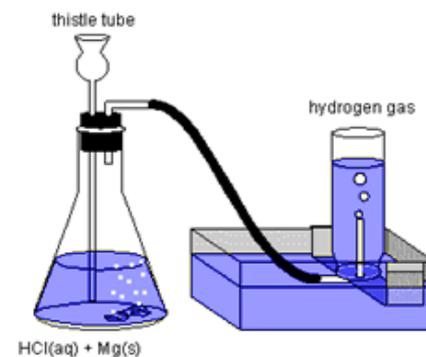


UNIDAD II

GASES Y SUS LEYES

*"Me lo contaron y lo olvidé, lo vi y lo entendí,
lo hice y lo aprendí"*

Confucio



¿QUÉ APRECIA EN LAS IMÁGENES?



Algunas sustancias que se encuentran como gases a 25°C y 1 atm

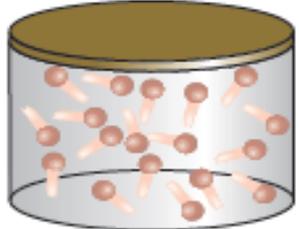
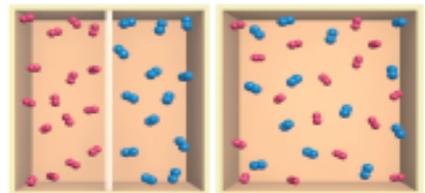
Elementos	Compuestos
H ₂ (hidrógeno molecular)	HF (fluoruro de hidrógeno)
N ₂ (nitrógeno molecular)	HCl (cloruro de hidrógeno)
O ₂ (oxígeno molecular)	HBr (bromuro de hidrógeno)
O ₃ (ozono)	HI (yoduro de hidrógeno)
F ₂ (flúor molecular)	CO (monóxido de carbono)
Cl ₂ (cloro molecular)	CO ₂ (dióxido de carbono)
He (helio)	NH ₃ (amoníaco)
Ne (neón)	NO (óxido nítrico)
Ar (argón)	NO ₂ (dióxido de nitrógeno)
Kr (kriptón)	N ₂ O (óxido nitroso)
Xe (xenón)	SO ₂ (dióxido de azufre)
Rn (radón)	H ₂ S (sulfuro de hidrógeno)
	HCN (cianuro de hidrógeno)*

* El punto de ebullición del HCN es 26°C, pero es lo suficientemente bajo para considerarlo como gas en condiciones atmosféricas ordinarias.

Algunos compuestos comunes que son gases a temperatura ambiente

Fórmula	Nombre	Características
HCN	Cianuro de hidrógeno	Muy tóxico, tenue olor a almendras amargas
H ₂ S	Sulfuro de hidrógeno	Muy tóxico, olor de huevos podridos
CO	Monóxido de carbono	Tóxico, incoloro, inodoro
CO ₂	Dióxido de carbono	Incoloro, inodoro
CH ₄	Metano	Incoloro, inodoro, inflamable
C ₂ H ₄	Etileno	Incoloro; madura la fruta
C ₃ H ₈	Propano	Incoloro; gas embotellado
N ₂ O	Óxido nitroso	Incoloro, olor dulce, gas de la risa
NO ₂	Dióxido de nitrógeno	Tóxico, pardo rojizo, olor irritante
NH ₃	Amoniaco	Incoloro, olor penetrante
SO ₂	Dióxido de azufre	Incoloro, olor irritante

**PROPIEDADES
DEL ESTADO
SÓLIDO,
LÍQUIDO Y
GASEOSO**

SÓLIDOS	LÍQUIDOS	GASES
<p>1. Tienen forma y volumen definido.</p>  <p>El sólido mantiene su forma y volumen aunque esté contenido en diferentes recipientes.</p>	<p>1. No tienen forma definida pero mantienen su volumen.</p>  <p>El volumen de líquido es el mismo, pero su forma se adapta a la del recipiente.</p>	<p>1. No tienen forma ni volumen definido.</p>  <p>El gas ocupa todo el recipiente adaptándose a su forma y volumen.</p>
<p>2. Son casi incompresibles.</p>  <p>Una presión elevada apenas hará disminuir el tamaño de un sólido.</p>	<p>2. Son muy poco compresibles.</p>  <p>Una presión elevada apenas hará disminuir el volumen de un líquido.</p>	<p>2. Son muy compresibles.</p>  <p>Aumentando la presión es posible reducir considerablemente el volumen de un gas.</p>
<p>3. Densidad elevada.</p> <p>En general, algo más elevada que en los líquidos y mucho más que en los gases.</p>	<p>3. Densidad alta.</p> <p>En general, algo menos elevada que en los sólidos y mucho más que en los gases.</p>	<p>3. Densidad baja.</p> <p>Su valor varía mucho con las condiciones físicas (presión y temperatura).</p>
<p>4. No fluyen.</p> <p>De forma natural, las partículas mantienen su posición.</p>	<p>4. Son fluidos.</p> <p>Sus partículas deslizan con facilidad (por eso atraviesan orificios de tamaños diversos).</p>	<p>4. Son fluidos.</p> <p>Sus partículas deslizan con facilidad (por eso atraviesan orificios de tamaños diversos).</p>
<p>5. Apenas difunden en otros sólidos.</p>  <p>Tras estar sometidos a presión durante mucho tiempo, algunos átomos de plomo difunden entre los de cobre.</p>	<p>5. Difunden en otro líquido miscible.</p>  <p>Una gota de tinta que cae en un vaso de agua acaba formando una mezcla homogénea. El movimiento al azar de las partículas de tinta favorece que se distribuyan por toda el agua.</p>	<p>5. Difunden con rapidez.</p>  <p>Un gas contenido en un recipiente vacío u ocupado por otro gas, llegará a distribuirse uniformemente por todo el recipiente. Es el resultado de la difusión de sus partículas.</p>

VARIABLES QUE INCIDEN EN EL COMPORTAMIENTO DE UN GAS (VARIABLES DE ESTADO)

son

PRESIÓN

unidades

SI: PASCAL (Pa)

En otros Sistemas se tiene:
Átmosferas (atm)
Torricelli (torr)
Milímetros de mercurio (mm de Hg)
Libra/pulgada cuadrada (PSI)

equivalencias

$1 \text{ atm} = 1.013 \times 10^5 \text{ Pa}$
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$
 $1 \text{ atm} = 760 \text{ mm de Hg}$
 $1 \text{ atm} = 14.7 \text{ PSI (lbf/in}^2\text{)}$

VOLUMEN

unidades

SI: Litros (L)

En otros sistemas
Mililitos (mL)

equivalencias

$1 \text{ L} = 1000 \text{ mL}$

TEMPERATURA

unidades

SI: kelvin (K)

En otros sistemas
Celsius ($^{\circ}\text{C}$)
Fahrenheit ($^{\circ}\text{F}$)

equivalencias

$\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$
 $^{\circ}\text{F} = (9/5)^{\circ}\text{C} + 32$

CANTIDAD DE GAS

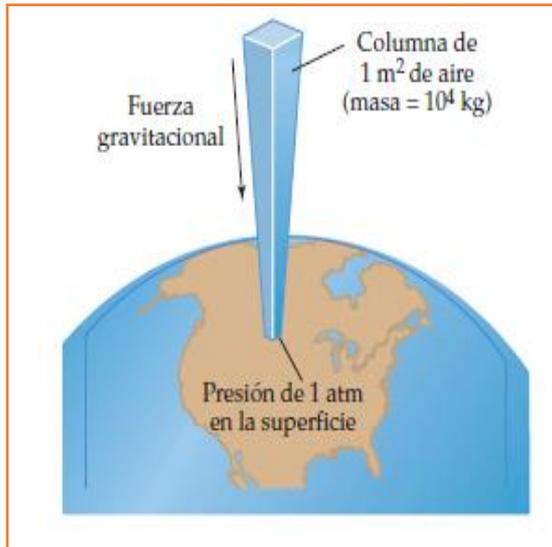
unidades

SI: mol (n)

equivalencias

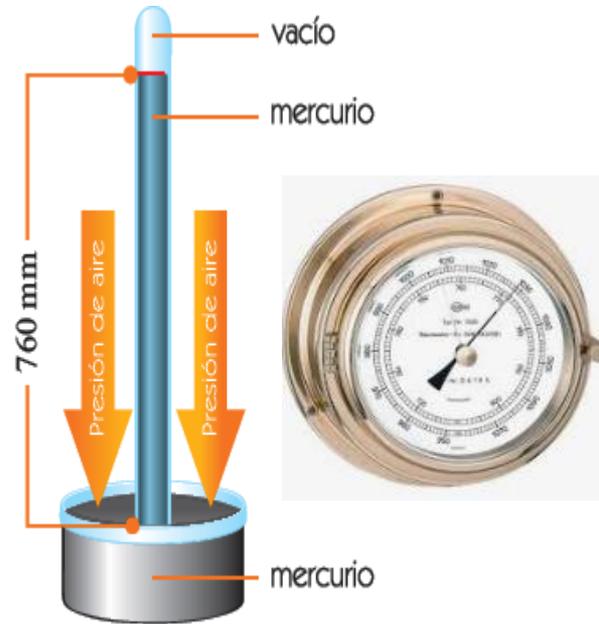
$n = \frac{\text{masa gas (g)}}{\text{masa molar (g/mol)}}$

PRESIÓN ATMOSFÉRICA



La atmósfera terrestre ejerce presión sobre la superficie del planeta. La masa de una columna de atmósfera con un área transversal exacta de 1m² y que se extiende hasta la parte superior de la atmósfera ejerce una fuerza de 1.01x10⁵ N.

Se mide con



Barómetro de mercurio

Barómetro de mercurio. La presión de la atmósfera sobre la superficie del mercurio es igual a la presión de la columna de mercurio.



Un **manómetro** es un dispositivo para medir la presión de los gases distintos a los de la atmósfera en recipientes cerrados.

¿Por qué los gases se transportan en cilindros metálicos sometidos a altas presiones?

EJERCICIOS

La presión externa de un avión de propulsión que vuela a gran altitud es considerablemente menor que la presión atmosférica estandar. Por ello, el aire del interior de la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros. Cual es la presión (en atm) en la cabina si la lectura del barometro es de 688 mmHg?

Datos:

$P=688$ mm de Hg

$P=?$ atm

Sabemos:

1 atm= 760 mm de Hg



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

~~688 mm de Hg~~

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

=

0.905 atm

Respuesta: La presión en la cabina es de 0.905 atm

PROBLEMAS

Convertir 0.357 atm a torr

Conocemos que: 760 torr = 1 atm:

$$(0.357 \text{ atm}) \left(\frac{760 \text{ torr}}{1 \text{ atm}} \right) = 271 \text{ torr}$$

Convertir 147.2 kPa a torr

Conocemos: 760 torr 101.325 kPa

$$(147.2 \text{ kPa}) \left(\frac{760 \text{ torr}}{101.325 \text{ kPa}} \right) = 1104 \text{ torr}$$

Un globo tiene un volumen de 30.5 ml, convertir dicho volumen a litros

Conocemos: 1L = 1000ml

$$30.5 \text{ ml} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 30.5 \times 10^{-3} \text{ L}$$

Respuesta: El globo tiene un volumen de $30.5 \times 10^{-3} \text{ L}$

Convertir 31.0°C a K

$$T = 31.0^\circ\text{C}$$

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

$$K = 31.0 + 273 \text{ K} = 304 \text{ K}$$

Respuesta 31.0°C equivale a 304 K

Se mide la temperatura corporal de un niño, cuya valor fue 99.7°F . Según ese valor, se puede decir que el niño, presenta fiebre?

Dato:

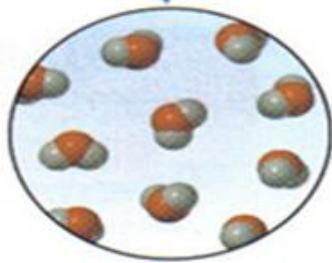
Temperatura: 99.9°F .

Conocemos que $^{\circ}\text{F} = (9/5)^{\circ}\text{C} + 32$  $^{\circ}\text{C} = 5/9(^{\circ}\text{C} - 32)$

Reemplazando en la ecuación se tiene:

$$^{\circ}\text{C} = 5/9(99.7^{\circ} - 32) = 37.7^{\circ}$$

Respuesta : el niño presenta fiebre por cuanto está con una temperatura de 37.7°C



TEORÍA CINÉTICO MOLECULAR

Es un modelo “que permite visualizar y comprender lo sucedido en un gas cuando cambian las condiciones experimentales.”

Desde 1738, Johann Bernoulli propuso que las moléculas gaseosas tienen movimiento incesante y chocan contra las paredes del recipiente ejerciendo presión contra las mismas. En 1857, Rudolf Clausius publicó una teoría con el fin de explicar diversas observaciones experimentales que se habían resumido en las leyes de Boyle, Dalton, Charles y Avogadro. Las suposiciones fundamentales de la **teoría cinética molecular** son las siguientes:

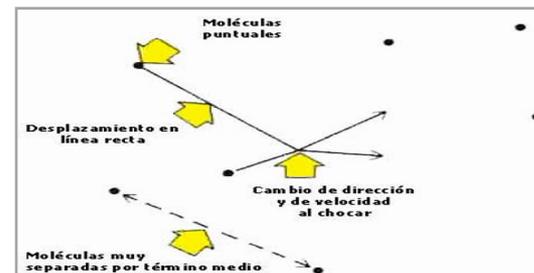
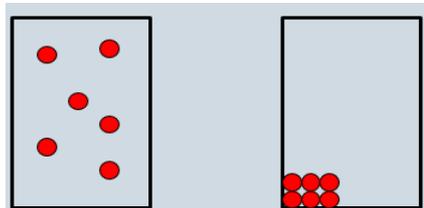
Postulados

1. *Los gases están formados de moléculas discretas. Las moléculas están relativamente lejanas entre sí y ejercen muy poca atracción una con respecto a otra, excepto a las temperaturas y presiones a las cuales se licua el gas.*

A temperaturas y presiones ordinarias las moléculas del gas ocupan en sí una fracción insignificante del volumen total del recipiente.

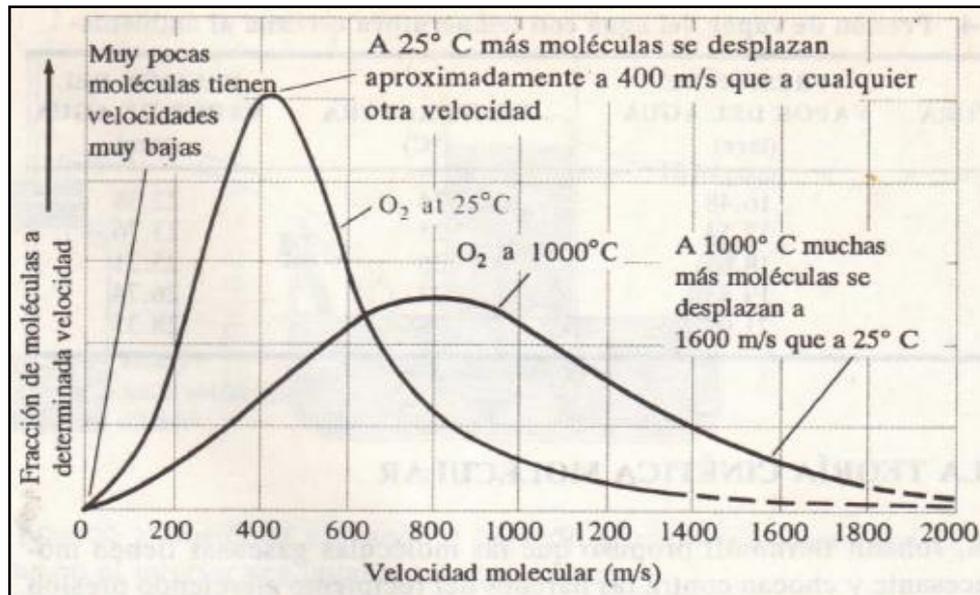
2. *Las moléculas gaseosas tienen movimiento aleatorio continuo en línea recta con velocidades variables (véase Fig. 10-8). Las colisiones entre las moléculas de gas y con las paredes del recipiente son elásticas.*

En la **colisión elástica** no hay ganancia o pérdida neta de energía. A un instante determinado sólo una pequeña fracción de las moléculas participa en colisiones.



3. La energía cinética promedio de las moléculas gaseosas es directamente proporcional a la temperatura absoluta de la muestra. Las energías cinéticas promedio de moléculas de gases distintos son iguales a una temperatura dada.

La energía cinética es la que el cuerpo posee en virtud de su movimiento. Es igual a $\frac{1}{2}mv^2$ en donde m , la masa del cuerpo, puede expresarse en gramos y v , su velocidad, en metros por segundo, m/s. Así, las moléculas ligeras con H_2 y He tienen velocidades promedio mucho más altas que las moléculas más pesadas como CO_2 y SO_2 a la misma temperatura.



En la figura se observa la distribución Maxwelliana de las velocidades moleculares. Por ejemplo en la gráfica se muestra los números relativos de las moléculas de oxígeno que tienen determinada velocidad a 25°C y a 1000°C

La teoría cinética molecular nos permite entender tanto la presión como la temperatura en un nivel molecular



La presión de un gas es causada por los choques de las moléculas contra las paredes del recipiente. Dicha magnitud depende tanto de las frecuencias como de la fuerza como las moléculas chocan con las paredes.



La temperatura absoluta de un gas es una medida de la energía cinética media de sus moléculas

LEYES DE LOS GASES IDEALES

GAS IDEAL es gas hipotético compuesto de moléculas que cumplen los postulados de la teoría cinético molecular

1.- **Un gas esta formado por partículas llamadas moléculas.** Dependiendo del gas, cada molécula esta formada por un átomo o un grupo de átomos. Si el gas es un elemento o un compuesto en su estado estable, consideramos que todas sus moléculas son idénticas.

2.- **Las moléculas se encuentran animadas de movimiento aleatorio.** Las moléculas se mueven en todas direcciones y a velocidades diferentes

3.- **El número total de moléculas es grande.** La dirección y la rapidez del movimiento de cualquiera de las moléculas, puede cambiar bruscamente en los choques con las paredes o con otras moléculas. Cualquiera de las moléculas en particular, seguirá una trayectoria de zigzag, debido a dichos choques. Sin embargo, como hay muchas moléculas, suponemos que el gran número de choques resultante mantiene una distribución total de las velocidades moleculares con un movimiento promedio aleatorio

4.- El volumen de las moléculas es una fracción despreciablemente pequeña del volumen ocupado por el gas. Aunque hay muchas moléculas, son extremadamente pequeñas. Sabemos que el volumen ocupado por un gas se puede cambiar en un margen muy amplio, con poca dificultad y que, cuando un gas se condensa, el volumen ocupado por el líquido puede ser miles de veces menor que el del gas. De aquí que nuestra suposición es posible.

5. No actúan fuerzas apreciables sobre las moléculas, excepto durante los choques. En el grado de que esto sea cierto, una molécula se moverá con velocidad uniforme entre los choques. Como hemos supuesto que las moléculas son tan pequeñas, la distancia media entre ellas es grande en comparación con el tamaño de una de las moléculas. De aquí que suponemos que el alcance de las fuerzas moleculares es comparable al tamaño molecular.

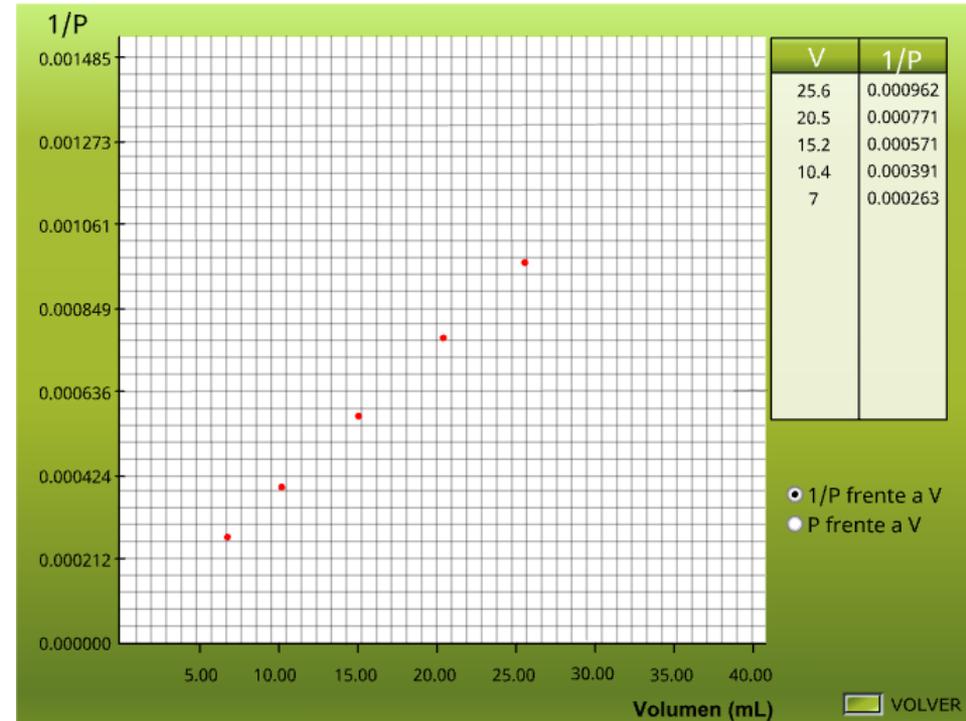
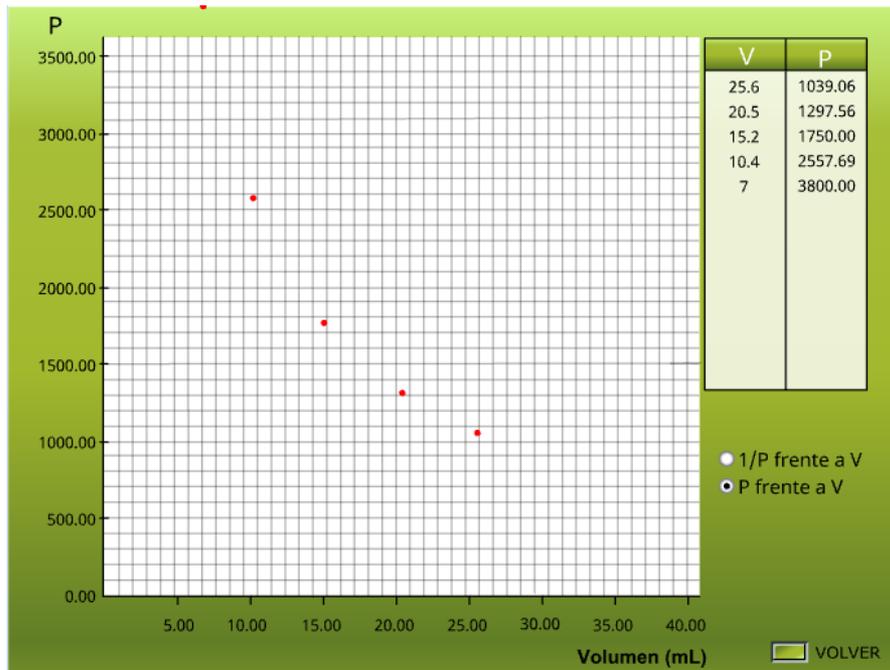
6. Los choques son elásticos y de duración despreciable. En los choques entre las moléculas con las paredes del recipiente se conserva el ímpetu y (suponemos) la energía cinética. Debido a que el tiempo de choque es despreciable comparado con el tiempo que transcurre entre los choques de moléculas, la energía cinética que se convierte en energía potencial durante el choque, queda disponible de nuevo como energía cinética, después de un tiempo tan corto, que podemos ignorar este cambio por completo.

LEYES DE LOS GASES

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE

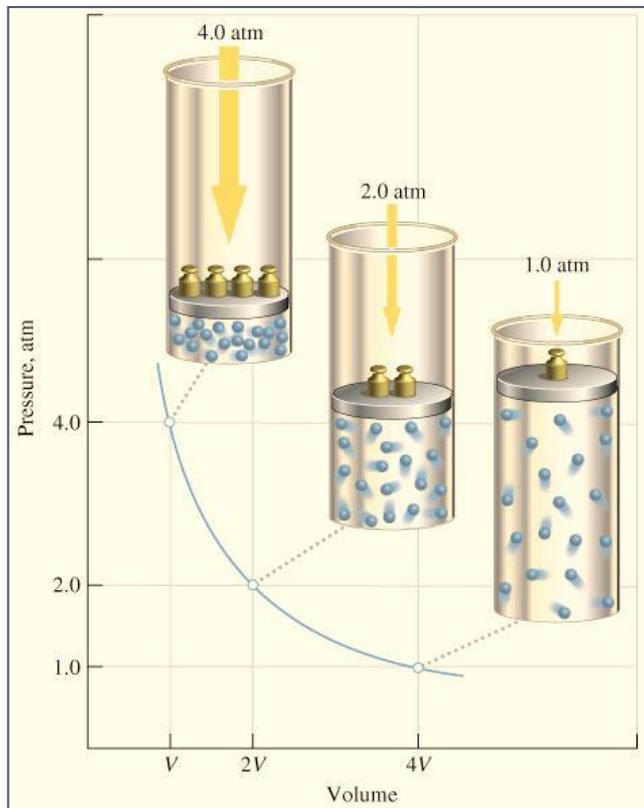
En el siglo XVII, el científico inglés Robert Boyle y el francés Edme Mariotte, estudiaron como variaba el volumen de un gas, al modificar la presión que se ejercía sobre él, manteniendo constante la cantidad de gas y la temperatura.





$$V \propto \frac{1}{P}$$

$$p V = \text{cte.}$$



El volumen que ocupa una masa definida de gas es inversamente proporcional a la presión aplicada.

Ley de Boyle-Mariotte. Relación p–V de un gas

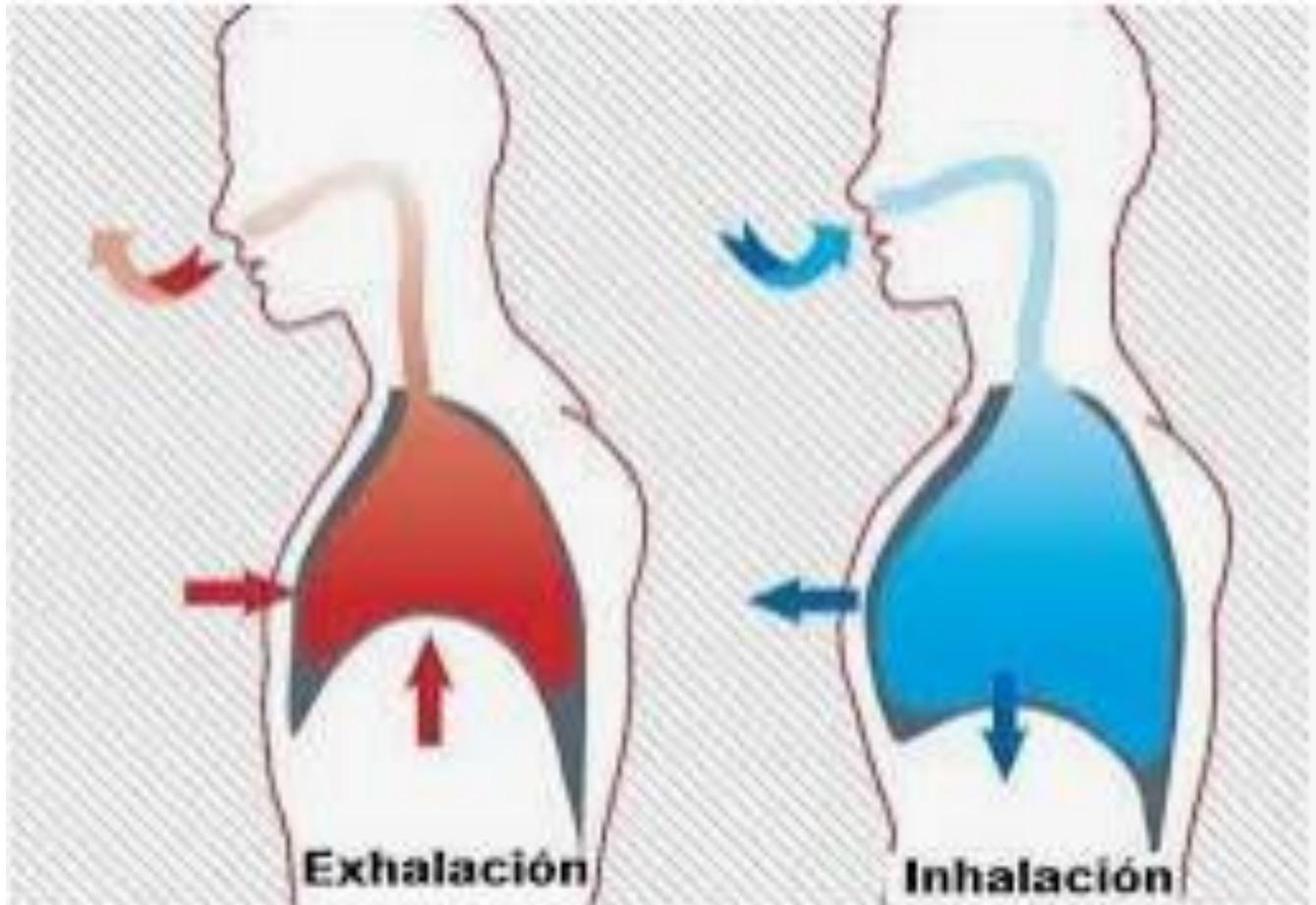
$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

- P_1 = Presión inicial
- P_2 = Presión final
- V_1 = Volumen inicial
- V_2 = Volumen final

Además, si se despeja cualquier incógnita se obtiene lo siguiente:

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

Aplicación de la ley de Boyle a la respiración



PROBLEMAS

En un proceso a temperatura constante se tiene 500 L de gas a una presión de 2.0 atmósferas. Calcular el volumen del gas si se aumenta la presión a 5.0 atmósferas?

DATOS:

T= Constante

$V_1 = 500\text{L}$

$V_2 = ?$

$p_1 = 2.0\text{ atm}$

$p_2 = 5\text{ atm}$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

$$V_2 = \frac{2.0 \text{ atm} \times 500 \text{ L}}{5.0 \text{ atm}}$$

$$V_2 = 2.0 \times 10^2 \text{ L}$$

Respuesta: El volumen del gas a 5.00 atm será de $2.0 \times 10^2 \text{ L}$

PROBLEMAS

Un gas ocupa un volumen de 3.00 L a la presión de 700 mm Hg. ¿Cuál será su presión si el volumen pasa a ser de 650 cm³, sin que varíe su temperatura?

DATOS:

$$V_1 = 3.00 \text{ L}$$

$$V_2 = 650 \text{ cm}^3$$

$$p_1 = 700 \text{ mm Hg}$$

$$p_2 = ?$$

$$T = \text{Constante}$$

$$V_2 = 650 \text{ cm}^3 \cdot \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0.650 \text{ L}$$

$$p V = \text{cte.} \Rightarrow p_1 V_1 = p_2 V_2 \Rightarrow p_2 = \frac{p_1 V_1}{V_2}$$

$$p_2 = \frac{700 \text{ mm Hg} \times 3.00 \text{ L}}{0.650 \text{ L}}$$

$$p_2 = 3.23 \times 10^3 \text{ mm Hg}$$

Ley de Charles

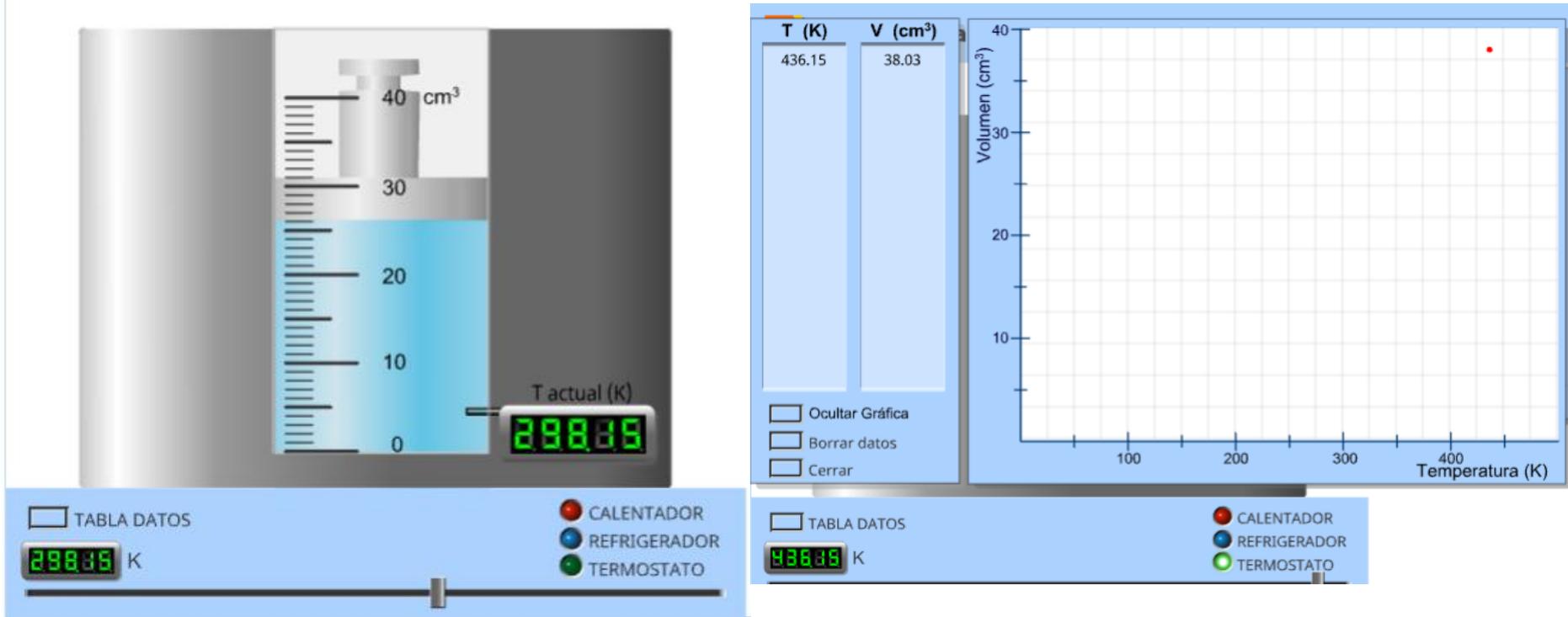


Relación V–T de un gas

A finales del siglo XVII, el científico francés Jaques Alexander Charles (1746-1823) analizó las variaciones que experimentaba el volumen de un gas cuando cambiaba su temperatura mientras se mantenía constante la presión a la que se encontraba.

Grabado que muestra el despegue en Tullerías (París), de un globo de hidrógeno pilotado por J. A. Charles. La proeza se realizó el 1 de diciembre de 1783; subió a más de 3000 m y estuvo en el aire dos horas y cinco minutos. Fue todo un récord.

LEY DE BOYLE Y MARIOTTE (ISOTÉRMICA)



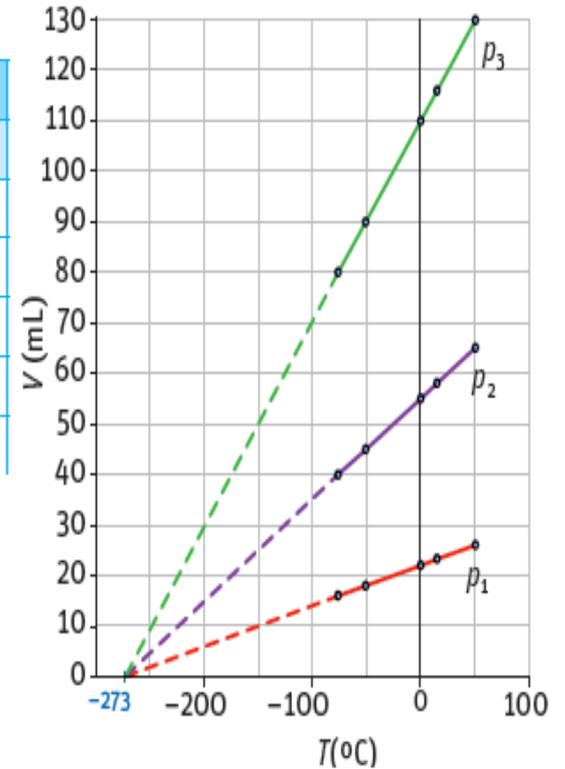
http://www.educaplus.org/gases/lab_charles.html

Experimento de Charles. Si la presión permanece constante, un aumento de temperatura produce un aumento del volumen del gas.

EXPERIENCIA 1 (p_1)	
T (°C)	V (mL)
-73	16
-48	18
2	22
27	24
52	26

EXPERIENCIA 2 (p_2)	
T (°C)	V (mL)
-73	40
-48	45
2	55
27	60
52	65

EXPERIENCIA 3 (p_3)	
T (°C)	V (mL)
-73	80
-48	90
2	110
27	120
52	130



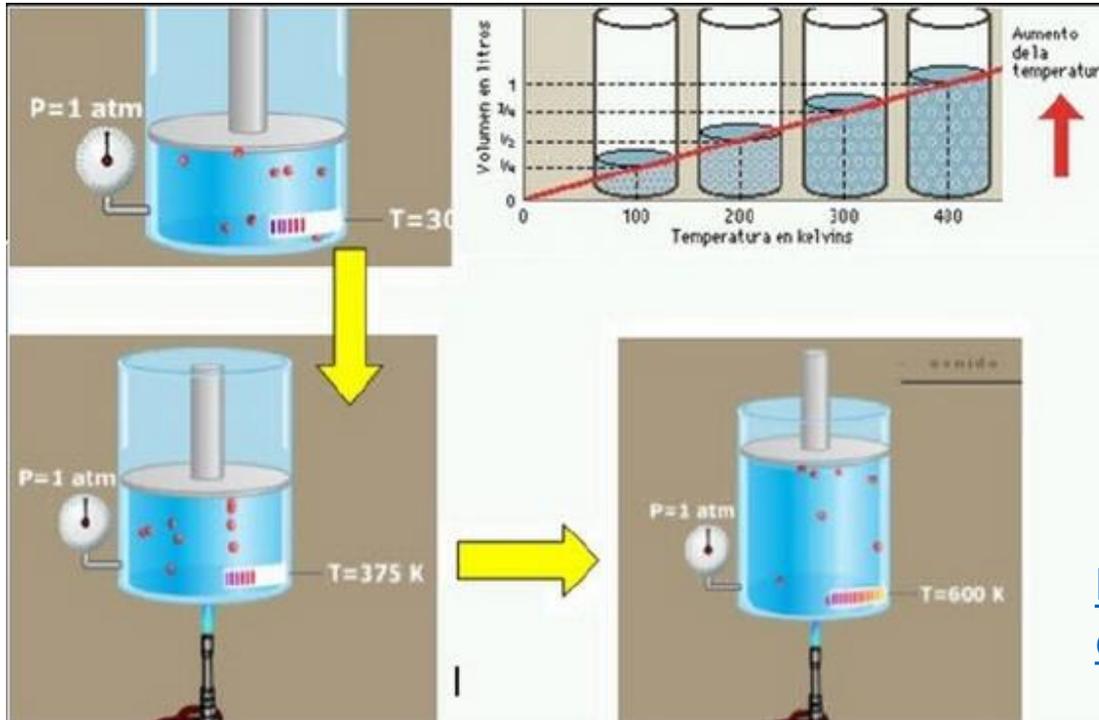
Volumen de un gas a distintas temperaturas cuando la presión es constante.

A presión constante, el volumen y la temperatura de un gas son magnitudes directamente proporcionales.

Ley de Charles (ISOBÁRICA)



A presión constante, el volumen que ocupa un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.



$$V \propto T$$

http://www.educaplus.org/gases/ley_charles.html

Ley de Charles. Cuando un gas experimenta transformaciones a presión constante, la relación entre el volumen que ocupa y su temperatura absoluta, es de proporcionalidad directa.

$$\frac{V}{T} = cte. \Rightarrow \frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

PROBLEMAS

El indicador de una ampolla de émbolo móvil señala 800.0 cm³ cuando la temperatura del gas que contiene es 80.0 °C. ¿Qué temperatura marcará el termómetro cuando el indicador señale 1.50 L? El manómetro de la ampolla señala que la presión del gas es, en todo momento, 10² hPa.

DATOS:

$$V_1 = 800.0 \text{ cm}^3$$

$$T_1 = 80.0 \text{ °C}$$

$$T_2 = ?$$

$$V_2 = 1.50 \text{ L}$$

$$V_1 = 800 \text{ cm}^3 \times \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ cm}^3} = 0.800 \text{ L}$$

$$K = \text{°C} + 273$$

$$K = 80.0 + 273 \text{ K} = 353 \text{ K}$$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 V_2}{V_1} \Rightarrow T_2 = \frac{353 \text{ K} \times 1.50 \text{ L}}{0.800 \text{ L}}$$

$$T_2 = 662 \text{ K}$$

PROBLEMAS

Se tiene un gas ideal en un recipiente de 700 mL a 0.0 °C y calentamos el gas a presión constante, hasta 27.0°C ¿cuál será el nuevo volumen del gas?

DATOS:

$$V_1 = 700 \text{ mL}$$

$$T_1 = 0.0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

$$T_2 = 27.0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

V2=?

$$V_1 \text{ 700 mL} \frac{1 \text{ L}}{1000 \text{ mL}} = 0.700 \text{ L}$$

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

$$K = 0.0^\circ\text{C} + 273 = 273 \text{ K}$$

$$K = 27.0 + 273 \text{ K} = 300 \text{ K}$$

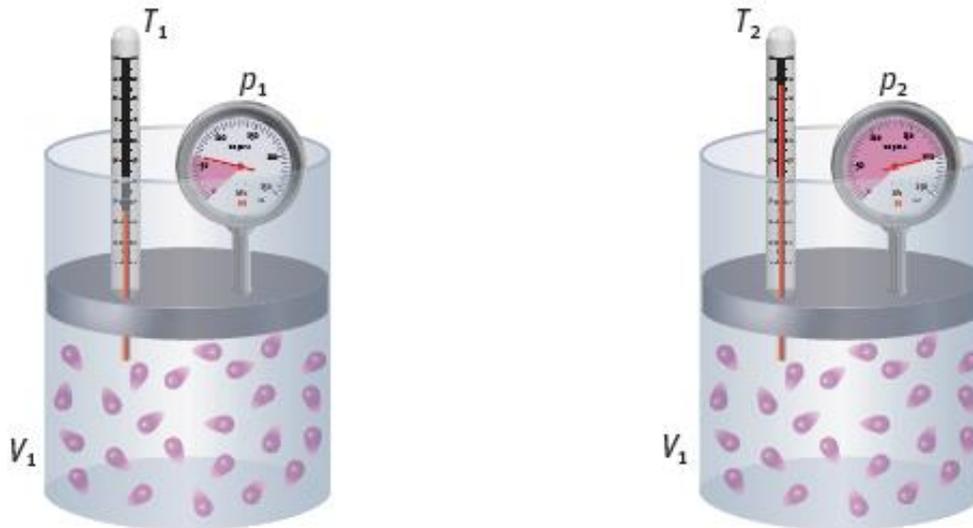
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow V_2 = \frac{V_1 T_2}{T_1} \Rightarrow V_2 = \frac{0.700 \text{ L} \times 300.0 \text{ K}}{273 \text{ K}}$$

$$V_2 = \mathbf{0.769 \text{ L}}$$

Ley de Gay Lussac

En los últimos años del siglo XVIII, el químico francés Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) estudió la relación entre la presión de un gas y su temperatura, cuando se sometía a transformaciones en las que se mantenía constante el volumen del recipiente. Como resultado enunció una ley en 1800.

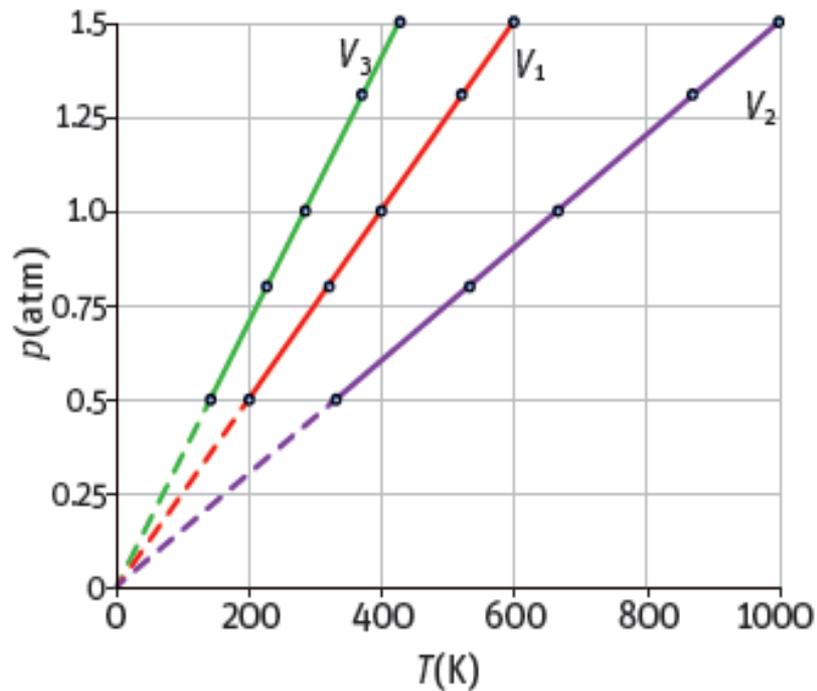
Experimento de Gay-Lussac. Si el volumen permanece constante, un aumento de temperatura produce un aumento de la presión del gas.



EXPERIENCIA 1 (V_1)	
T (K)	p (atm)
200	0.21
225	0.24
275	0.29
300	0.32
325	0.34

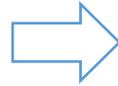
EXPERIENCIA 2 (V_2)	
T (K)	p (atm)
200	0.32
225	0.36
275	0.43
300	0.47
325	0.51

EXPERIENCIA 3 (V_3)	
T (K)	p (atm)
200	0.68
225	0.77
275	0.94
300	1.03
325	1.11



$$\frac{p}{T} = cte. \Rightarrow \frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

**Ley de Gay-Lussac
(ISÓCORA)**



Cuando un gas experimenta transformaciones a volumen constante, la relación entre la presión que ejerce y su temperatura absoluta es de proporcionalidad directa.

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

PROBLEMA

La presión del gas dentro de una lata de aerosol es de 1.5 atm a 25°C. Suponiendo que el gas del interior obedece la ecuación del gas ideal, ¿cuál sería la presión si la lata se calentara a 450°C?

Datos:

$$P_1 = 1.5 \text{ atm}$$

$$T_1 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 450^\circ\text{C}$$

$$P_2 = ?$$

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

$$K = 450 + 273 \text{ K} = 723 \text{ K}$$

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

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$P_2 = (1.5 \text{ atm}) \left(\frac{723 \text{ K}}{298 \text{ K}} \right) = 3.6 \text{ atm}$$

Respuesta: Al aumentar la temperatura del gas a 450°C hace que su presión aumente a 3.6 atm

PROBLEMA

En una bombona de 500.0 mL tenemos un gas que ejerce una presión de 2.50 atm cuando se encuentra a 50.0 °C. ¿A qué temperatura tendrá que estar el gas para que la presión se reduzca a la mitad?

DATOS:

$$V_1 = 500.0 \text{ mL}$$

$$P_1 = 2.50 \text{ atm}$$

$$T_1 = 50.0 \text{ °C}$$

$$T_2 = ?$$

$$P_2 = 2.50/2 = 1.25 \text{ atm}$$

$$K = \text{°C} + 273$$

$$K = 50.0 + 273 = 323 \text{ K}$$

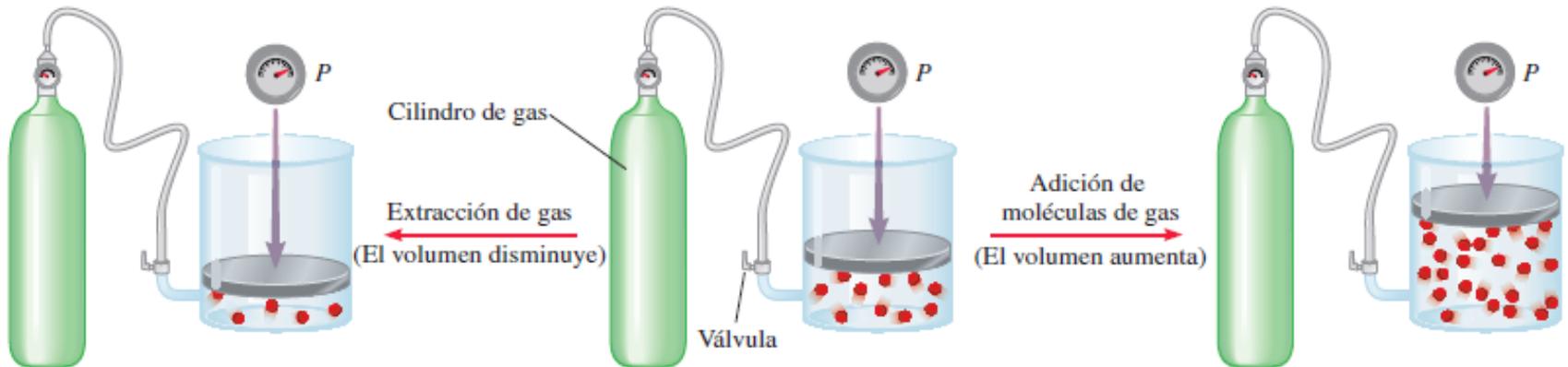
$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow T_2 = \frac{T_1 \cdot P_2}{P_1} \Rightarrow T_2 = \frac{323 \text{ K} \times 1.25 \text{ atm}}{2.50 \text{ atm}}$$

$$T_2 = 162 \text{ K}$$

Relación entre volumen y cantidad: ley de Avogadro

El trabajo del científico italiano Amadeo Avogadro complementó los estudios de Boyle, Charles y Gay-Lussac. En 1811 publicó una hipótesis en donde estableció que a la misma temperatura y presión, volúmenes iguales de diferentes gases contienen el mismo número de moléculas (o átomos si el gas es monoatómico). De ahí que el volumen de cualquier gas debe ser proporcional al número de moles de moléculas presentes, es decir

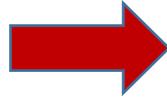
Dependencia del volumen con la cantidad de un gas a una temperatura y presión constantes



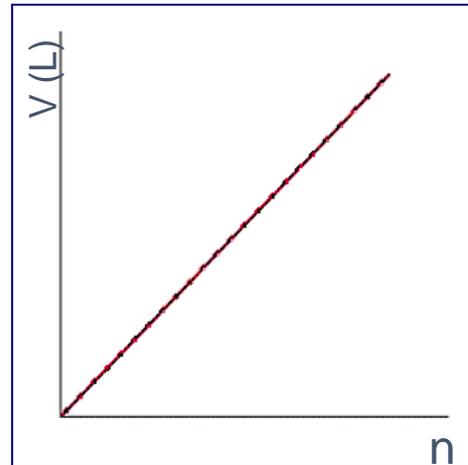
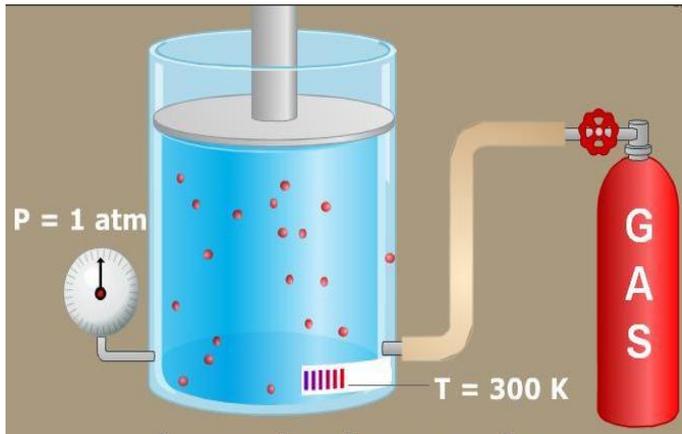
Ley de Avogadro

$$V = \left(\frac{RT}{P}\right) n \quad \frac{RT}{P} \text{ es constante}$$

Ley de Avogadro

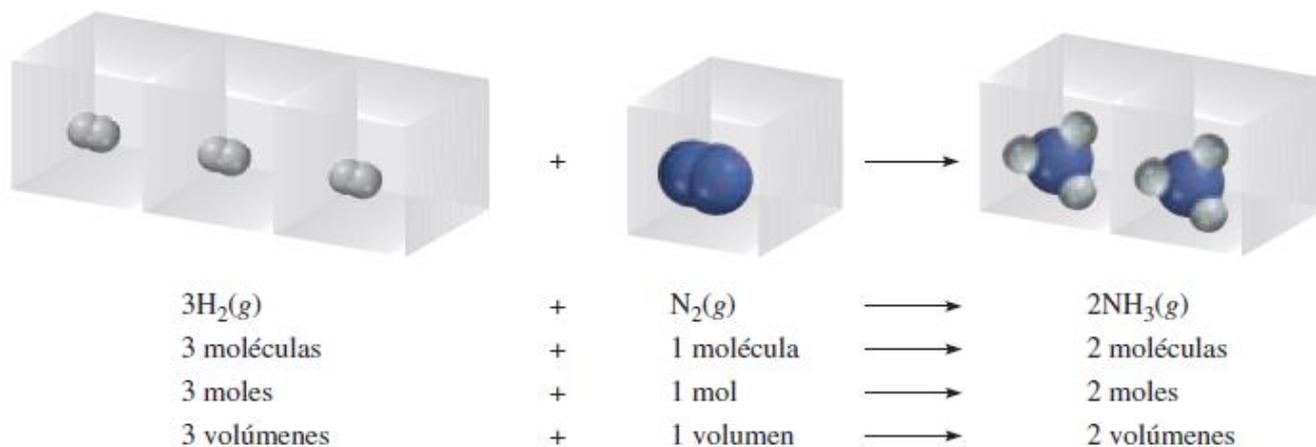


Establece que: a presión y temperatura constantes, el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles del gas presente.

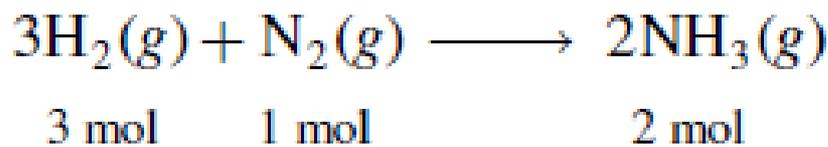


$V \propto n$

De acuerdo con la ley de Avogadro, cuando dos gases reaccionan entre si, los volúmenes que reaccionan de cada uno de los gases tienen una relación sencilla entre si. Si el producto es un gas, su volumen se relaciona con el volumen de los reactivos mediante una relación sencilla (un hecho demostrado antes por Gay-Lussac). Por ejemplo, considere la síntesis de amoníaco a partir de hidrógeno y nitrógeno moleculares:



La proporción del volumen del hidrógeno molecular con respecto al nitrógeno molecular es de 3:1, y la del amoníaco (el producto) respecto del hidrógeno molecular y el nitrógeno molecular combinados (los reactivos) es de 2:4 o 1:2.



ECUACIÓN DE LA LEY GENERAL DE LOS GASES (GAS IDEAL)

La *ecuación del gas ideal*, explica la relación entre las cuatro variables P , V , T y n . Un *gas ideal* es un gas hipotético cuyo comportamiento de presión, volumen y temperatura se puede describir completamente con la ecuación del gas ideal.

Las moléculas de un gas ideal no se atraen o se repelen entre sí, y su volumen es insignificante en comparación con el volumen del recipiente que lo contiene. Aunque en la naturaleza no existe un gas ideal, las discrepancias en el comportamiento de los gases reales en márgenes razonables de temperatura y presión no alteran sustancialmente los cálculos. Por tanto, podemos usar con seguridad la ecuación del gas ideal para resolver muchos problemas de gases.

ECUACIÓN DE LA LEY GENERAL DE LOS GASES

Ley de Boyle: $V \propto \frac{1}{P}$

Ley Charles: $V \propto T$

Ley de Avogadro: $V \propto n$

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

$$V = \frac{knT}{P}$$

$$V = \frac{RnT}{P}$$

$$PV = nRT$$

$$PV = nRT$$

Donde:

P = Presión (atm)
V = Volumen (L)
n = Moles de Gas
R = Constante universal de los gases ideales .
T = Temperatura absoluta (K)

Condiciones Normales

P = 1 atm
V = 22,4 L
n = 1 mol
T = 273 K

$$R = \frac{PV}{nT}$$

Considerando una mol de un gas en condiciones normales tenemos:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} = 0,08205 \frac{\text{atm} \cdot \text{L}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

$$R = 8.31 \text{ J/K mol} = 1.987 \text{ cal/K mol}$$

El volumen molar a TPE (el cual es aproximadamente de 22.4 L)

PROBLEMA

El hexafluoruro de azufre (SF_6) es un gas incoloro e inodoro muy poco reactivo. Calcule la presión (en atm) ejercida por 1.82 moles del gas en un recipiente de acero de 5.43 L de volumen a 69.5°C .

DATOS:

$P = ?$

$n = 1.82 \text{ mol}$

$V = 5.43 \text{ L}$

$T = 69.5^\circ\text{C}$

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$P = \frac{(1.82 \text{ mol})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(69.5 + 273) \text{ K}}{5.43 \text{ L}}$$

$$P = 9.42 \text{ atm}$$

Respuesta: El hexafluoruro de azufre (SF_6) en las condiciones del problema ejerce una presión de 9.42 atm

Calcule el volumen (en litros) que ocupan 7.40 g de NH_3 a TPE.

Si aceptamos que 1 mol de un gas ideal ocupa 22.41 L a TPE y mediante la masa molar del NH_3 (17.03 g), escribimos la secuencia de conversiones como:

gramos de NH_3 \rightarrow moles de NH_3 \rightarrow litros de NH_3 a TPE

$$V = 7.40 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3} \times \frac{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}}{17.03 \text{ g } \cancel{\text{NH}_3}} \times \frac{22.41 \text{ L}}{1 \text{ mol } \cancel{\text{NH}_3}} = 9.74 \text{ L}$$

o también aplicando: $V = nRT/P$).

$$V = 0.43 \text{ mol} \times (0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}) \times 273 \text{ K} / 1 \text{ atm} = 9.74 \text{ L}$$

o también :

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

$$PM = \frac{m}{V} RT; \frac{m}{V} = \rho$$

DONDE:

m = MASA EN GRAMOS

M = PESO MOLECULAR, MASA MOLAR

ρ = densidad (al ser un gas g/L)

$$PM = \rho RT$$

PROBLEMA

Calcule la densidad del dióxido de carbono (CO_2) en gramos por litro (g/L) a 0.990 atm y 55°C .

Datos:

$d \text{ CO}_2 = \text{g/L}?$

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

$P = 0.990 \text{ atm}$

$$K = 55 + 273 \text{ K} = 328 \text{ K}$$

$T = 55^\circ\text{C}$.

$$P = \frac{nRT}{V}$$

$$PM = \rho RT$$

$$d = \frac{PM}{RT}$$

$$d = \frac{(0.990 \text{ atm})(44.01 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol})(328 \text{ K})}$$

$$d = 1.62 \text{ g/L}$$

Cálculo de la Masa molar (M) de una sustancia gaseosa

Un químico ha sintetizado un compuesto gaseoso amarillo verdoso de cloro y oxígeno, y encuentra que su densidad es de 7.71 g/L a 36°C y 2.88 atm. Calcule la masa molar del compuesto y determine su fórmula molecular.

DATOS:

$$d = 7.71 \text{ g/L}$$

$$T = 36^\circ\text{C}$$

$$P = 2.88 \text{ atm}$$

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

$$K = 36 + 273 \text{ K} = 309 \text{ K}$$

$$M = \frac{dRT}{P}$$

$$M = \frac{(7.71 \text{ g/L})(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm}/\text{K} \cdot \text{mol})(36 + 273) \text{ K}}{2.88 \text{ atm}}$$

$$M = 67.9 \text{ g/mol}$$

Con la ecuación general de estado, si conocemos tres variables podemos calcular la cuarta mediante la siguiente ecuación. Sin embargo, a veces necesitamos trabajar con cambios de presión, volumen y temperatura, o incluso, de cantidad del gas. Cuando cambian las condiciones, debemos emplear una forma modificada de la ecuación del gas ideal que toma en cuenta las condiciones iniciales y finales.

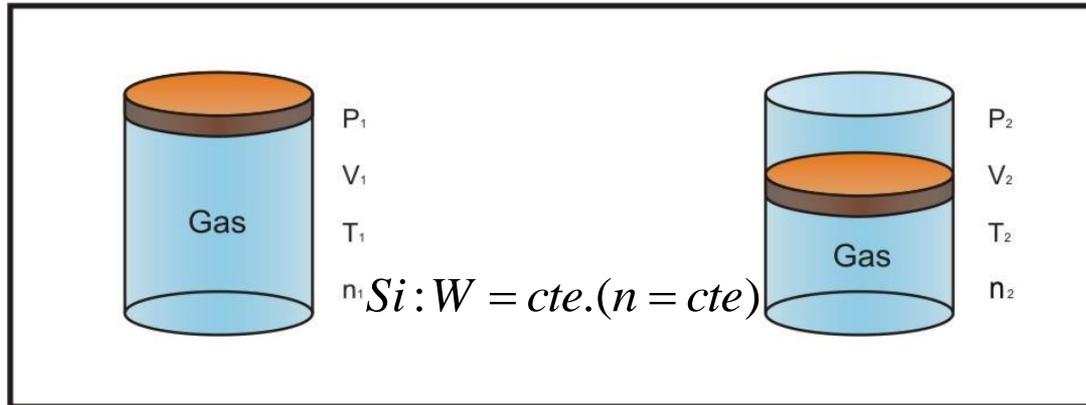
$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} \text{ (antes del cambio)} \quad \text{y} \quad R = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} \text{ (después del cambio)}$$

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Si $n_1 = n_2$, como normalmente ocurre, porque la cantidad de gas por lo general no cambia, la ecuación en tal caso se reduce a:

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

LEY COMBINADA



Aplicando Ec. Universal al estado 1:

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = R.n \quad \dots\dots\dots(1)$$

Aplicando Ec. Universal al estado 2:

$$\frac{P_2 V_2}{T_2} = R.n \quad \dots\dots\dots(2)$$

Igualando Ec (1) y Ec (2):

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



$$\frac{PV}{T} = \text{constante}$$

PROBLEMA

Un globo inflado tiene un volumen de 6.0 L en el nivel del mar (1.0 atm) y se le permite ascender hasta que la presión es de 0.45 atm. Durante el ascenso, la temperatura del gas baja desde 295K hasta 252K. Calcule el volumen del globo en su altitud final.

DATOS:

$$\begin{array}{lll} P_1 = 1.0 \text{ atm} & V_1 = 6.0 \text{ L} & T_1 = 295 \text{ K} \\ P_2 = 0.45 \text{ atm} & V_2 = ? & T_2 = 252 \text{ K} \end{array}$$

Conocemos:

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

Despejando V_2

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

$$V_2 = (6.0 \text{ L}) \left(\frac{1.0 \text{ atm}}{0.45 \text{ atm}} \right) \left(\frac{252 \text{ K}}{295 \text{ K}} \right)$$

$$V_2 = 11 \text{ L}$$

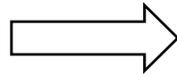
Respuesta: El volumen del globo en su altitud final según las condiciones indicadas es de 11 litros

PROBLEMA

El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento del tungsteno. Cierta foco que contiene argón a 1.20 atm y 18.0°C se calienta a 85.0°C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm).

Debido a que $n_1 = n_2$ y $V_1 = V_2$,

$$\frac{P_1 \cancel{V_1}}{n_1 T_1} = \frac{P_2 \cancel{V_2}}{n_2 T_2}$$



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

Condiciones iniciales

$$P_1 = 1.20 \text{ atm}$$

$$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$$

Condiciones finales

$$P_2 = ?$$

$$T_2 = (85 + 273) \text{ K} = 358 \text{ K}$$

$$P_2 = P_1 \times \frac{T_2}{T_1}$$

$$P_2 = 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}}$$

$$P_2 = 1.48 \text{ atm}$$

Respuesta: La presión final de argón dadas las condiciones enunciadas es de 1.48 atm

En tiempos antiguos se utilizaba el volumen de un gas para medir la temperatura utilizando dispositivos llamados *termómetros de gas*. Considere un gas que tiene un volumen de 0.675 L a 35 °C y 1 atm de presión. ¿Cuál es la temperatura (en unidades de °C) de una habitación donde este gas tiene un volumen de 0.535 L a 1 atm de presión?

Condiciones iniciales	Condiciones finales
$T_1 = 35\text{ °C} = 35 + 273 = 308\text{ K}$	$T_2 = ?$
$V_1 = 0.675\text{ L}$	$V_2 = 0.535\text{ L}$
$P_1 = 1\text{ atm}$	$P_2 = 1\text{ atm}$

La presión permanece constante, por lo que se puede utilizar la ley de Charles en la siguiente forma

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

y resolver para T_2 . Primero se multiplican ambos lados por T_2 .

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

Después se multiplican ambos lados por T_1 .

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

Esto da como resultado:

$$T_2 \times V_1 = T_1 \times V_2$$

Ahora se dividen ambos lados entre V_1 (multiplicando por $1/V_1$),

$$\frac{1}{\cancel{V_1}} \times T_2 \times \cancel{V_1} = \frac{1}{V_1} \times T_1 \times V_2$$

y se obtiene

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

Ahora se tiene T_2 aislado en un lado de la ecuación y se puede realizar el cálculo.

$$T_2 = T_1 \times \frac{V_2}{V_1} = (308\text{ K}) \times \frac{0.535\text{ L}}{0.675\text{ L}} = 244\text{ K}$$

Para convertir de unidades de K a unidades de °C, se resta 273 de la temperatura Kelvin.

$$T_{\text{c}} = T_{\text{k}} - 273 = 244 - 273 = -29\text{ °C}$$

La habitación está muy fría; la nueva temperatura es de -29 °C .

El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento del tungsteno. Cierta lámpara que contiene argón a 1.20 atm y 18°C se calienta a 85°C a volumen constante. Calcule su presión final (en atm).

que es la ley de Charles [vea la ecuación (5.6)]. Después escribimos

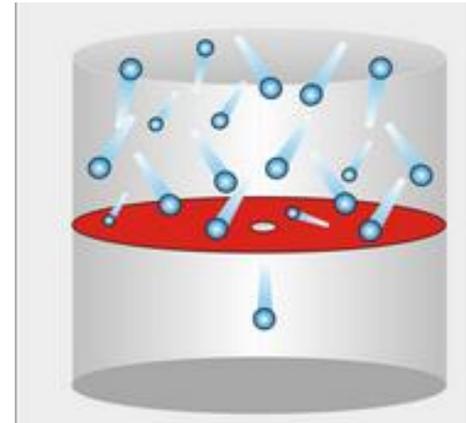
Condiciones iniciales	Condiciones finales
$P_1 = 1.20 \text{ atm}$	$P_2 = ?$
$T_1 = (18 + 273) \text{ K} = 291 \text{ K}$	$T_2 = (85 + 273) \text{ K} = 358 \text{ K}$

La presión final está dada por

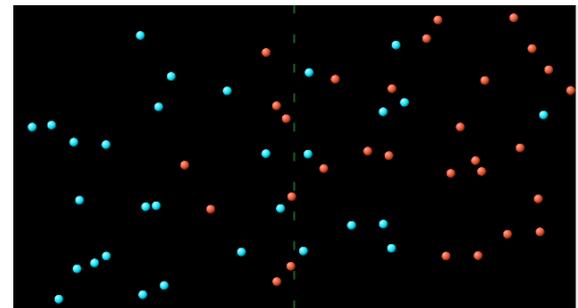
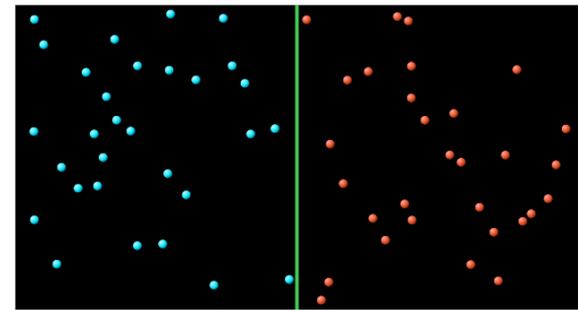
$$\begin{aligned} P_2 &= P_1 \times \frac{T_2}{T_1} \\ &= 1.20 \text{ atm} \times \frac{358 \text{ K}}{291 \text{ K}} \\ &= 1.48 \text{ atm} \end{aligned}$$

LEY DE GRAHAM: DIFUSIÓN Y EFUSIÓN DE LOS GASES

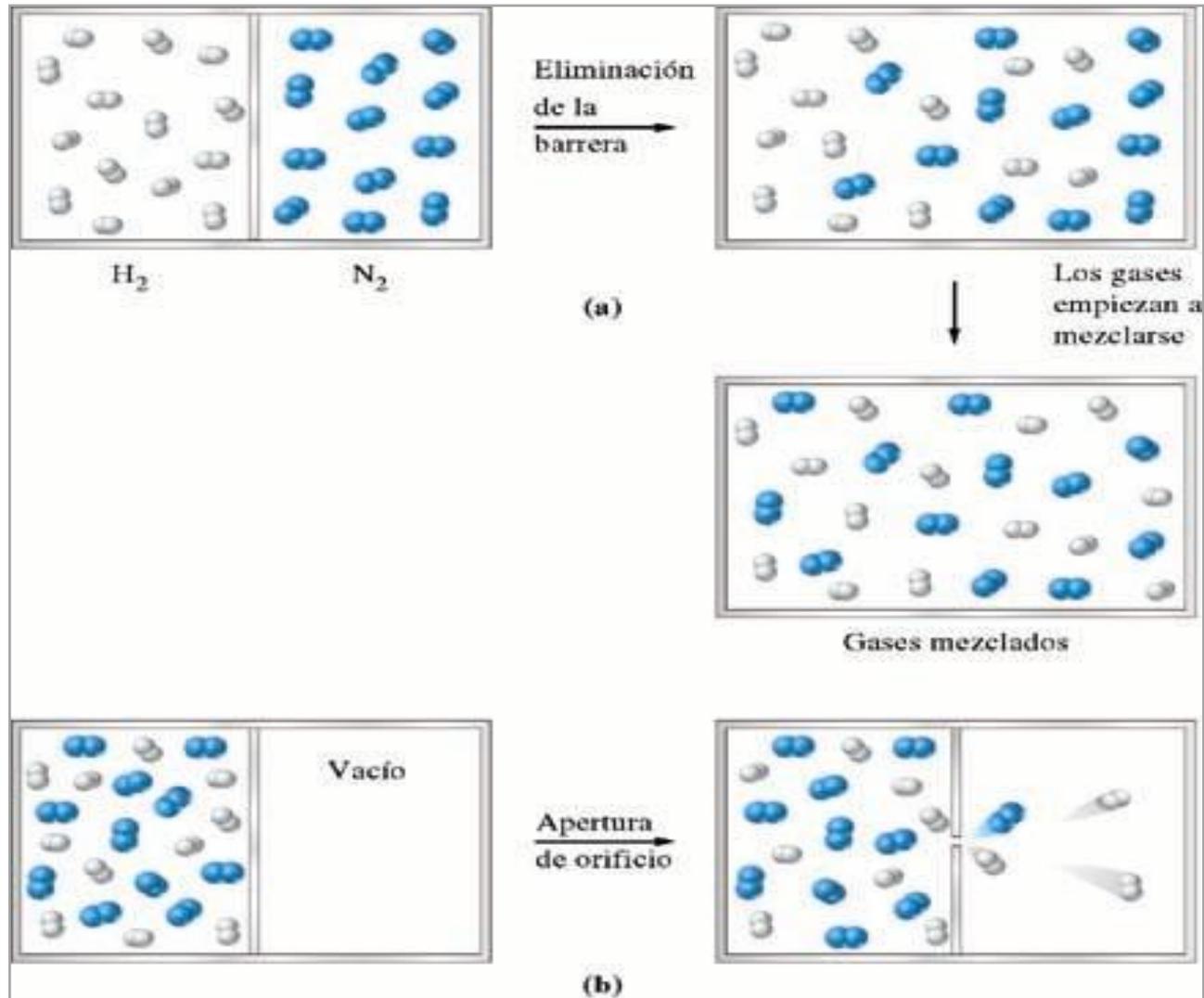
La **efusión** consiste en el paso de las partículas de un gas a través de una pared (como un pequeño orificio) hacia otra región en la que no hay partículas. Ésta puede entenderse considerando la velocidad de las partículas gaseosas en una dimensión.



La **difusión** es el movimiento de las partículas de un gas a través de otro gas como resultado de diferencias de concentración.



Difusión



Efusión

¿Qué tan rápido se mueve una molécula, en promedio, a una temperatura T dada?



Una forma de estimar la velocidad molecular es mediante el cálculo de *la raíz de la velocidad cuadrática media*, que es una *velocidad molecular promedio*.

$$\overline{u^2} = \frac{3RT}{M}$$



$$\overline{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Donde:

u = velocidad media (m/s)

T = temperatura (K)

R = 8.314 J/K mol

M = peso molecular (Kg/mol)

$$1 \text{ J} = 1 \text{ kg m}^2/\text{s}^2$$

LEY DE GRAHAM

La **difusión**, es decir, la mezcla gradual de las moléculas de un gas con moléculas de otro gas, en virtud de sus propiedades cinéticas, constituye una demostración directa del movimiento aleatorio de los gases.

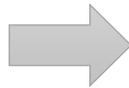
Bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, las velocidades de difusión de los gases son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares.

$$\frac{\text{Velocidad de efusión del gas A}}{\text{Velocidad de efusión del gas B}} = \sqrt{\frac{\text{Peso molecular gas B}}{\text{Peso molecular gas A}}}$$



$$\frac{\text{Velocidad}_A}{\text{Velocidad}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

$$t_2 / t_1 = \sqrt{M_2 / M_1}$$



$$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}} = \sqrt{\frac{d_2^2}{d_1^2}}$$

Donde V_1 , M_1 y d_1 representan la Velocidad de Difusión, Peso Molecular y Densidad del primer gas, y V_2 , M_2 y d_2 representan la Velocidad de Difusión, Peso Molecular y Densidad del segundo gas.

Problema

Un gas inflamable compuesto solo por **carbono e hidrógeno** se efunde a través de una barrera porosa en **1.50 min.** En las mismas condiciones de temperatura y presión, un volumen igual de vapor de **bromo** tarda **4.73 minutos** en efundirse a través de la misma barrera. Calcule la masa molar del gas desconocido y sugiera que gas podría ser.

Datos:

Carbono e Hidrógeno(2)

Bromo (1)

$t_2 = 1.50 \text{ min}$

$t_1 = 4.73 \text{ min}$

$M_2 = ?$

$M_1 = 159.8 \text{ g/mol}$

$$t_2 / t_1 = \sqrt{M_2 / M_1}$$

$$\frac{1.50 \text{ min}}{4.73 \text{ min}} = \sqrt{\frac{M}{159.8 \text{ g/mol}}}$$

$$M = \left(\frac{1.50 \text{ min}}{4.73 \text{ min}}\right)^2 \times 159.8 \text{ g/mol}$$

$$M = 16.1 \text{ g/mol}$$

Respuesta: La masa molar del compuesto constituido por C e H es de 16.1 g/mol. El gas desconocido es el metano (CH_4).

Problema

Un gas desconocido que consta de moléculas diatómicas homonucleares efunde con una velocidad que es 0.355 veces la del O_2 a la misma temperatura. Determine la identidad del gas desconocido.

Datos

$$r_x = ?$$

$$M_x = ?$$

$$M_{O_2} = 32.0 \text{ g/mol}$$

$$\frac{r_x}{r_{O_2}} = \sqrt{\frac{M_{O_2}}{M_x}}$$

$$\frac{r_x}{r_{O_2}} = 0.355$$

$$0.355 = \sqrt{\frac{32.0 \text{ g/mol}}{M_x}}$$

$$\frac{32.0 \text{ g/mol}}{M_x} = (0.355)^2$$

$$\frac{32.0 \text{ g/mol}}{M_x} = 0.126$$

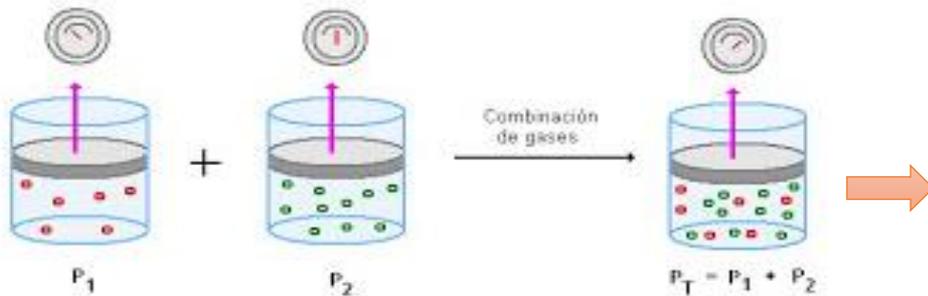
$$M_x = \frac{32.0 \text{ g/mol}}{0.126}$$



$$M_x = 254 \text{ g/mol}$$

Ley de Dalton de las presiones parciales

La presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales que los gases individuales ejercen.



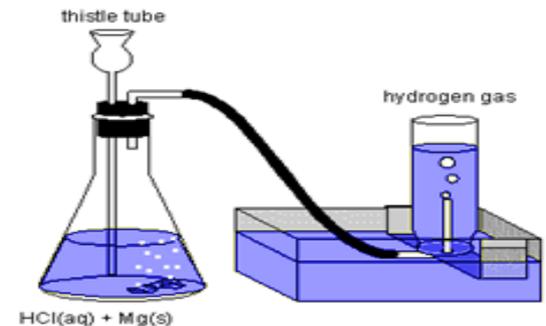
$$P_T = P_1 + P_2 + P_3 + \dots + P_n$$

En donde la presión parcial de cada gas , es: $P_1 = x_1 P_T$

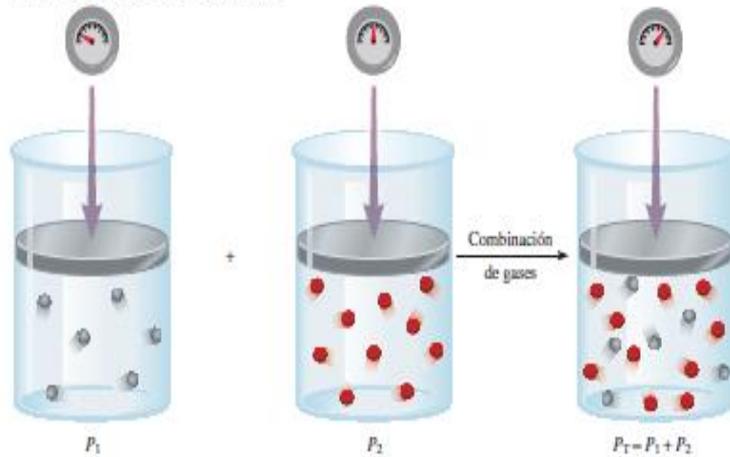
Donde X_1 es la fracción molar del gas: $X_1 = n_1/n_T$

La principal aplicación de esta ley es en la recolección de gases por desplazamiento de agua.

**PRESIÓN TOTAL = PRESIÓN DEL GAS RECOGIDO +
PRESIÓN DEL VAPOR DE AGUA**



El volumen y la temperatura son constantes



Considere el caso en el que dos gases, A y B, están en un recipiente de volumen V . La presión ejercida por el gas A, de acuerdo con la ecuación del gas ideal, es:

$$P_A = \frac{n_A RT}{V}$$

donde n_A es el número de moles de A presente. Del mismo modo, la presión ejercida por el gas B es:

$$P_B = \frac{n_B RT}{V}$$

En una mezcla de gases A y B, la presión total P_T es el resultado de las colisiones de ambos tipos de moléculas, A y B, con las paredes del recipiente. Por tanto, de acuerdo con la ley de Dalton,

$$\begin{aligned} P_T &= P_A + P_B \\ &= \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} \\ &= \frac{RT}{V} (n_A + n_B) \\ &= \frac{nRT}{V} \end{aligned}$$

donde n , el número total de moles de los gases presentes, está dado por $n = n_A + n_B$,

P_A y P_B son las presiones parciales de los gases A y B, respectivamente.

Así, para una mezcla de gases, la P_T depende solo del número total de moles de gas presente, no de la naturaleza de las moléculas del gas.

Problema

Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de neón (Ne), 0.74 moles de argón (Ar) y 2.15 moles de xenón (Xe). Calcule las presiones parciales de los gases si la presión total es de 2.00 atm a cierta temperatura.

DATOS:

$$P_1 = x_1 P_T$$

$$n_{\text{Ne}} = 4.46 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Ar}} = 0.74 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Xe}} = 2.15 \text{ mol}$$

$$P_{\text{Ne}} = ?$$

$$P_{\text{Ar}} = ?$$

$$P_{\text{Xe}} = ?$$

$$P_T = 2.00 \text{ atm}$$

$$P_{\text{Ne}} = X_{\text{Ne}} P_T$$

Diagrama de anotaciones para la ecuación anterior:
- Una flecha roja apunta de "se desea calcular" a P_{Ne} .
- Una flecha roja apunta de "se necesita encontrar" a X_{Ne} .
- Una flecha roja apunta de "dada" a P_T .

$$\begin{aligned} P_{\text{Ne}} &= X_{\text{Ne}} P_T \\ &= 0.607 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 1.21 \text{ atm} \end{aligned}$$

$$X_{\text{Ne}} = \frac{n_{\text{Ne}}}{n_{\text{Ne}} + n_{\text{Ar}} + n_{\text{Xe}}}$$

$$\begin{aligned} P_{\text{Ar}} &= X_{\text{Ar}} P_T \\ &= 0.10 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.20 \text{ atm} \end{aligned}$$

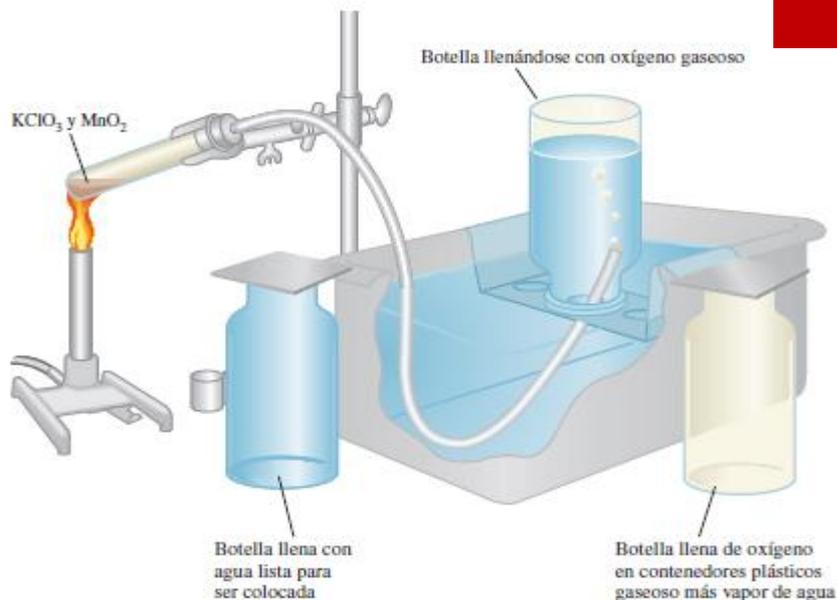
$$X_{\text{Ne}} = \frac{4.46 \text{ mol}}{4.46 \text{ mol} + 0.74 \text{ mol} + 2.15 \text{ mol}}$$

$$X_{\text{Ne}} = 0.607$$

$$\begin{aligned} P_{\text{Xe}} &= X_{\text{Xe}} P_T \\ &= 0.293 \times 2.00 \text{ atm} \\ &= 0.586 \text{ atm} \end{aligned}$$

Respuesta: Las presiones parciales de los gases son: $P_{\text{Ne}} = 1.21 \text{ atm}$, $P_{\text{Ar}} = 0.20 \text{ atm}$ y $P_{\text{Xe}} = 0.586$

RECOLECCIÓN DE GASES SOBRE AGUA



Problema

El oxígeno gaseoso formado por la descomposición de clorato de potasio se recolecta en la forma que se muestra en la figura. El volumen de oxígeno recolectado a 24.0 °C y una presión atmosférica de 762 mmHg es de 128 mL. Calcule la masa (en gramos) del oxígeno gaseoso obtenido. La presión del vapor de agua a 24.0°C es de 22.4 mmHg.

$$P_T = P_{O_2} + P_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = P_T - P_{H_2O}$$

$$P_{O_2} = 762 \text{ mmHg} - 22.4 \text{ mmHg}$$

$$P_{O_2} = 740 \text{ mmHg}$$

$$PV = nRT$$

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

$$\Rightarrow$$

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

$$m = \frac{(740/760) \text{ atm} (0.128 \text{ L}) (32.00 \text{ g/mol})}{(0.0821 \text{ L} \cdot \text{atm/K} \cdot \text{mol}) (273 + 24) \text{ K}}$$

$$m = 0.164 \text{ g}$$

<http://www.objetos.unam.mx/quimica/reaccionQuimica/index.html>

Respuesta: El oxígeno gaseoso formado por la descomposición de clorato de potasio según las condiciones dadas fue de 0.164 gramos.

Estequiometría de gases

Algunas de las primeras reacciones que se investigaron fueron de gases. En 1809, Joseph Louis Gay-Lussac descubrió que, si todas las mediciones se hacían a la misma temperatura y presión, los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardaban entre sí una proporción de números enteros pequeños.

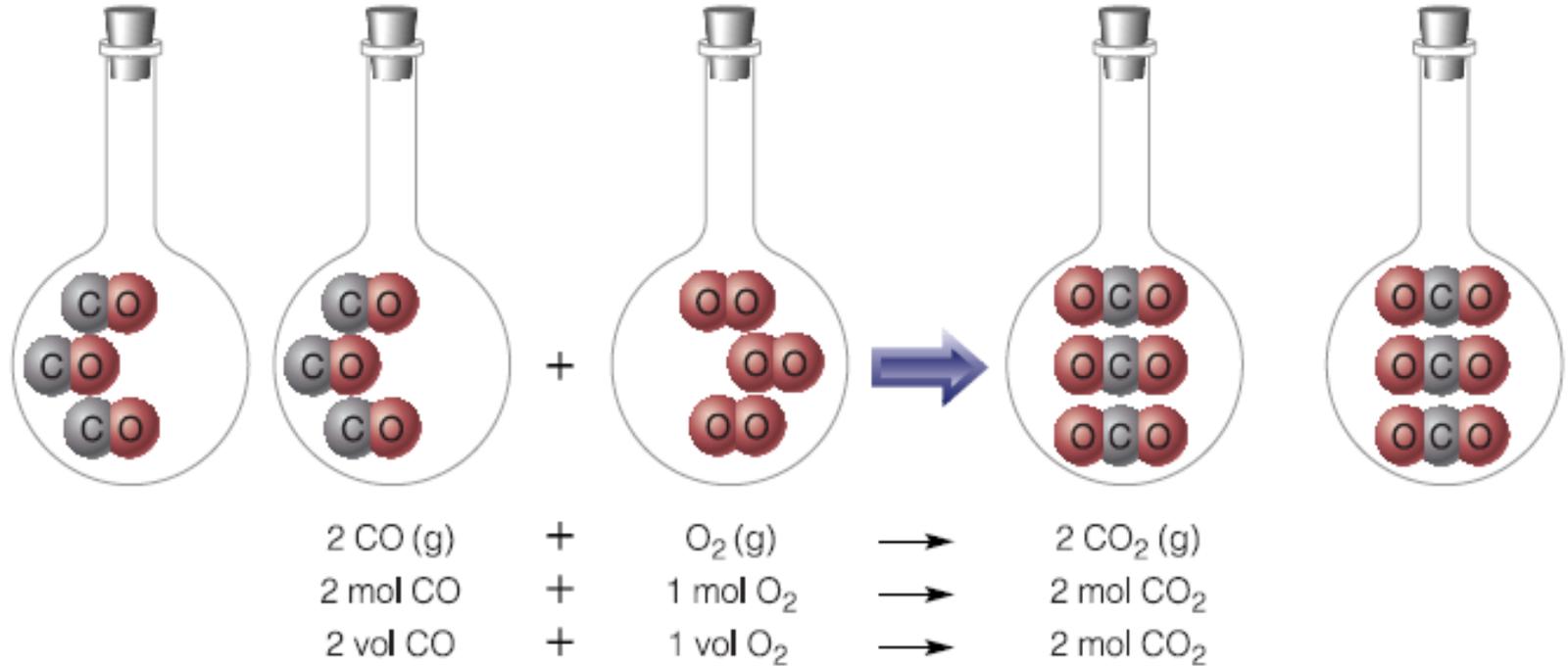
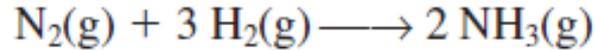


En otro experimento, Gay-Lussac encontró que dos volúmenes de monóxido de carbono CO, se combinaban con un volumen de oxígeno para formar dos volúmenes de dióxido de carbono.

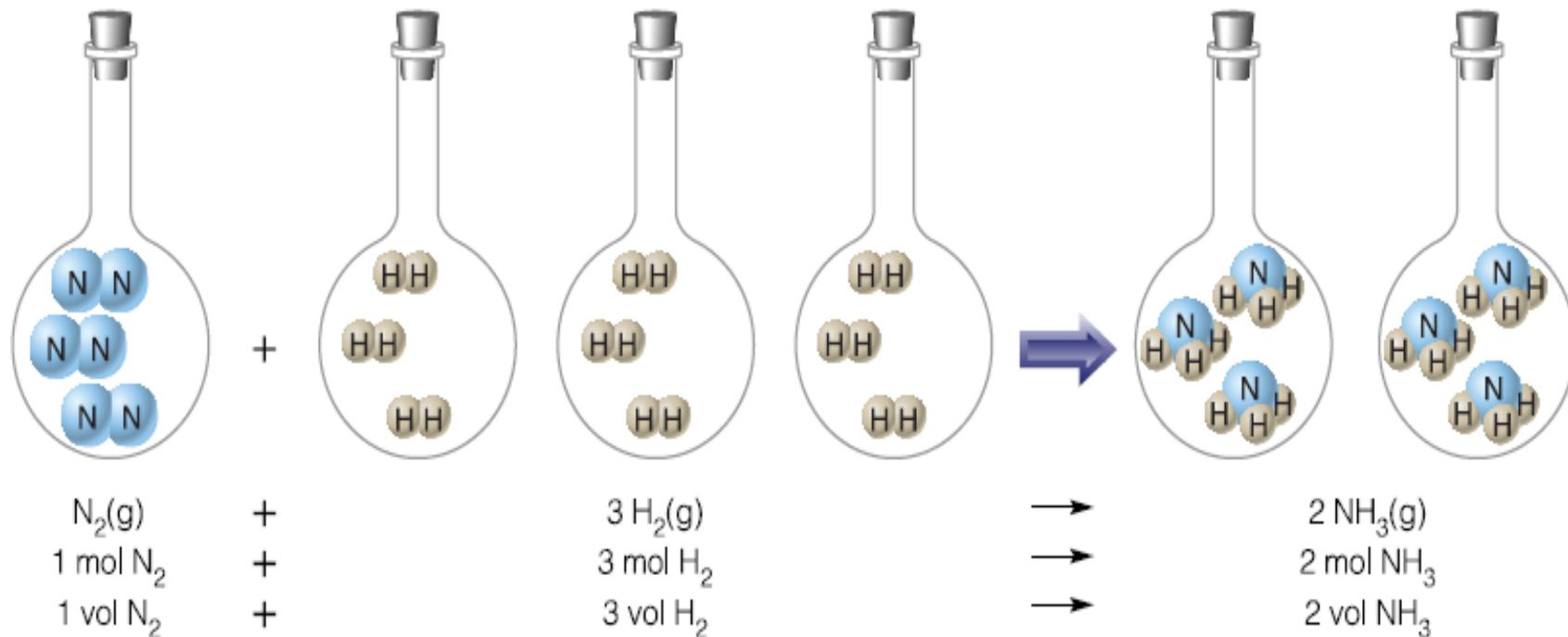


La proporción no es siempre de 2:1:2. Cuando el nitrógeno gaseoso reacciona con hidrógeno gaseoso para formar amoníaco, la proporción de volúmenes que se combinan fue de un volumen de nitrógeno con tres volúmenes de hidrógeno para dar dos volúmenes de amoníaco





Dos volúmenes de CO reaccionan con un volumen de O₂ para formados volúmenes de CO₂. Cada volumen contiene el mismo número de moléculas. La proporción de volúmenes y la proporción de moles de los gases son las mismas. Aquí se representan números iguales de átomos de carbono y de oxígeno como reactivos y como productos. En las reacciones químicas no se crean ni se destruyen átomos.



Un volumen de N_2 reacciona con tres volúmenes de H_2 para formar dos volúmenes de NH_3 . Cada volumen contiene el mismo número de moléculas. La proporción de volúmenes y la proporción de moles de los gases son las mismas. Aquí se representan números iguales de átomos de nitrógeno y de hidrógeno como reactivos y como productos. **En las reacciones químicas no se crean ni se destruyen átomos.**

Gay-Lussac encontró que los volúmenes de los reactivos y productos gaseosos guardan entre sí proporciones de números enteros pequeños. Esto se conoce como la **ley de los volúmenes de combinación** de los gases. No obstante, fue Avogadro el primero en explicar esta ley.

Volúmenes de gases en reacciones químicas

Es importante entender las propiedades de los gases porque éstos a veces son reactivos o productos en las reacciones químicas. Por esta razón, es común tener que calcular los volúmenes de gases consumidos o producidos en reacciones. Por lo revisado los coeficientes de las ecuaciones químicas balanceadas nos dan las cantidades relativas (en moles) de los reactivos y productos de una reacción. El número de moles de un gas, a su vez, está relacionado con P , V y T .

Problema

¿Qué volumen de $\text{H}_2(\text{g})$ se necesita para producir 120 L de amoníaco en las mismas condiciones?



$$120. \text{ L } \text{NH}_3 \times \frac{3 \text{ L } \text{H}_2}{2 \text{ L } \text{NH}_3} = 180. \text{ L de H}_2 \text{ gaseoso}$$

Problema

Las bolsas de aire de seguridad de los automóviles se inflan con nitrógeno gaseoso generado por la rápida descomposición de azida de sodio, NaN_3 : Si una bolsa de aire tiene un volumen de 36 L y debe llenarse con nitrógeno gaseoso a una presión de 1.15 atm a una temperatura de 26.0°C. ¿cuántos gramos de NaN_3 deberán descomponerse?

Datos:

$$V=36\text{L}$$

$$P=1.15\text{ atm}$$

$$T=26.0^\circ\text{C}=299\text{K}$$

$$\text{g NaN}_3 = ?$$

$$PV = nRT$$



$$n = \frac{PV}{RT}$$



Datos del gas

mol N_2

mol NaN_3

g NaN_3

$$n = \frac{(1.15\text{ atm})(36\text{ L})}{(0.0821\text{ L-atm/mol-K})(299\text{ K})} \Rightarrow n = 1.7\text{ mol N}_2$$

Según los datos de la ecuación química balanceada se tiene

$$(1.7\text{ mol N}_2) \left(\frac{2\text{ mol NaN}_3}{3\text{ mol N}_2} \right) = 1.1\text{ mol NaN}_3$$

$$(1.1\text{ mol NaN}_3) \left(\frac{65.0\text{ g NaN}_3}{1\text{ mol NaN}_3} \right) = 72\text{ g NaN}_3$$

Respuesta: Deben descomponerse 72 g de Azida de sodio para que la bolsa se llene de N_2