = t_2 + 273 = 177 + 273 = 450 \text{ K}$$

Entonces como $V_1 = 10$ litros, tenemos

$$V_2 / 450 = 10 / 300$$

$$V_2 = (10 / 300) \times 450$$

$$V_2 = 0.03 \times 450$$

$$V_2 = 15 \text{ L.}$$

Analizamos que en una transformación isobárica, la densidad de un gas es inversamente proporcional a su temperatura absoluta. Como ésta pasó de $T_1 = 300 \text{ K}$ a $T_2 = 450 \text{ K}$, es decir, aumentó en 1.5, concluimos que la densidad se dividirá entre el factor. Por lo tanto, la densidad del gas en el estado final, será:

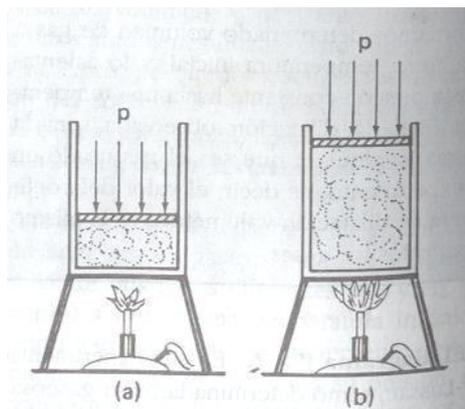
$$\rho_f = 1.8 / 1.5$$

$$\rho_f = 1.2 \text{ g/L}$$

EJERCICIOS:

1. Considere la transformación isobárica que se muestra en la figura. De las magnitudes p , V , m y T :

- a) ¿Cuáles permanecen constantes?
b) ¿Cuáles varían?



2. Se tienen dos recipientes (provistos de émbolos que se pueden desplazar libremente), uno de los cuales contiene gas O_2 y el otro, gas N_2 , y cada uno ocupa un volumen de 500 cm^3 a 20°C . Al calentar ambos gases a presión constante hasta 200°C , ¿cuál tendrá el mayor volumen final?
3. Cierta masa de gas ideal sufre una transformación isobárica. Recordando los resultados de los experimentos de Gay-Lussac, complete la tabla de ejercicio.

Estado	t ($^\circ\text{C}$)	T (K)	V (cm^3)
I.	-73		150
II.	127		
III.	327		
IV.	527		

4. si se construyese un diagrama $V \times t$ con los con los datos del ejercicio anterior, ¿cuál sería su aspecto?

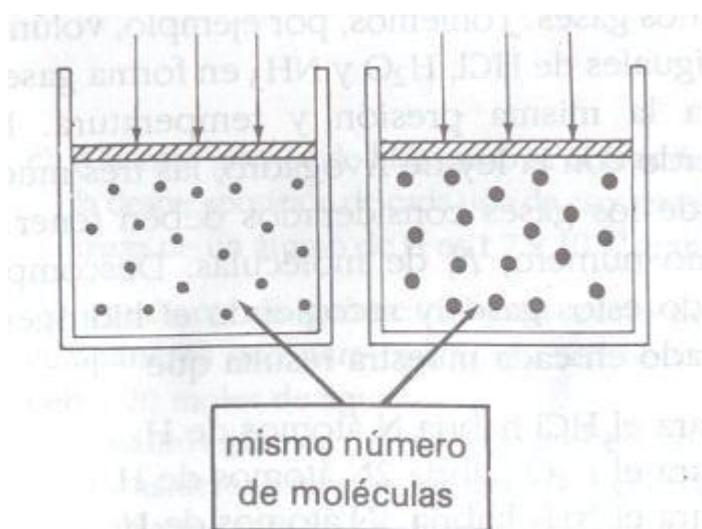
² Se utilizará la escala Kelvin, debido que a está escala se le denomina escala absoluta. $0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$.

5. Usando la tabla del ejercicio 3, construya un diagrama V x T. ¿Qué tipo de gráfica obtuvo?
6. ¿Esperaba una transformación isobárica? ¿Por qué?
7. Suponga que el gas del ejercicio 3, en estado I, tiene una densidad de 6.0 gramos/litro. Calcule su densidad en los estados II, III y IV.

• **LEY DE AVOGADRO.**

Ya en los primeros años del siglo pasado, los científicos habían adquirido una cantidad razonable de información acerca de las reacciones químicas observadas entre los gases. El científico italiano, Avogadro, basándose en estas informaciones y en resultados de experimentos realizados por él mismo, formuló en 1811 una hipótesis muy importante en relación con el número de moléculas existentes en dos muestras de gas. Según Avogadro, si tomamos dos recipientes de igual volumen y que contengan gases diferentes, ambos a la misma temperatura y presión, el número de moléculas de gas en cada recipiente debe ser el mismo. Posteriormente, un gran número de confirmaciones experimentales de este postulado, hicieron que pasara a ser conocido como LEY DE AVOGADRO:

Volúmenes iguales de diferentes gases a la misma temperatura y a la misma presión, contienen el mismo número de moléculas.



Nota: Amadeo Avogadro (1776-1856). Físico italiano que basándose en su hipótesis sobre el número de moléculas en las muestras gaseosas, consiguió explicar por qué los gases se combinan en volúmenes que conservan una proporción simple entre sí. Además, con base en su hipótesis, concluyó que los gases hidrógeno, nitrógeno y oxígeno se presentan en la naturaleza en forma biatómica (H_2 , N_2 y O_2). A pesar de que estas ideas fueron propuestas en 1811, sólo fueron totalmente aceptadas a partir de 1858, gracias a los trabajos del científico italiano Cannizzaro, que estableció un sistema químico basado en la hipótesis de Avogadro.

• **CONFIRMACIONES EXPERIMENTALES:**

Una de las verificaciones de esta ley se puede efectuar realizando en el laboratorio la descomposición de algunos gases. Tomemos, por ejemplo, volúmenes iguales de HCL, H_2O y NH_3 en forma gaseosa, a la misma presión y temperatura. De acuerdo con la ley de Avogadro, las tres muestras de los gases considerados deben tener el mismo número, N, de moléculas. Descomponiendo estos gases y recogiendo el hidrógeno liberado en cada muestra resulta que:

Para el HCL habría N átomos de H.

Para el H_2O habría 2N átomos de H.

Para el NH_3 habría 3N átomos de H.

El experimento confirma este resultado, pues se obtiene una masa m de hidrógeno en la descomposición del HCL, una masa de 2m es obtenida de la descomposición de H_2O , y una masa de 3m es obtenida de la descomposición del NH_3 .

• **EL NÚMERO DE AVOGADRO:**

Una vez conocida la ley de Avogadro, puede investigarse cuál es el número de moléculas que existe en una determinada masa de gas. Supóngase, por ejemplo, que tomáramos 1 mol³ de varios gases (2g de H₂, 32 g de O₂, 28 g de N₂, etc.). Por sus cursos anteriores de química, ya sabe que el número de moléculas en cada una de tales muestras es el mismo. Este número se denomina número de Avogadro y se representa por N₀. El científico Perrin, a principios del siglo, realizó una serie de experimentos para tratar de determinar el valor de N₀, y llegó a la conclusión que dicho valor debía estar comprendido entre 6.5 x 10²³ y 7.2 x 10²³ moléculas en cada mol. Por este trabajo, Perrin recibió el premio Nobel de Física en 1926. Posteriormente, mediciones más precisas demostraron que el valor de N₀ es aproximadamente:

$$N_0 = 6.02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol.}$$



Nota: Jean-Baptiste Perrin (1870-1942). Profesor de Físico-química en la Universidad de París, estudió experimentalmente el movimiento browniano y confirmó las previsiones teóricas hechas por Einstein. Estos trabajos contribuyeron al establecimiento definitivo de la naturaleza atómica de la materia. Al observar partículas suspendidas en un líquido, logró obtener datos relativos al tamaño de las moléculas y al número de ellas en un volumen dado, llegando así a evaluar el número de Avogadro. En 1926 le fue otorgado el premio Nobel de Física.

• **LA DENSIDAD Y LA MASA MOLECULAR.**

Tomemos dos muestras gaseosas, A y B, que ocupan ambas el mismo volumen a la misma presión y temperatura. Por la ley de Avogadro sabemos que estas muestras contienen el mismo número de moléculas. Suponiendo que la masa molecular de A, es decir M_A, sea el doble de la masa molecular de B, o bien, M_B, evidentemente la masa total m_A de A, también será el doble de la masa m_B de B. Pero como las muestras tienen volúmenes iguales, concluimos que la densidad ρ_A de A será el doble de la densidad de ρ_B de B. del mismo modo, si tuviésemos M_A = 3M_B, también tendríamos que ρ_A = 3ρ_B. Entonces, podemos concluir que:

$$\rho \approx M$$

es decir, la densidad de un gas es directamente proporcional a su masa molecular.

• **EJEMPLO:**

Consideremos dos recipientes, uno de los cuales contiene 6 g de H₂ y el otro, 96 g de O₂.

- ¿Cuál es el número de moles en cada muestra?
- ¿Cuál es el número de moléculas existentes en cada muestra?
- Suponiendo que las dos muestras estén a la misma presión y temperatura, ¿cuál es la relación entre los volúmenes que ocupan?
- Consideremos de nuevo que ambas muestras están a la misma presión y temperatura, y que la densidad del H₂ es de 0.1 g/L, ¿cuál es la densidad del O₂?

DESARROLLO.

Datos:

m₁ = 6 g de H₂.

m₂ = 96 g de O₂.

- N° Moles₁ = ?
N° Moles₂ = ?
- N° de moléculas₁ = ?
N° de moléculas₂ = ?
- V₁ ≈ V₂ = ?

³ 1 mol de una sustancia es una masa de ésta, en gramos, numéricamente igual a la masa molecular de la misma.

- d) $\rho_{H_2} = 0.1 \text{ g/L}$
 $\rho = \rho_{O_2}$.

Planteamiento.

- a) Sabemos que en 1 mol de H_2 hay 2g de este gas. Luego en una muestra de 6g tendremos 3 moles de H_2 . Para el O_2 , 1 mol corresponde a una masa de 32g y así 96 gramos corresponden a 3 moles de O_2 .
- b) Como ya comprobamos en la pregunta anterior, el número de moles es el mismo para ambos gases. Por lo tanto, las dos muestras tendrán el mismo número de moléculas (número de Avogadro); entonces, en 3 moles tendremos:
 $3 \times (6.02 \times 10^{23})$ o bien, 1.8×10^{24} moléculas.
- c) Como ambas están a la misma presión y temperatura y contienen el mismo número de moléculas, concluimos, por la ley de Avogadro, que los volúmenes ocupados por las dos muestras son iguales.
- d) Vimos que en estas condiciones de densidad de un gas es directamente proporcional a su masa molecular ($\rho \approx M$). Entonces, ya que la masa molecular del O_2 es 16 veces mayor que la del H_2 , tendremos para el O_2 una densidad:
 $16 \times 0.1 \text{ g/L}$ o bien 1.6 g/L .

EJERCICIOS:

1. Tres recipientes A, B y C, con volúmenes iguales, contienen, respectivamente, HCl, H_2O y NH_3 , todas estas sustancias en estado gaseoso y a la misma presión y temperatura. Suponga que el recipiente A contiene 1.0×10^{24} moléculas de HCl.
- a) ¿Cuántas moléculas de vapor de H_2O existen en B? ¿Y cuántas de NH_3 existen en C?
- b) ¿Cuál es el número de átomos de H existentes en cada recipiente?
- c) ¿Cuántos gramos de hidrógeno se obtendrían de la descomposición de cada uno de esos gases? (La masa de un átomo de H es 1.7×10^{-24} gramos.)
2. Un estudiante de química informa a uno de sus compañeros que para “matar” su sed tiene que beber 20 moles de H_2O ?
- a) ¿Cuántos gramos de H_2O toma el estudiante? (Considere la masa atómica del oxígeno igual a 16 uma^4 y la del hidrógeno igual a 1 uma)
- b) ¿Cuántas moléculas de H_2O bebió el estudiante? (considere el número de Avogadro igual a 6×10^{23})
- c) Con base en las respuestas dadas en (a) y (b), calcule la masa, en gramos, de una molécula de H_2O .
3. Considere los gases contenidos en los recipientes A, B y C del ejercicio 1.
- a) Coloque estos gases en orden creciente de su masa molecular.
- b) Como ya se dijo, los tres gases tienen el mismo volumen, la misma presión e igual temperatura. Cuando los gases están en estas condiciones, ¿cuál es la relación entre la densidad ρ y la masa molecular M de cada uno?
- c) Considerando las respuestas dadas en (a) y (b), coloque los gases en el orden creciente de sus densidades.

⁴ La sigla uma significa; unidad de masa atómica.