

$$1.000 \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) = 4.00 \text{ l}$$

El nuevo volumen ocupado por esta muestra de 4.00 l cuando se cambia la temperatura a 546°K será:

$$4.00 \text{ l} \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Para conveniencia en el cálculo, podemos tratar los cambios separadamente en cualquier orden que se desee. Es decir, las experiencias con los gases han demostrado que cuando se cambia tanto la temperatura como la presión de una muestra gaseosa, puede calcularse el volumen final, calculando primero el cambio en volumen debido al cambio en la presión y a continuación, convertir el volumen resultante al volumen que corresponde al cambio de temperatura o viceversa.

Este volumen final será el nuevo volumen que resulta tanto del cambio de presión como del cambio en la temperatura. Consideremos el ejemplo anterior, en el que una muestra de 1.000 l de un gas a PTE sufre un cambio de presión hacia 0.250 atm y un cambio de temperatura hacia 546°K. Puede hallarse el nuevo volumen multiplicando el volumen inicial por la razón apropiada que contenga las presiones; en seguida, puede multiplicarse este producto por la razón apropiada que se relacione con las temperaturas:

$$1.000 \text{ l} \left(\frac{1.000 \text{ atm}}{0.250 \text{ atm}} \right) \left(\frac{546^\circ\text{K}}{273^\circ\text{K}} \right) = 8.00 \text{ l}$$

Por supuesto, podría usarse el factor de temperatura antes del factor de presión y se obtendría el mismo resultado. Se puede incluir tanto el cambio de presión como el cambio de temperatura en un cálculo así. El hecho de que pueda hallarse el nuevo volumen de una muestra de un gas para la cual se haya cambiado la temperatura y la presión multiplicando el volumen original por un factor de temperatura y un factor de presión, se le denomina *ley combinada de los gases*. Las razones de presión y temperatura usadas siguen el mismo patrón de razonamiento que el usado para las leyes de Boyle y Charles. Mientras se use el nuevo razonamiento, puede deducirse correc-

tamente la determinación de un cambio de volumen que corresponda a un cambio de temperatura y de presión.

Ejemplo. ¿Qué volumen nuevo ocupará una muestra de 350 ml de un gas manteniendo a 25°C y 950 torr de presión, si se cambian la temperatura a 20°C y la presión a 960 torr?

Un aumento en la presión (950 torr - 960 torr) da un volumen menor, por lo tanto, el factor de (25°C + 273°K - 298°K - 293°K = 273°K + 20°C) presión debe ser menor que uno; una disminución en la temperatura dará un volumen menor, de donde el factor de temperatura debe ser menor que uno:

$$350 \text{ ml} \left(\frac{950 \text{ torr}}{960 \text{ torr}} \right) \left(\frac{293^\circ\text{K}}{298^\circ\text{K}} \right) = 336 \text{ ml}$$

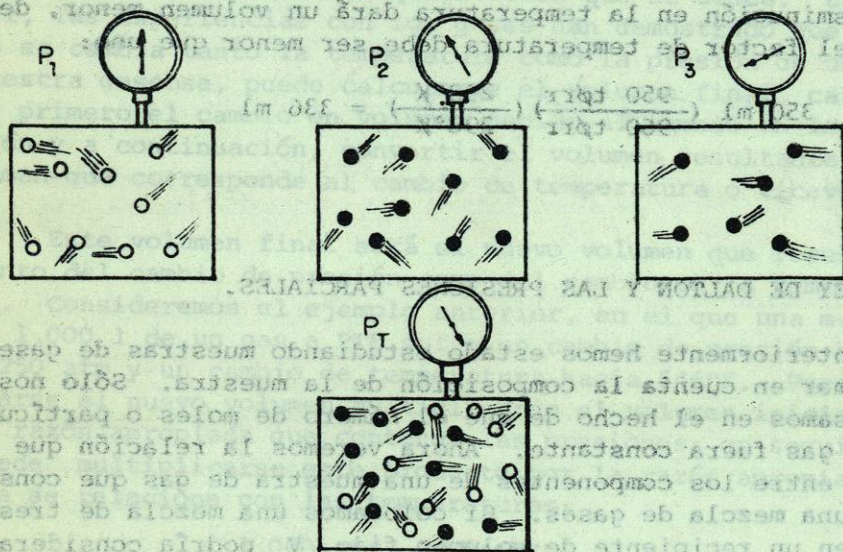
3-8 LEY DE DALTON Y LAS PRESIONES PARCIALES.

Anteriormente hemos estado estudiando muestras de gases sin tomar en cuenta la composición de la muestra. Sólo nos interesamos en el hecho de que el número de moles o partículas de gas fuera constante. Ahora veremos la relación que existe entre los componentes de una muestra de gas que consiste en una mezcla de gases. Si colocamos una mezcla de tres gases en un recipiente de volumen fijo, V podría considerarse que cada uno de los gases ocupa el volumen completo. Por supuesto, esto deriva de los postulados de la teoría cinética molecular. Dicho en otras palabras, si se coloca un gas en un recipiente, podemos considerar que las moléculas del gas, debido a su rápido movimiento aleatorio y su pequeño tamaño, lo ocupan completamente; en donde cada uno de los tres gases que componen la mezcla tendría el volumen V.

Ahora bien, si mantuviéramos la temperatura fija, es decir, constante, T, cada uno de los gases en la mezcla tendría esta temperatura. ¿Qué presión tendría cada uno de los componentes? La presión de un componente dado estará directamente relacionado con el número de moles de ese componente y con la

rapidez con la cual chocan las partículas con las paredes del recipiente.

Suponiendo que cada uno de los componentes tiene el mismo volumen y la misma temperatura, las diferencias en las presiones ejercidas por el componente estarían relacionadas con las diferencias en el número de moles. (Ver fig. inf.). La presión que se ejercería por un componente dado de una mezcla de gases si ocupara solo el recipiente se denomina presión parcial de ese componente.



$$P_T = P_1 + P_2 + P_3$$

Fig. 3-9. Ley de Dalton de las presiones parciales.

Cada gas en un recipiente separado ejerce una presión que depende de la cantidad de gas presente. Cuando todos los gases se colocan en el mismo recipiente, cada uno contribuye a la presión total.

Las presiones parciales pueden calcularse por medio de la ley de los gases ideales a cada componente. Por lo tanto, la presión parcial, P_C , para un componente que consiste de n_C moles está dada por la expresión:

$$P_C = \frac{n_C RT}{V}$$

Conociendo el número de moles de cada componente de una mezcla de gases contenida en un volumen dado a una temperatura dada, puede calcularse la presión parcial de cada componente. Ya que las partículas de cada componente se comportarán esencialmente de manera independiente, la presión total ejercida por la mezcla será un resultado de todas las partículas que se encuentran en ella, y como consecuencia, la presión total de la mezcla, P_T , será simplemente la suma de las presiones parciales de sus componentes. Así, tendremos algebraicamente:

$$P_T = P_a + P_b + P_c + \dots$$

La presión total es donde P_a, P_b, P_c , etc.; se refieren a las presiones parciales de los componentes de una mezcla. Esta relación se conoce como la *ley de Dalton de las presiones parciales* y nos indica que la presión total de una muestra que sea una mezcla de gases es la suma de las presiones parciales de sus componentes. Se supone que los componentes no reaccionan químicamente entre sí, pues esto alteraría el número de moles que están presentes. La ley de Dalton nos es útil cuando deseamos relacionar las presiones parciales de los componentes de una mezcla con la presión total.

Ejemplo. ¿Cuál será la presión del oxígeno en una mezcla que contienen nitrógeno y oxígeno gaseoso, si la mezcla contiene 0.1400 mol de nitrógeno, ocupa un volumen de 8.21 l y se encuentra a una temperatura de 27°C y a una presión total de 1.000 atm?

Según la ley de Dalton:

$$P_t = P_{N_2} + P_{O_2}$$

despejando para P_{O_2} :

$$P_{O_2} = P_t - P_{N_2}$$

Aplicando la ley de los gases ideales al nitrógeno da:

$$P_{O_2} = P_t - \left(\frac{nRT}{V} \right)$$

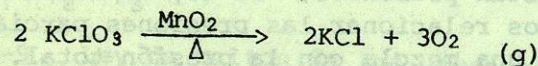
ya que la presión total es de 1.000 atm, el volumen es de 8.21 l, la temperatura es 300°K y el número de moles de nitrógeno es 0.1400, la presión parcial del oxígeno es:

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.1400 \text{ mol N} \left(\frac{0.0821 \text{ l atm}}{^\circ\text{K mol N}} \right) \left(\frac{300^\circ\text{K}}{8.21 \text{ l}} \right)$$

$$P_{O_2} = 1.000 \text{ atm} - 0.420 \text{ atm} = 0.580 \text{ atm}$$

3-9 OBTENCIÓN DE GASES EN EL LABORATORIO.

Algunos gases pueden obtenerse por técnicas y métodos químicos en el laboratorio, como por ejemplo, puede producirse oxígeno gaseoso calentando clorato de potasio en presencia de dióxido de manganeso como buen catalizador.



Esta reacción debe efectuarse bajo condiciones de suma precaución pues es muy peligrosa. En la tabla 3-1 se presentan algunas de las reacciones típicas para producir gases en el laboratorio.

Cuando producimos un gas mediante una reacción química normalmente es emitido de la mezcla de reacción; para así recoger la muestra de gas producida de esta manera, es necesario tener un recipiente apropiado para atrapar el gas. Si

el gas no es soluble en agua, deberemos emplear el método de coleccionar un gas por desplazamiento de agua. (Ver fig. 3-).

TABLA 3-1. Reacción para la preparación en el laboratorio de algunos gases comunes.

Gas	Reacción de preparación.
Oxígeno (O ₂)	$2\text{KClO}_3 \xrightarrow{\text{calor}} 2\text{KCl} + 3\text{O}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: esta reacción es potencialmente explosiva).</p>
Hidrógeno (H ₂)	$\text{Zn(s)} + 2\text{H}_2\text{O(ac)} \rightarrow \text{Zn}^{2+} \text{ (ac)} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: el hidrógeno mezclado con el aire puede explotar).</p>
Dióxido de carbono (CO ₂)	$\text{CaCO(mármol)} + 2\text{H}^+ \text{ (ac)} \rightarrow \text{Ca}^{2+} \text{ (ac)} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \text{ (g)}$
Acetileno (C ₂ H ₂)	$\text{CaC}_2 \text{ (s)} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \text{ (s)} + \text{C}_2\text{H}_2 \text{ (g)}$ <p>(Peligro: el acetileno mezclado con el aire puede explotar).</p>
Amoniaco (NH ₃)	$\text{NH}_3 \text{ (ac)} \xrightarrow{\text{calor}} \text{NH}_3 \text{ (g)}$ <p>(Esta reacción comprende el calentamiento del amoniaco en solución).</p>

Reacciones para la preparación de algunos gases comunes.

El gas producido por una reacción química se pasa hacia un recipiente lleno con agua y se deja que el gas reemplace el agua.

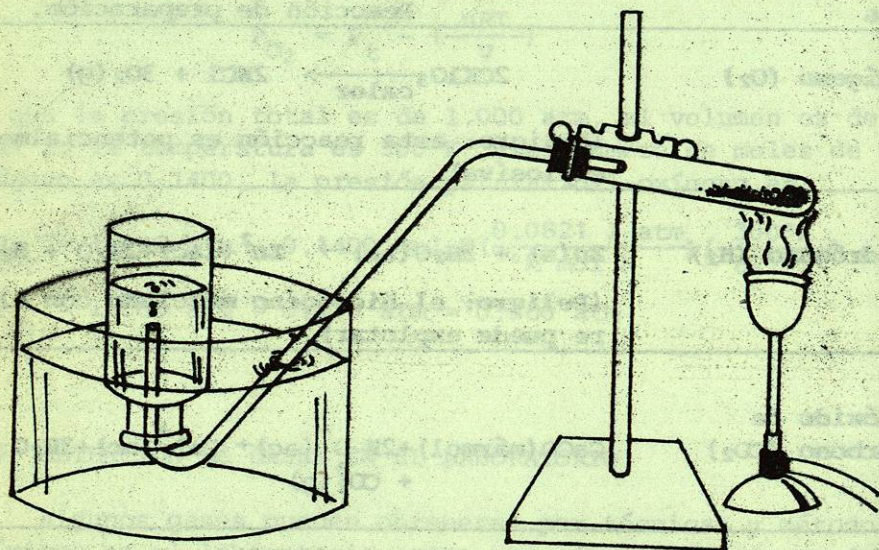


Fig. 3-10. Los gases que no son solubles en agua deberán recogerse por desplazamiento de agua.

Una de las dificultades relacionadas con el método por desplazamiento de agua es que se obtiene una mezcla de gas junto con vapor de agua. Esto sucede porque parte del agua líquida que entra en contacto con el gas que se convierte en vapor de agua. Es casi un hecho que todos los líquidos contenidos se evaporan un tanto en condiciones normales y, por lo cual tienen un vapor asociado con la fase líquida. (Ver fig. 3-)

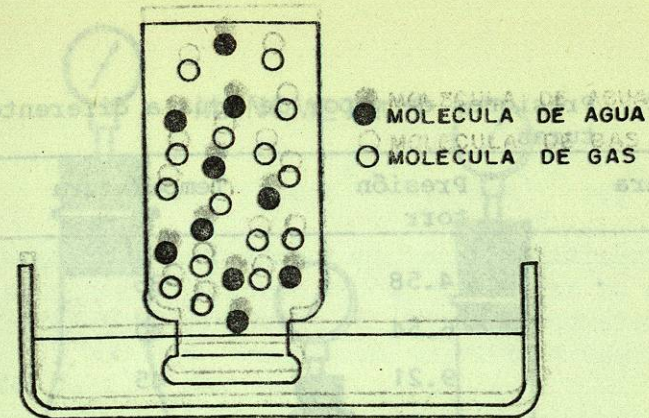


Fig. 3-11. Cuando se recoge una muestra gaseosa por desplazamiento de agua, la muestra quedará saturada de vapor de agua.

Esta fase de vapor ejercerá una presión sobre el recipiente. La presión ejercida por el vapor asociado con el líquido a una temperatura dada se llama *presión de vapor* del líquido. A una temperatura específica, cualquier líquido tendrá una presión de vapor específica, la cual depende de la naturaleza del líquido y de la temperatura. Si aumentamos la temperatura de un gas, se evapora más líquido y aumenta la presión de vapor. La presión de vapor de un líquido a una temperatura dada puede calcularse o determinarse experimentalmente y comúnmente se expresa en torrs (ver tabla 3-2) presiones de vapor de agua a diferentes temperaturas.