

5. En una mezcla gaseosa a 20°C, las presiones parciales de los componentes son las siguientes: Hidrógeno=200 torr; CO₂ =150 torr; CH₄ =320 torr; C₂H₄ =105 torr. ¿Cuál será la presión total de la mezcla?

$$\begin{array}{r} 200 \text{ Torr} \\ 150 \text{ Torr} \\ 320 \text{ Torr} \\ 105 \text{ Torr} \\ \hline 775 \text{ Torr} \end{array}$$

RESULTADOS DE LOS PROBLEMAS:

- 1.- 4.86 lt.
- 2.- 209.15 ml
- 3.- 146.38 ml
- 4.- 20.708 l
- 5.- 775 torr

CAPÍTULO III.

G A S E S.

3-1 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR DE LOS GASES.

Si nos proponemos observar la actitud de los gases, podríamos concluir en que:

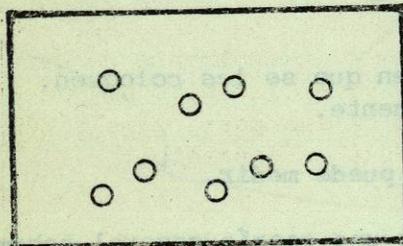
1. Ocupan cualquier volumen en que se les coloquen.
2. Se pueden comprimir fácilmente.
3. Ejercen presiones.
4. Tienen temperatura que se puede medir.

Y por ello fue necesario establecer una teoría general sobre el comportamiento de los gases. Esta teoría abarca un modelo del estado gaseoso que nos permita explicar el comportamiento dinámico de los gases; se le denomina Teoría Cinética Molecular (TCM).

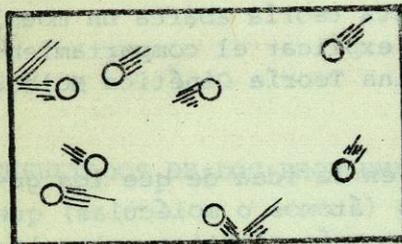
Esta teoría está fundamentada en la idea de que los gases están compuestos por partículas (átomos o moléculas) que están en constante movimiento. La teoría cinética molecular puede expresarse en términos de los siguientes postulados:

- 1º: Los gases consisten en partículas (moléculas o átomos) tan pequeñas y la distancia media entre ellas es tan grande que el volumen real ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío que hay entre ellas.
- 2º: La inexistencia de fuerzas de atracción entre las partículas que forman un gas y puede considerarse que se comportan como masas muy pequeñas.

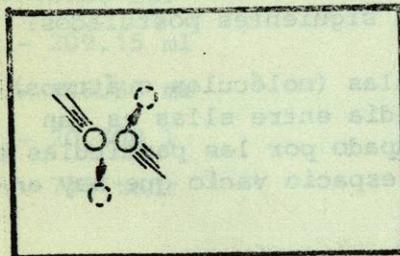
- 3º Las partículas están en movimiento rápido, aleatorio y rectilíneo, constantemente chocando entre sí y contra cualquier objeto o paredes de recipiente que los contenga. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética, EC ($EC = 1/2 mv^2$ donde m es la masa de una partícula y v es la velocidad).
- 4º No por las colisiones pierde la energía cinética total de las partículas.



Los gases consisten de moléculas (átomos) que son tan pequeñas y se encuentran tan separadas que el volumen ocupado por las partículas es despreciable comparado con el espacio vacío entre ellas.



Las partículas se encuentran en movimiento rápido aleatorio y rectilíneo y constantemente chocan entre sí y con las paredes del recipiente. Como resultado de este movimiento, las partículas poseen energía cinética ($EC = 1/2 mv^2$).



Las colisiones no conducen a una pérdida neta en la energía cinética.

Fig. 3-1. Postulados de la teoría cinética molecular.

A partir de estos postulados concluimos en que es un buen modelo de un gas. Ahora podemos imaginar que en un gas existen colisiones difusas de átomos o moléculas que se mueven rápidamente en todas direcciones, chocando constantemente entre sí y con cualquier objeto vecino a sus partículas. Los gases inertes son aquellos que constan de átomos mientras que otros gases son moleculares, por ejemplo, el O_2 , oxígeno, nitrógeno N , el dióxido de carbono, CO_2 , y el metano CH_4 . Un gas es bastante dinámico y esto determinará el comportamiento de los gases. Cualquier gas ocupará el volumen del recipiente que los contenga aún cuando estén presentes otras partículas. ¿Por qué una muestra de gas puede comprimirse? Porque precisamente consta principalmente de grandes espacios vacíos entre partículas y partículas. La presión de un gas se debe a la colisión de las partículas gaseosas con los objetos con los cuales está en contacto.

Las colisiones constantes de las partículas de una muestra de gas con las paredes del recipiente producirán una cierta fuerza por unidad de área, que es ejercida sobre la superficie del recipiente. Y esta fuerza por unidad de área o presión, básicamente es constante ya que las partículas se encuentran en movimiento continuo y aleatorio. La presión estará directamente relacionada con la rapidez con la que se lleven las colisiones sobre una unidad de área de la superficie del recipiente (Ver fig. 3-2).

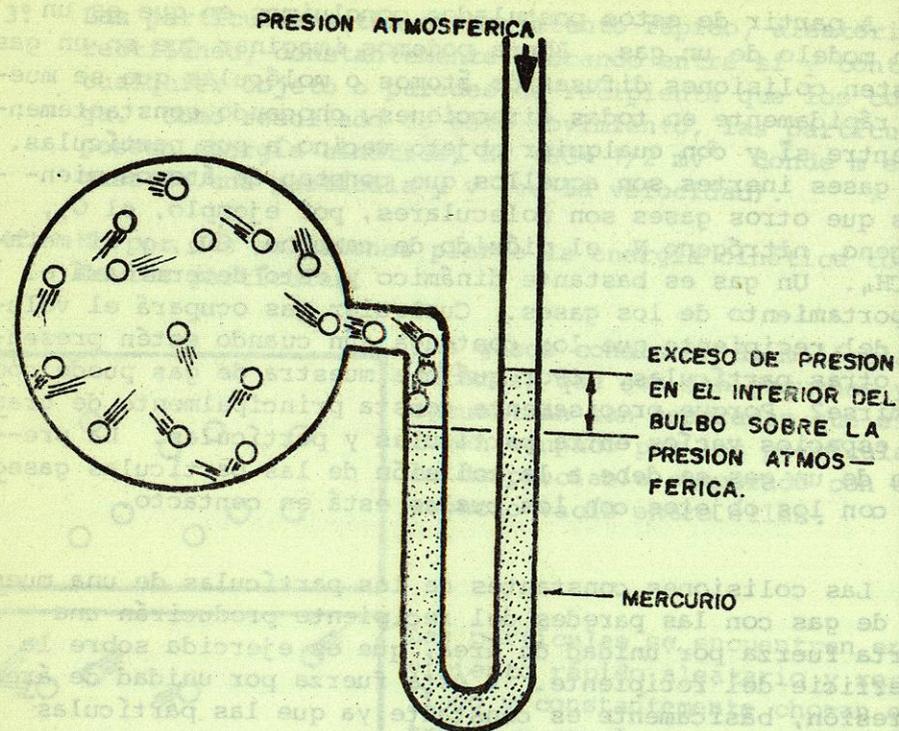


Fig. 3-2. Presión que ejercen los gases.

Otra propiedad interesante es cuando se coloca un termómetro en una muestra de gas, provocando que registre una temperatura específica debido a la energía cinética de las partículas del gas. Si calentáramos la muestra de gas, aumentaríamos la energía cinética media de las partículas, aumentando así la temperatura.

Si se enfría la muestra, disminuye la energía cinética media de las moléculas y con ello la temperatura. En otras palabras, la temperatura medible de un gas es el resultado directo de la energía cinética de las partículas. De hecho, la energía cinética media de las partículas es directamente proporcional a la temperatura Kelvin ($EC = \alpha T^{\circ}K$).

3-2 MODELO DE UN GAS IDEAL.

Para poder expresar las leyes de los gases es necesario tener en mente un modelo de gas cuyo comportamiento sea ideal para comprender perfectamente estas leyes.

Podríamos considerar a un gas ideal aquel en el que sus átomos o moléculas estén muy alejados unos de otros, ejerzan poca influencia entre sí y que se encuentren en constante movimiento.

El que desarrollamos un modelo de gas ideal, es con el fin de poder examinar las propiedades de los gases reales desde el punto de vista de nuestro modelo.

Un gas real será aquel que se encuentre naturalmente con sus características y composición propia en la realidad.

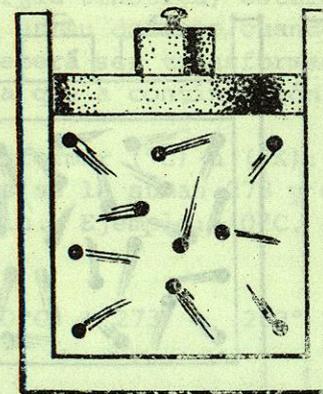


Fig. 3-3. Modelo de un gas natural.

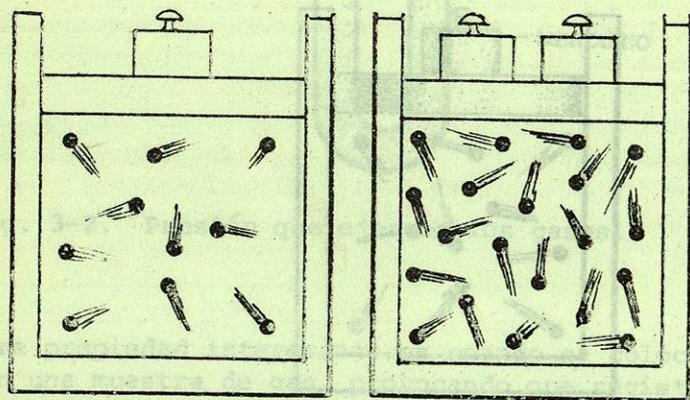
3-3 CÓMO AFECTA LA CONCENTRACIÓN DE UN GAS.

Si por ejemplo tenemos 10 canicas en un recipiente y las agitamos fuertemente, éstas chocarán contra la pared del recipiente. Supongamos que estas 10 canicas al sacudir las rebotan en las paredes del recipiente un promedio de 30 veces por minuto. Ahora bien, si duplicamos la cantidad de canicas, el promedio de choques en la pared del recipiente será de 60 ve-

ces, o sea que también se duplicó.

Exactamente igual al ejemplo anterior es como se comportan los gases, cuando se mantienen constantes otros factores como son la temperatura y el volumen, es decir, que si tuviéramos en un recipiente 10 gramos de oxígeno las moléculas de este gas chocarían con las paredes del recipiente un número determinado de veces y al duplicar la concentración del gas o sea 20 gramos de oxígeno, de la misma manera se duplicará el choque de las partículas en las paredes.

Como el choque de las partículas en las paredes de los recipientes significa *la presión* que el gas ejerce, los ejemplos anteriores nos demuestran que al aumentar la concentración de un gas en un recipiente, aumentará en el mismo grado la presión que ese gas ejerza; siempre y cuando la temperatura y el volumen permanezcan constantes.



F-3-4 Modelo de un gas ideal representando la relación entre la concentración y la presión del gas.

3-4 CÓMO AFECTA LA TEMPERATURA.

Para poder explicar cómo afecta la temperatura a un gas, en primera instancia consideraremos que la concentración (la cantidad) del gas permanecerá constante.

Si en un recipiente tenemos 4 gramos de nitrógeno gaseoso a una temperatura determinada, las moléculas de nitrógeno se encontrarán con una energía cinética (de movimiento) específica, o sea desplazándose a cierta velocidad y chocando con las paredes del recipiente; lo que provoca cierta presión como se mencionó en el punto anterior. Pues bien, si aumentamos gradualmente la temperatura al gas, aumentará de la misma forma la velocidad de las moléculas y por consecuencia la presión del gas al chocar más constantemente las moléculas en las paredes del recipiente.

Con esto se demuestra que al aumentar la temperatura de un gas, aumentará también su presión como consecuencia del incremento de la energía cinética de las moléculas del gas.

Algo muy importante que tomaremos en cuenta para todo el capítulo, es que la temperatura de los gases, como es una medida de la energía cinética, estará dada siempre en grados Kelvin ($^{\circ}\text{K}$) o en su defecto, cuando tengamos en grados centígrados ($^{\circ}\text{C}$) deberá ser transformada a grados Kelvin con una pequeña fórmula que a continuación se presenta.

Para transformar ($^{\circ}\text{C}$) a ($^{\circ}\text{K}$): a la temperatura en grados centígrados se le suman 273 y obtendremos la temperatura en grados kelvin. Ejemplo: 10°C , a cuántos grados kelvin equivalen:

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

3-5 UNIDADES DE PRESIÓN.

La presión de los gases para ser medida se pueden utilizar varias unidades que pueden ser:

milímetros de mercurio	=	mm de Hg
torricelis	=	torr
atmósferas	=	atm

Para empezar definamos presión atmosférica para entender las anteriores unidades.

La presión atmosférica es la presión (choque de moléculas y átomos) que ejercen los átomos y moléculas que están presentes en la atmósfera, sobre cualquier objeto que esté expuesto a ella.

La primer persona que ideó cómo medir esta presión fue E. Torricelli en el siglo XVII que consiste en un tubo de vidrio al cual se le cierra uno de sus extremos y se llena de mercurio líquido; después se invierte este tubo sobre un recipiente de mercurio abierto a la atmósfera (ver figura). La presión ejercida por la atmósfera sobre la superficie del mercurio en el recipiente, sostendrá la columna del mercurio a una altura determinada por lo que dicha altura de la columna será directamente proporcional a la presión atmosférica.

Como la presión atmosférica varía con los cambios de temperatura y la altitud, se ha tomado como estándar a la presión ejercida por la atmósfera al nivel del mar y a 21°C de temperatura, la cual ha hecho permanecer a la columna de mercurio a una altura de 760 milímetros de mercurio. Por consiguiente, una presión de 760 mm de Hg equivaldrá a 1 atmósfera de presión:

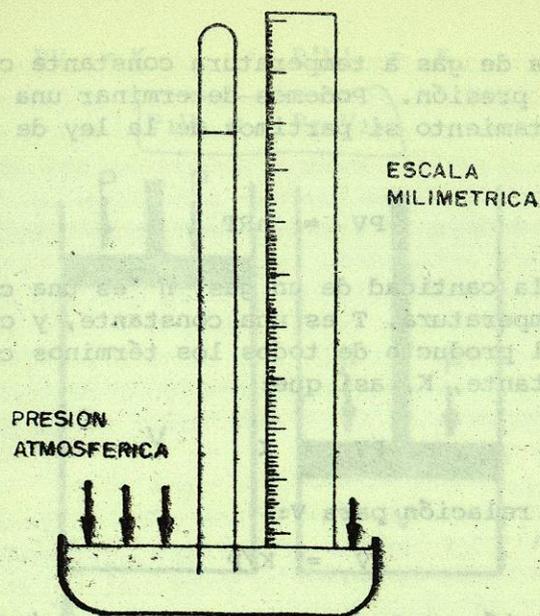
$$760 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ atm}$$

De la misma manera en honor a Torricelli, el inventor del barómetro, se ha dado en llamar a las unidades de mercurio torrs, de tal manera que:

$$1 \text{ mm de Hg} = 1 \text{ torr}$$

o bien, $760 \text{ mm de Hg} = 760 \text{ torr}$

y por consiguiente: $760 \text{ torr} = 1 \text{ atm}$



F-3-5 BAROMETRO DE MERCURIO.

3-6 LEYES DE LOS GASES.

Antes de que se desarrollara la teoría cinética molecular ya se habían efectuado investigaciones de los gases bajo ciertas condiciones llegándose a la conclusión de que el comportamiento de los gases se puede expresar en varias leyes de gases que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Los nombres de estas leyes se han designado en honor a los hombres de ciencia que las establecieron inicialmente.

Para comprender mejor estas leyes debemos considerar que están relacionadas con la ley de los gases ideales. Una manera de estudiar el comportamiento de los gases, es fijar dos de los cuatro factores variables asociados con un gas y observar cómo cambian entre sí los factores. Robert Boyle en 1662 observó la relación entre la presión y el volumen de una cantidad fija de gas que se mantiene a presión constante. En base al resultado de sus estudios concluyó que el volumen de