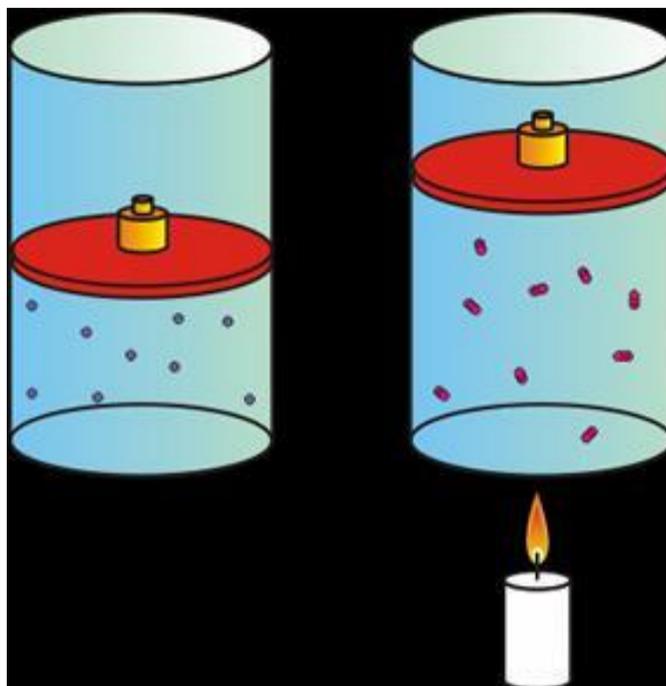


9 LEYES DE LOS GASES



INTRODUCCIÓN

El estado gaseoso es un estado disperso de la materia, es decir, que las moléculas del gas están separadas unas de otras por distancias mucho mayores del tamaño del diámetro real de las moléculas. Resuelta entonces, que el volumen ocupado por el gas (V) depende de la presión (P), la temperatura (T) y de la cantidad o número de moles (n).

9.1 PROPIEDADES DE LOS GASES

Las propiedades de la materia en estado gaseoso son:

1. Se adaptan a la forma y el volumen del recipiente que los contiene. Un gas, al cambiar de recipiente, se expande o se comprime, de manera que ocupa todo el volumen y toma la forma de su nuevo recipiente.
2. Se dejan comprimir fácilmente. Al existir espacios intermoleculares, las moléculas se pueden acercar unas a otras reduciendo su volumen, cuando aplicamos una presión.
3. Se difunden fácilmente. Al no existir fuerza de atracción intermolecular entre sus partículas, los gases se esparcen en forma espontánea.
4. Se dilatan, la energía cinética promedio de sus moléculas es directamente proporcional a la temperatura aplicada.

9.2 VARIABLES QUE AFECTAN EL COMPORTAMIENTO DE LOS GASES

1. PRESIÓN:

Es la fuerza ejercida por unidad de área. En los gases esta fuerza actúa en forma uniforme sobre todas las partes del recipiente.

Otras unidades usadas para la presión: milímetros de columna de mercurio (mm Hg), libras fuerza / pulgadas² (psi), m de columna de agua (m H_2O),

La presión atmosférica es la fuerza ejercida por la atmósfera sobre los cuerpos que están en la superficie terrestre. Se origina del peso del aire que la forma. Mientras más alto se halle un cuerpo menos aire hay por encima de él, por consiguiente la presión sobre él será menor.

$$\begin{aligned} &760 \text{ mm Hg} = 760 \text{ Torr} \\ &101\,325 \text{ Pa} \\ 1 \text{ atm} = &14,7 \text{ psi} \\ &10,33 \text{ m } H_2O \\ &1,013 \text{ Bares} = 1.013 \text{ mBares} \end{aligned}$$

2. TEMPERATURA

Es una medida de la intensidad del calor, y el calor a su vez es una forma de energía que podemos medir en unidades de calorías. Cuando un cuerpo caliente se coloca en contacto con uno frío, el calor fluye del cuerpo caliente al cuerpo frío.

La temperatura de un gas es proporcional a la energía cinética media de las moléculas del gas. A mayor energía cinética mayor temperatura y viceversa.

La temperatura de los gases se expresa en grados kelvin y Rankine.

$$K = ^\circ C + 273$$

(Ya se estudiaron las escalas de temperatura $^\circ F$ y R en el capítulo 4: materia y energía)

3. CANTIDAD

La cantidad de un gas se puede medir en unidades de masa, usualmente en gramos. De acuerdo con el sistema de unidades SI, la cantidad también se expresa mediante el número de moles de sustancia, esta puede calcularse dividiendo el peso del gas por su peso molecular.

4. VOLUMEN

Es el espacio ocupado por un cuerpo.

Unidades de volumen:

$$\begin{aligned} \text{Litro} &= L \quad \text{milímetro} = \text{mL}, \quad \text{metro cúbico} = m^3 \\ 1 L &= 1000 \text{ mL} \\ 1 m^3 &= 1000 L \end{aligned}$$

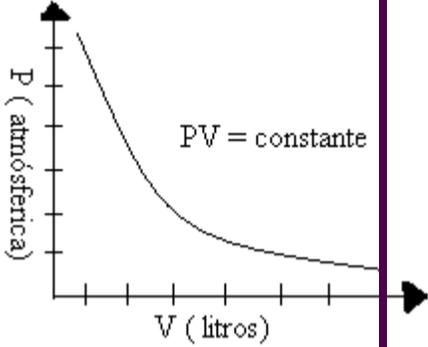
En una gas ideal (es decir, el gas cuyo comportamiento queda descrito exactamente mediante las leyes que plantearemos mas adelante), el producto PV dividido por nT es una constante, la constante universal de los gases, R . EL valor de R depende de las unidades utilizadas para P , V , n y T .

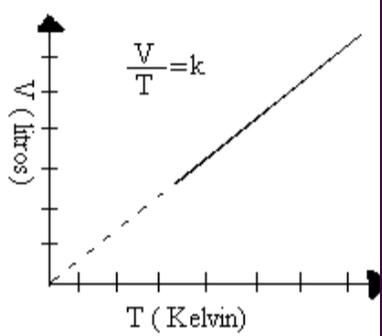
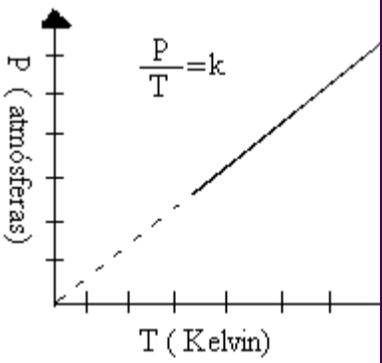
A presiones suficientemente bajas y a temperaturas suficientemente altas se ha demostrado que todos los gases obedecen las leyes de Boyle, Charles y Gay-Lussac, las cuales relacionan el volumen de un gas con la presión y la temperatura.

5. DENSIDAD

Es la relación que se establece entre el peso molecular en gramos de un gas y su volumen molar en litros. Se da en g/L . Kg/ m^3 .

9.3 LEYES DE LOS GASES

LEYES	POSTULADO	EXPRESIÓN MATEMÁTICA	EJEMPLO	REPRESENTACIÓN GRÁFICA
<p><u>Ley de Boyle - Mariotte</u></p>	<p>A temperatura constante, el volumen de cualquier gas, es inversamente proporcional a la presión a que se somete.</p>	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$ $V \propto \frac{1}{P}$	<p>* Se tiene un volumen de 400 cm³ de oxígeno a una presión de 380 mm de Hg. Qué volumen ocupará a una presión de 760 mm de Hg, si la temperatura permanece constante?</p> <p>Según la expresión matemática:</p> $380 \text{ mm Hg} \times 400 \text{ cm}^3 = 760 \text{ mm Hg} \times V_1$ <p>Despejando V₁:</p> $V_1 = \frac{P_1 \times V_2}{P_2}$ $V_1 = \frac{380 \text{ mm Hg} \times 400 \text{ cm}^3}{760 \text{ mm Hg}}$ $V_1 = 200 \text{ cm}^3$	

<p><u>Ley de Charles :</u></p>	<p>A presión constante, el volumen de una masa dada de gas varía directamente con la temperatura absoluta</p>	$\frac{V_1}{V_2} = \frac{T_1}{T_2}$ $V \propto T$	<p>* Se tiene 3 moles de un gas ideal en un recipiente de 700 cm³ a 12°C y calentamos el gas hasta 27°C. Cuál será el nuevo volumen del gas ?</p> <p>Volumen inicial = 700 cm³</p> <p>Temperatura inicial = 12 + 273 = 285 °K</p> <p>Temperatura final = 27 + 273 = 300 °K</p> <p>De acuerdo con la Ley de Charles, al aumentar la temperatura del gas debe aumentar el volumen:</p> <p>Según la expresión matemática:</p> <p>Despejando</p> $V_2 = \frac{V_1 \times T_2}{T_1}$ $V_2 = \frac{700 \text{ cm}^3 \times 300 \text{ °K}}{285 \text{ °K}}$ $V_2 = 736.8 \text{ cm}^3$	
<p><u>Ley de Gay-Lussac</u></p>	<p>A volumen constante, la presión de un gas es directamente proporcional a la temperatura</p>	$\frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$ $P \propto T$	<p>* Se calienta aire en un cilindro de acero de 20 °C a 42°C. Si la presión inicial es de 4.0 atmósferas ¿Cual es su presión final?</p> <p>Condiciones iniciales: T₁ = 273 + 20 = 293 °K; P₁ = 4.0 atm</p> <p>Condiciones finales: T₂ = 273 + 42 = 315°K P₂ = ?</p> <p>Sustituyendo en la ecuación de Gay-Lussac:</p> $P_2 = \frac{P_1 \times T_2}{T_1}$ $P_2 = \frac{4.0 \text{ atm} \times 315 \text{ °K}}{293 \text{ °K}}$ $P_2 = 4.3 \text{ atm}$	

<p style="text-align: center;"><u>Ley combinada de los gases</u></p>	<p>A partir de la ley combinada podemos calcular la forma como cambia el volumen o presión o temperatura si se conocen las condiciones iniciales (P_i, V_i, T_i) y se conocen dos de las condiciones finales (es decir, dos de las tres cantidades P_f, V_f, T_f)</p>	$\frac{PV}{T} = k \quad \text{ó}$ $\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$	<p>* <i>Qué volumen ocupará una masa de gas a 150°C y 200 mm Hg, sabiendo que a 50°C y 1 atmósfera ocupa un volumen de 6 litros?</i></p> <p>Condiciones iniciales: $V_1 = 6$ litros $P_1 = 760$ mm Hg $T_1 = 50 + 273 = 323$ K</p> <p>Condiciones finales; $V_2 = ?$ $P_2 = 200$ mm Hg $T_2 = 150 + 273 = 423$ K</p> $P_2 \times \frac{V_2}{T_2} = P_1 \times \frac{V_1}{T_1}$ <p><i>Remplazando:</i></p> $V_2 = \frac{760 \text{ mm Hg} \times 6 \text{ l} \times 423 \text{ °K}}{323 \text{ °K}} = 29.85 \text{ litros}$
<p style="text-align: center;"><u>Ley de Dalton</u></p>	<p>En una mezcla de gases, la presión total es igual a la suma de las presiones parciales. La fracción molar expresa la relación de moles de una componente respecto al número total de moles.</p>	$P_{(\text{total})} = P_1 + P_2 + P_3 \dots$ $X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$ $P_A = X_A P_T$	<p>* <i>Una mezcla de gases contiene 4.46 moles de neón, 0.74 moles de argón y 2.15 moles de xenón. Calcular las presiones parciales de los gases, si la presión total es de 2 atm a cierta temperatura.</i></p> <p>El número total de moles es 7.35 moles. La fracción molar de Ne es 0.607, la fracción molar de Ar es 0.10 y la fracción molar de Xe es 0.293</p> $P_{Ne} = 0.607 * 2.00 = 1.21 \text{ atm}$ $P_{Ar} = 0.10 * 2.00 = 0.20 \text{ atm}$ $P_{Xe} = 0.293 * 2.00 = 0.59 \text{ atm}$
<p style="text-align: center;"><u>Hipótesis de Avogadro</u></p>	<p>Volúmenes iguales de cualquier gas en las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen el mismo número de moléculas</p>	$1 \text{ mol g gas} = 6.02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$ $1 \text{ mol g gas} = 22.4 \text{ L}$ $V \propto n$	$1 \text{ mol g } O_2 \quad \begin{matrix} 32 \text{ g de } O_2 \\ 22.4 \text{ L } O_2 \text{ a CN.} \\ 6.02 * 10^{23} \text{ moléculas} \end{matrix}$

Ley de Graham	<p>Las velocidades de difusión de dos gases a la misma temperatura son inversamente proporcionales a la raíz cuadrada de sus densidades</p>	$\frac{V_1}{V_2} = \sqrt{\frac{d_2}{d_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$ <p>+El peso molecular es proporcional a la densidad e inversamente proporcional a la velocidad de difusión del gas.</p>
----------------------	---	---

VIDEO

[Ley de Boyle Mariotte](#)

[Ley de Charles](#)

[Ley de Gay Lussac](#)

[Sistemas gaseosos](#)

[Ley de Dalton](#)

[Hipótesis de Avogadro](#)

[Ley de Graham](#)

[Leyes de los gases](#)

[Leyes de los gases ideales](#)

LEYES DE LOS GASES Y TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

[Teoría y ejercicios de las leyes y teoría cinética de los gases](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios ley de Boyle Mariotte](#)

[Ejercicios interactivos ley de Boyle](#)

[Ejercicios interactivos ley de Charles](#)

[Ejercicio ley de Charles](#)

[Experimento ley de Charles](#)

[Ejercicios ley de Gay Lussac](#)

[Ejercicio ley de Gay Lussac 1](#)

[Ejercicios ley combinada de los gases](#)

[Ejercicios ley de Graham](#)

9.4 ECUACIÓN DE ESTADO:

Si se combinan adecuadamente las leyes de Boyle y Charles con el principio de Avogadro, se llega a una expresión que relaciona simultáneamente el volumen de determinada cantidad de un gas con la presión y la temperatura del mismo. Esta ecuación recibe el nombre de ecuación de estado o ley de los gases ideales:

$$PV = nRT$$

R se conoce como la constante universal de los gases ideales y su valor depende de las unidades en que se expresen las diversas cantidades. Por convención, el volumen de un gas se expresa en litros, el valor de n en moles, la temperatura en °K y la presión en atmósferas.

El valor de la constante R, para un mol de cualquier gas a condiciones normales se determina a partir de la ecuación anterior así:

$$R = \frac{P \times V}{n \times T} = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ l}}{1 \text{ mol} \times 273 \text{ °K}}$$

$$R = \frac{0.0825 \text{ litros} \times \text{atmósfera}}{\text{mol} \times \text{°K}}$$

EJEMPLO:

Calcular la presión ejercida por 0,35 moles de cloro, que se encuentran en un recipiente de 1,5 litros medidos a 27°C.

$$P = \frac{nRT}{V}$$
$$P = \frac{0.35 \text{ moles} \times 0.0821 \frac{\text{L} \times \text{atm}}{\text{°K} \times \text{mol}} \times 300 \text{ K}}{1.5 \text{ L}}$$
$$P = 5.74 \text{ atm}$$

PRÁCTICA

[Ejercicios gases ideales](#)

[Ejercicios gases ideales 1](#)

9.5 TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

La teoría cinética de los gases se enuncia en los siguientes postulados, teniendo en cuenta un gas ideal o perfecto:

1. Las sustancias están constituidas por moléculas pequeñísimas ubicadas a gran distancia entre sí; su volumen se considera despreciable en comparación con los espacios vacíos que hay entre ellas.
2. Las moléculas de un gas son totalmente independientes unas de otras, de modo que no existe atracción intermolecular alguna.
3. Las moléculas de un gas se encuentran en movimiento continuo, en forma desordenada; chocan entre sí y contra las paredes del recipiente, de modo que dan lugar a la presión del gas.
4. Los choques de las moléculas son elásticas, no hay pérdida ni ganancia de energía cinética, aunque puede existir transferencia de energía entre las moléculas que chocan.
5. La energía cinética media de las moléculas, es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas; se considera nula en el cero absoluto.

Los gases reales existen, tienen volumen y fuerzas de atracción entre sus moléculas. Además, pueden tener comportamiento de gases ideales en determinadas condiciones: temperatura altas y presiones muy bajas

VIDEO

[Teoría cinética molecular](#)

PRÁCTICA

[Ejercicios teoría cinético molecular](#)

9.6 LICUACIÓN DE GASES

Es el proceso mediante el cual un gas cambia su estado al de líquido. Los gases se pueden licuar por la aplicación de suficiente enfriamiento y compresión.

- **TEMPERATURA CRÍTICA:** Es la máxima temperatura a la cual es posible licuar un gas sometido a cualquier cantidad de presión.
- **PRESIÓN CRÍTICA:** Es la presión requerida para licuar un gas estando en su temperatura crítica.
- **VOLUMEN CRÍTICO:** Es el volumen ocupado por una mol de gas estando en la temperatura y presión críticas.

9.7 REACCIONES CON INTERVENCIÓN DE GASES. ESTEQUIOMETRÍA

Una vez que se tiene la ecuación química balanceada, se sabe directamente por medio de los coeficientes el número relativo de moles de cada sustancia que interviene en la reacción.

Si uno o varios de los reactivos o productos son gaseosos, entonces se puede hablar también de los volúmenes de los reactivos o productos a través de la ecuación de estado.

El principio de Avogadro indica que los moles de todos los gases tienen el mismo volumen bajo las mismas condiciones de temperatura y presión. Por tanto, las relaciones molares en una ecuación son también relaciones de volúmenes de los gases.

Por ejemplo:

$\text{H}_2(\text{g})$	+	$\text{Cl}_2(\text{g})$	=	$2\text{HCl}(\text{g})$
1 molécula		1 molécula		2 molécula
1 mol		1 mol		2 mol
1 volumen		1 volumen		2 volumen
1 litro		1 litro		2 litro
1cm^3		1cm^3		2cm^3
22.4 litros		22.4 litros		2×22.4 litros = 44.8 litros

9.8 DENSIDAD Y PESO MOLECULAR DE LOS GASES

La densidad de un gas está dada por la relación de su masa, g , a su volumen:

$$d = \frac{g}{V}$$

Pero el volumen de un gas depende de su temperatura y presión. Utilizando la ley de los gases ideales.

$$d = \frac{g}{V} = \frac{MP}{RT} \quad (1)$$

Por tanto, en condiciones normales la densidad de un gas es directamente proporcional a su peso molecular M .

En consecuencia, si conocemos la densidad de un gas a una determinada presión y temperatura, podemos calcular su peso molecular. La siguiente ecuación permite obtener pesos moleculares por comparación de las densidades de dos gases medidos a la misma temperatura y presión. Si d_1 se refiere al gas 1 y d_2 al gas 2, se tiene que;

$$d_1 = \frac{M_1 P}{RT}; \quad d_2 = \frac{M_2 P}{RT} \quad (\text{P y T son iguales en los dos casos})$$

Dividiendo entre sí las dos ecuaciones (P , T y R se cancelan);

$$\frac{d_1}{d_2} = \frac{M_1}{M_2}$$

Se puede emplear la ecuación (1) para obtener la densidad de un gas a cualquier temperatura y presión, si conocemos su densidad a una determinada temperatura y presión.

Sea d_1 , la densidad medida para un gas a T_1 y P_1 y d_2 la densidad a diferentes T_2 y P_2 . se pueden escribir las ecuaciones;

$$d_1 = \frac{MP_1}{RT_1}, \quad d_2 = \frac{MP_2}{RT_2},$$

M es el mismo, ya que el gas ideal es el mismo. Dividiendo estas dos cantidades:

$$\frac{d_2}{d_1} = \frac{P_2}{P_1} \times \frac{T_1}{T_2} \quad (\text{M y R se cancelan})$$

Esta ecuación da el cambio en la densidad de un gas con la temperatura y presión.

PRÁCTICA

[Ejemplos de masas atómicas y moleculares de gases](#)
[Problemas de leyes de los gases](#)

LABORATORIO

[Ley de Boyle](#)
[Interactivo ley de Boyle](#)
[Ley de Charles](#)
[Ley de Gay Lussac](#)
[Interactivo ley combinada de los gases](#)
[Ley de Graham](#)
[Ecuación de estado](#)
[Determinación de la densidad de un gas](#)

BIBLIOGRAFÍA

http://www.cespro.com/Materias/MatContenidos/Contquimica/QUIMICA_INORGANICA/IndexQca.htm

ENLACES

http://www.fisicanet.com.ar/fisica/fi_2_gases.php
http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/andared02/leyes_gases/guia.html , (Laboratorio virtual)
http://www.juntadeandalucia.es/averroes/recursos_informaticos/andared02/leyes_gases/index.html (Laboratorio virtual)