



TEMA.: EL ESTADO GASEOSO

PROPÓSITOS:

Explicar las propiedades de los gases.

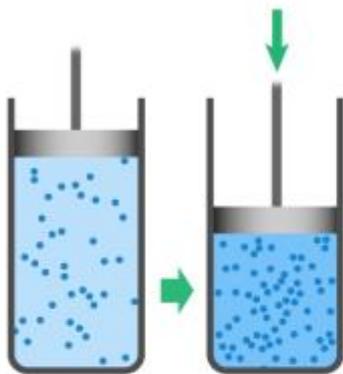
Determinar la masa molar de los gases.

Describir el comportamiento de los gases.

Inculcar en la reducción de agentes contaminantes atmosféricos.



La atmósfera se ha convertido en un basurero para otros gases, como el metano, CH_4 , clorofluorocarbonos (CFC), dióxido de azufre, SO_2 y óxidos de nitrógeno, NO y NO_2 . Las reacciones químicas de estos gases con la luz solar y el oxígeno en el aire contribuyen a la contaminación del aire, el agotamiento del ozono, el calentamiento global y la lluvia ácida.



$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

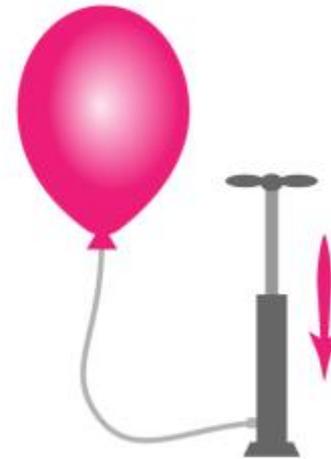
A

La compresión de un gas produce una reducción de su volumen a medida que aumenta la presión.



B

La presión del gas puede aumentar manteniendo el volumen constante si se insufla gas en el recipiente, como pasa en los sifones de cocina.



C

Si el contenedor es de paredes flexibles el aumento de presión se acompaña de aumento de volumen.

<https://www.youtube.com/watch?v=AaUOtIc2rIs>





LOS GASES

1- CONCEPTO

- PROPIEDADES PARA DESCRIBIRLOS
- LA TEMPERATURA EN KELVIN
- EL VOLUMEN DEL RECIPIENTE
- NÚMEROS DE MOLES
- LA PRESIÓN QUE EJERCE EL GAS



LEYES DE LOS GASES

2- LEYES DE LOS GASES

- LEY DE BOYLE, P ES $1/V$
- LEY DE CHARLES, VOLUMEN – TEMPERATURA A P CONSTANTE
- LEY DE GAY-LUSSAC, RELACIÓN P - T A VOLUMEN CONSTANTE.
- LEY COMBINADA DE LOS GASES



CONTINÚA LAS LEYES

- LEY DE DALTON O PRESIONES PARCIALES. $P_t = P_1 + P_2 + P_3..$
- LEY DE AVOGADRO
- ECUACIÓN DE LOS GASES IDEALES, $PV = nRT$
- ESTEQUIOMETRÍA EN GASES
- TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR
- CONTAMINANTES ATMOSFÉRICOS



CONCEPTO

- DE QUÉ ESTÁ CONSTITUIDA LA ATMÓSFERA? ESTAMOS CONSERVÁNDOLA O SE DETERIORA SOLAMENTE.
- CONSTITUYE UN MAR DE GASES Y ES NECESARIO QUE SEPAMOS SU IMPORTANCIA Y PROPIEDADES PARA COMPRENDERLOS.

COMPORTAMIENTO

- LOS GASES SE EXPANDEN





1- ¿Qué propiedades tienen los gases?

En los gases, las fuerzas de atracción son casi inexistentes, por lo que las partículas están muy separadas unas de otras y se mueven rápidamente y en cualquier dirección, trasladándose incluso a largas distancias. Esto hace que los gases tengan las siguientes propiedades:

1.1- No tienen forma propia

No tienen forma propia, pues se adaptan al recipiente que los contiene.

1.2- Se dilatan y contraen como los sólidos y líquidos.

1.3- Fluides

Es la propiedad que tiene un gas para ocupar todo el espacio debido a que, prácticamente, no posee fuerzas de unión entre las moléculas que lo conforman.

Por ejemplo: Cuando hay un gas encerrado en un recipiente, como un globo, basta una pequeña abertura para que el gas pueda salir



■ 1.4- Difusión

Es el proceso por el cual un gas se mezcla con otro debido únicamente al movimiento de sus moléculas.

- **Por ejemplo:** un escape de gas desde un balón, este tiende a ocupar todo el espacio donde se encuentra mezclándose con el aire.



■ 1.5- Compresión

La compresión es la disminución del volumen de un gas porque sus moléculas se acercan entre sí, debido a la presión aplicada.

- Por ejemplo: Se puede observar cuando presionas el émbolo de una jeringa mientras tienes tapada su salida.

EFFECTOS DE LOS GASES EN LA ATMOSFERA





■ 1.6- Resistencia

Es la propiedad de los gases de oponerse al movimiento de los cuerpos por el aire. Esto se debe a una fuerza llamada **fuerza roce**. A mayor tamaño y velocidad del cuerpo mayor es la resistencia. Investigue el gas 134 A???

- **Por ejemplo:** un paracaídas o al elevar un volantín, el roce con el aire impide que el volantín caiga al suelo.



PROPIEDADES

A- La temperatura en Kelvin, donde se transforma matemáticamente así:

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

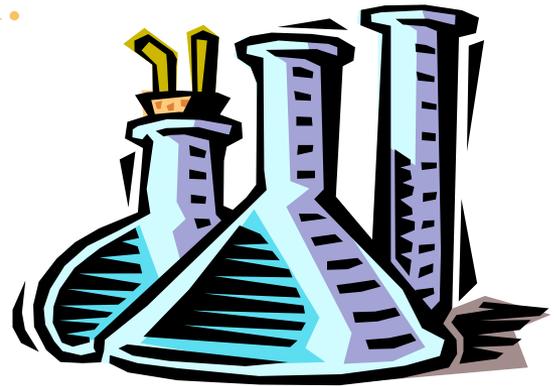
Si la temperatura del cuerpo humano es 37°C ,
cuál es esta temperatura en Kelvin?

Respuesta: $K = 37 + 273 = 310$

Volumen de los gases

- B- El volumen del recipiente ocupado por el gas.

Se mide en decímetros cúbicos o litros y frecuentemente en el laboratorio utilizamos el centímetro cúbico o ml.





Las moles

C- El número de moles(n) del gas en el recipiente que lo contiene. Se determina de la siguiente manera

$$n = \frac{\text{masa en gramo de la muestra}}{\text{masa molar del gas}}$$



La presión

- Las unidades utilizadas son atmósfera, mm de Hg, Torr, Pascal, lb/in², in de Hg.
Recuerde que $760 \text{ mmHg} = 760 \text{ torr}$.
Una atm = 760 mmHg.
Una atm = $1,01325 \times 10^5 \text{ Pa} = 101,325 \text{ kPa}$.
Una atm = 14,7 libras/in² Consulte pág: 340 de la PEARSON



D- La presión que ejerce el gas.

La presión de un gas corresponde a la fuerza que ejerce por unidad de área, sobre el recipiente que lo contiene.

Se mide en atmósfera o 760 mm de mercurio (mm de Hg), Lea la página 337 del libro de Química de la Pearson y establezca su relación con la sístole y diástole.



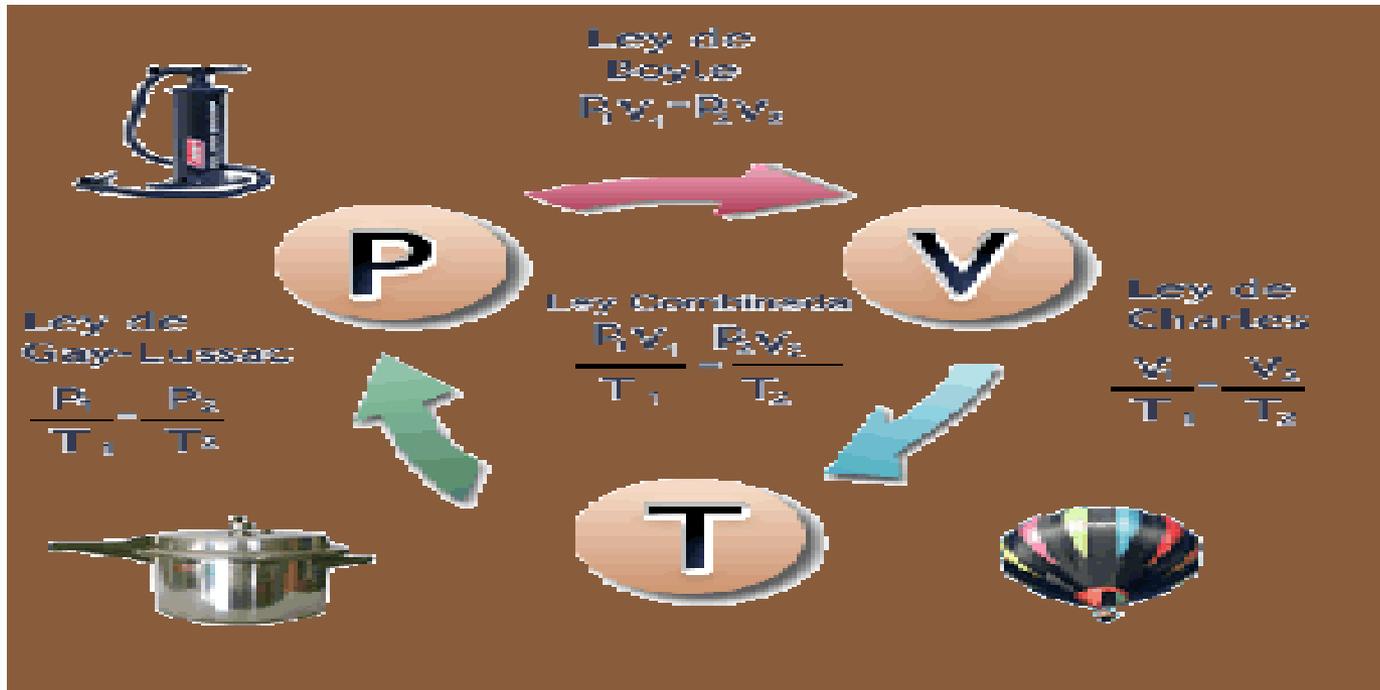
Trabajo interpretativo

- Interprete las leyes de los gases usando las ecuaciones correspondientes.
- El primer lugar la ley de Boyle dice: cuando el volumen de una determinada cantidad de gas ideal es inversamente proporcional a la presión cuando la temperatura se mantiene constante y sus aplicaciones $PV = k$.



Ley de Boyle, $P \propto 1/V$

- Una muestra de H_2 tiene un volumen de 5 L y una presión de 1.0 atm. Cuál es la nueva presión si el volumen disminuye a 2 L a T constante?
- $P_2 = P_1 V_1 / V_2 = 1.0 \text{ atm} \cdot 5.0 \text{ L} / 2 \text{ L} = 2.5 \text{ atm}$

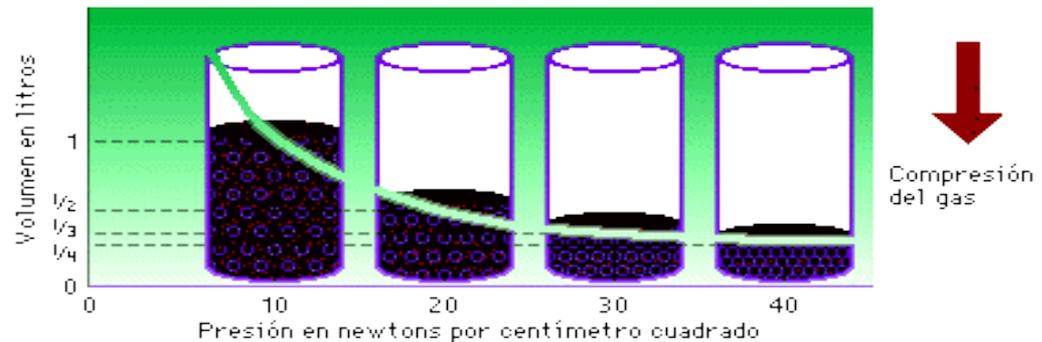


Según la lectura de la página 343 de la PEARSON en que consiste la inspiración y expiración.

Boyles y Charles

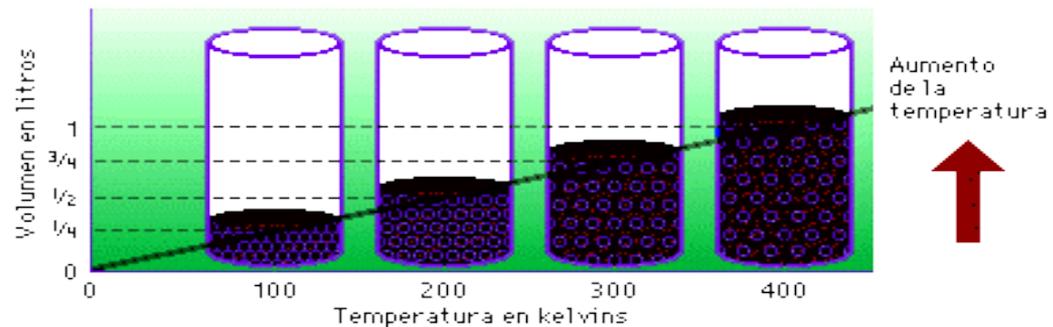
Ley de Boyle-Mariotte

Si un gas se mantiene a **temperatura constante**, su volumen es inversamente proporcional a la presión. Si se comprime un gas hasta la mitad de su volumen inicial, se duplica la presión.



Ley de Charles y Gay-Lussac

Si un gas se mantiene a **presión constante**, su volumen es directamente proporcional a la temperatura absoluta. Si se calienta un gas hasta una temperatura dos veces mayor que la inicial (en kelvins), el volumen se duplica.



- 
- Ley de Charles. T vs V
 - A presión constante, el volumen de una masa dada de gas varía directamente con la temperatura absoluta.
 - Su ecuación es $V = k T$



Ley de Charles, $V \propto T$ a P cte.

- Una muestra de neón tiene un volumen de 5.4 L y una temperatura de 15°C. Encuentre el nuevo volumen del gas después de que la temperatura aumenta a 42° C?
- Solución: $V_2 = 5.4 \text{ L} \times 315\text{k}/288\text{k} = 5.91 \text{ L}$.

- 
- Ley de Gay – Lussac. $P \text{ vs } T$.
 - A volumen constante, la presión de un gas varía proporcional con la temperatura absoluta.
 - Su ecuación es $P = k T$
 - La ley combinada de los gases es la de Boyle y Charles. $PV/T = k$



Ley de Gay-Lussac, $P_1/T_1 = P_2/T_2$

- Supón que un aerosol de cabello a 4 atm y 25°C , se lanza al fuego, si la temperatura sube a 402°C , cuál será la presión?
- $P_2 = P_1 T_2 / T_1 = 4 \text{ atm} \cdot 675\text{k} / 298\text{k} = 9.1 \text{ atm}$



La ley de los gases combinada

- Una burbuja de 2.5 mL se libera de un tanque a 4 atm y 11°C. Cuál es el volumen en mL de la burbuja a 1 atm y 18°C?
- $V_2 = 2.5 \text{ mL} \cdot 4 \text{ atm} / 1 \text{ atm} \cdot 291 \text{ K} / 284 \text{ K} = 102 \text{ mL}$
- $V_2 = V_1 \cdot P_2 / P_1 \cdot T_2 / T_1$

- 
- Ley Ideal de los gases
 - $PV = nRT$
 - $R = PV / nT = 1 \text{ atm (22.4L)}/ 1\text{mol (273k)}$
 $= 0.0821 \text{ L-atm / mol-k.}$
 - Si $n = g/PM$ se encuentra la densidad de los gases quedando: $d = PM(\text{Presión})/RT$
 - En qué consiste el comportamiento de la presión en la sangre según la página 367, P

Simulación



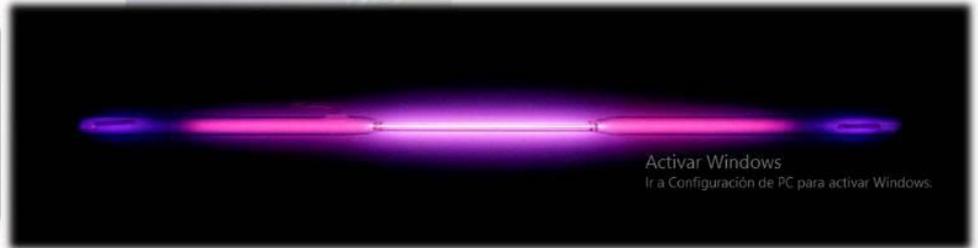
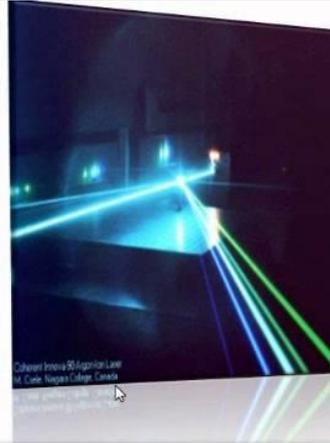
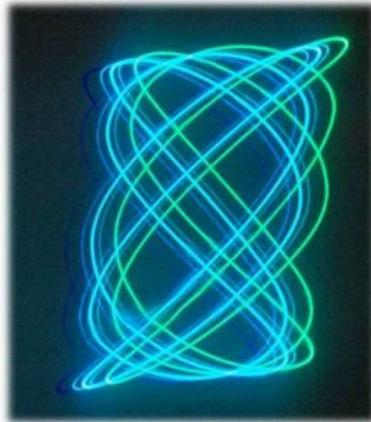
$P_{\text{av0}} = R a T_0 n$

$P_{\text{av}\phi} = R a T_0 n$

$P_v = R T n$

$P_v = n R T$

■ <https://>
Ic2rIs



Valores de la Constante de los Gases

$$R = 62,36367 \text{ L} \cdot \text{mmHg} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 0,08205746 \text{ L} \cdot \text{atm} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 62,36367 \text{ L} \cdot \text{Torr} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$R = 83,14472 \text{ L} \cdot \text{mbar} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$1 \text{ J} = 1 \text{ N} \cdot \text{m} = \left(\text{kg} \cdot \frac{\text{m}}{\text{s}^2} \right) \cdot \text{m} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

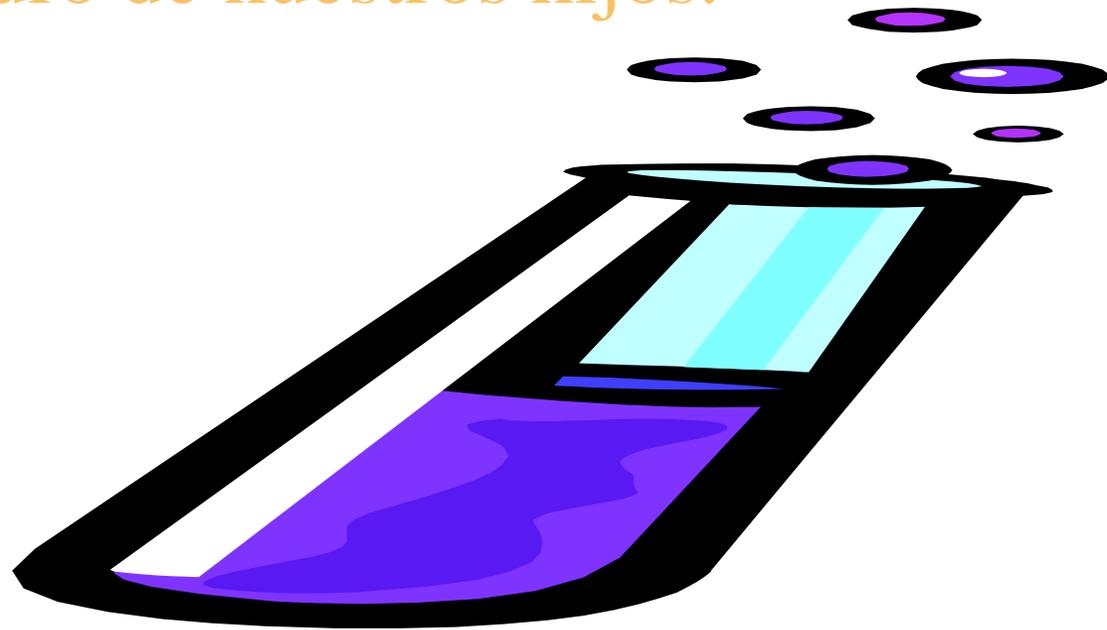


Ley de los gases ideales, $PV = nRT$

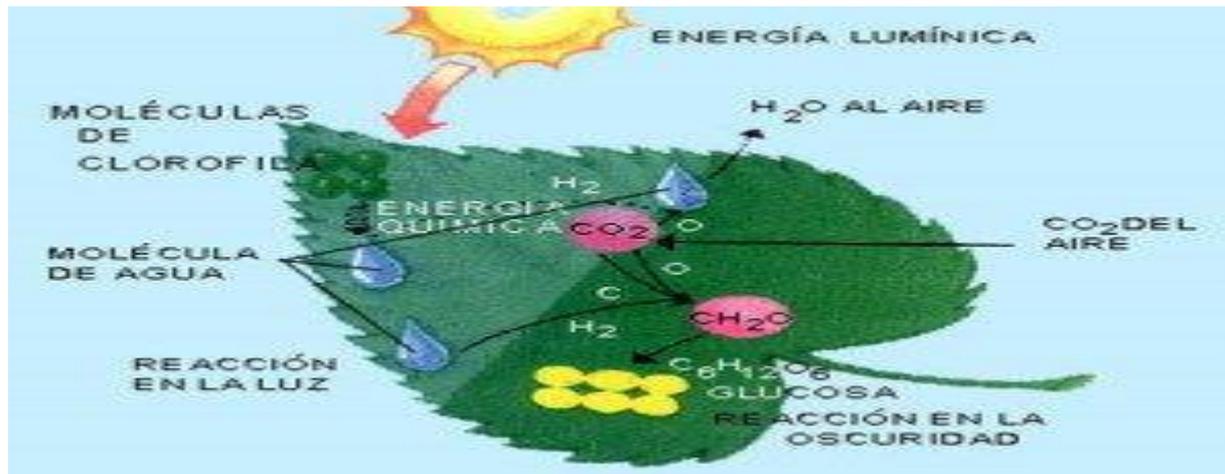
- El óxido de dinitrógeno, N_2O , que se usa en odontología, es un anestésico también llamado gas de la risa. Cuál es la presión en atm de 0,35 moles de N_2O a $22^\circ C$ en un cilindro de 5 L?
- $P = 0,35 \text{ mol} \cdot 0,0821 \text{ k atm} \cdot 295 \text{ k} / 5 \text{ L mol k} = 1,7 \text{ atm}.$

El oxígeno es vital

- Cuidemos nuestro ambiente y garantizamos el futuro de nuestros hijos.



La Fotosíntesis





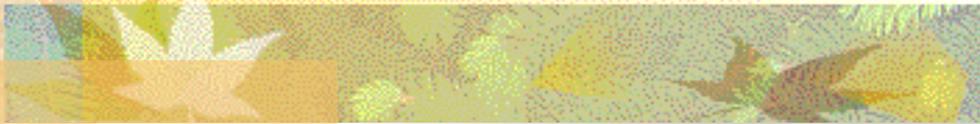
ESTADO GASEOSO

■ ACTIVIDADES

- Aplica los postulados de la TCM para explicar las propiedades de un gas.
- Describe una muestra gaseosa en unidades de P , V , T y cantidad de sustancia para resolver problemas de conversiones.

- 
- Los gases que rodean al planeta Tierra lo hacen único en nuestro sistema solar. El delgado manto de gases que rodea a nuestro planeta se llama **atmósfera**. El aire está formado por una mezcla de gases por lo que es materia en estado gaseoso. Todos los gases, entre ellos el aire, tienen masa y ocupan espacio. Se puede estirar la mano y tocar los sólidos y los líquidos, pero no es posible sentir el aire a menos que sople el viento. Además, como el aire y la mayor parte de los gases son incoloros, no son visibles.

- 
- Se dice que el aire es una mezcla de gases, pero ¿qué son los gases?. Es posible resumir cinco propiedades físicas importantes de los gases como sigue:
 - Los gases no tienen forma ni volumen definidos, se expanden hasta llenar todo el volumen del recipiente y se ajustan a la forma del mismo.
 - Los gases son **compresibles**; al aumentar la presión, se puede hacer que un gas ocupe un volumen mucho menor.
 - Los gases presentan densidades bajas en comparación con los sólidos y los líquidos. Conforme la presión aumenta lo hace la densidad.



- 
- Los gases encerrados en un recipiente ejercen una presión uniforme sobre todas las paredes del recipiente.
 - Los gases se mezclan de manera espontánea y completa unos con otros a presión constante, siempre que no haya una reacción química. A esto se le llama **difusión**.

- 
- La mejor manera de entender los gases es en términos de la teoría **cinética molecular** (TCM). Esta teoría ofrece un modelo para explicar las propiedades y el comportamiento de la materia, puesto que los fundamentos de esta teoría se aplican también a los líquidos y a los sólidos.



- **Teoría cinética de los gases**

- Las partículas del gas se mueven de manera continua, rápida y al azar en líneas rectas en todas direcciones.

- *☞ El movimiento al azar de las partículas permite explicar la observación de que los gases se expanden hasta llenar un recipiente cerrado.*

- 
- Las partículas del gas son extremadamente pequeñas y las distancias entre ellas son grandes.
 - ☞ *Los grandes espacios entre las partículas permiten que un gas se comprima fácilmente y se mezclen de manera espontánea.*
 - Para los gases, se pueden despreciar las fuerzas gravitatorias y las fuerzas de atracción entre partículas del gas.
 - ☞ *Los gases no caen al fondo del recipiente, sino que se halla distribuido en todo el volumen del recipiente.*

- 
- Cuando las partículas del gas chocan entre sí o con las paredes del recipiente, no se pierde energía; todas las colisiones son perfectamente elásticas.
 - *☞ El término perfectamente elásticas significa que las partículas continúan chocando sin pérdida de energía; es decir, no hay tendencia a disminuir su velocidad o a detenerse.*

- 
- La energía cinética promedio es la misma para todos los gases a la misma temperatura; varía de manera proporcional con la temperatura en kelvin.
 - *☞ La energía cinética es la energía que poseen las partículas a razón de su movimiento. Los gases livianos como el hidrógeno y el helio tienen la misma energía que los gases más pesados como el cloro y el dióxido de carbono a la misma temperatura.*

parámetro	Símbolo	definición	instrumento de medición	unidades de Medición	factor
Presión	P	Fuerza por unidad de área	-barómetro -manómetros -diales -esfignomanómetro	-mmHg -atm -torr	1 atm = 760 mmHg = 760 torr
Volumen	V	Espacio ocupado por la materia	-matraz aforado -probeta -bureta -jeringuilla	-ml ó cc -l -cm ³	1l = 1000 ml 1cc = 1ml = 1cm ³ 1l = 1 dm ³
Temperatura	T	Medida de la energía cinética promedio de las partículas.	-termómetro	-°C -°F -K	°C = K - 273 K = °C + 273 °F = 1,8 °C + 32 °C = $\frac{°F - 32}{1.8}$
Cantidad de sustancia	N	Masa en gramos igual al peso molecular.		-mol	n = $\frac{g}{PM}$



■ LEYES DE LOS GASES

■ OBJETIVOS:

- Explicar el comportamiento de los gases de acuerdo a la ley correspondiente.

■ ACTIVIDADES:

- Aplica la ley combinada para calcular los efectos de los cambios de presión y temperatura en el volumen de un gas.



CONTENIDO:

A. Las relaciones establecidas para explicar el comportamiento de los gases son:

- *Ley de Boyle:* a temperatura constante, el volumen de una muestra de gas disminuye si la presión aumenta y viceversa.
- *Ley de Charles:* a presión constante, el volumen de una muestra de gas aumenta si la temperatura se incrementa.
- *Ley de Gay-Lussac:* a volumen constante, si la temperatura aumenta la presión de cualquier muestra de gas aumenta y viceversa.

- 
- Las tres leyes pueden ser combinadas y expresadas por una ecuación matemática llamada ley combinada de los gases.
 -  **Nota: en condiciones normales (CN) o presión y temperatura normales (PTN) un gas se encuentra a 0°C y 760 torr o 273K y 1 atm.**



Problema #1

- Convierta las siguientes medidas a las unidades indicadas:
- a) 10025 torr a atm b) 35°F a K
- c) 500 g de SO₃ a mol ch) 5 litros a cm³
- d) -100 °F a °C e) 1,098 atm a mmHg



Problema #2

- a) 500 ml del gas helio se midieron a 22 °C. luego se calentaron hasta alcanzar 77 °F, mientras la presión permanecía constante. ¿cuál es el nuevo volumen en litros?
- b) ¿Cuál será la presión de un gas (en atm) a 75 °C, si a 80 °C ejerce una presión de 480 mm Hg?

- 
- Un gas fue medido a $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ y 740 torr . Si en estas condiciones ocupó un volumen de 50 ml , ¿qué volumen ocuparía a PTN?



Para practicar en casa:

Autoevaluación

1. Convierta las siguientes presiones:

1 200 mmHg a atm , 730 torr a mmHg

1,8 atm a mmHg, 780 mHg a atm

2 atm a torr

2. Expresé las siguientes temperaturas a

kelvin: 45 °C, 180 °F, -100 °C, 40 °C, -37°F



Determine los moles en:

- 500 g de H_2S
- 15 g de NH_3
- 80 g de CO_2
- 26 g de Ne
- 3,2 g de O_2



Determine la cantidad en gramos de:

- 5,0 mol de H_2O
- 0,075 mol de H_2SO_4
- 0,96 mol de NaCl
- 3.8 mol de Cl_2
- 0.5 mol de HCl

- 
1. Una muestra de gas ocupa 0,250 L bajo una presión de 0,85 atm. Si la temperatura se mantiene constante, ¿qué volumen ocupará la muestra bajo la presión de 1 atm?
R= 212,5 ml
 2. Un gas ocupa 3,00 L a 1,5 atm . Cuál es el volumen a 10,0 atm si la temperatura es la misma? R= 0,45 L
 3. En un autoclave el vapor a 100°C es generado a 1,00 atm. Después de cerrar el autoclave el vapor se calienta, a volumen constante y 1,13 atm. Cuál es la nueva temperatura del autoclave en °C? R= 149 °C



4. Un recipiente de 5,0 L se llenó con un gas a CN. A qué temperatura deberá calentarse el recipiente para que la presión interna sea de 1,5 atm?

$$R = 136,5 \text{ } ^\circ\text{C}$$

5. Un gas está bajo 1,0 atm de presión y ocupa un volumen de 0,50 L a 393 K. Cuando el gas es calentado a 500 K, el volumen aumenta a 3,0 L, cuál es la nueva presión en mmHg?

$$R = 161 \text{ mmHg}$$

6. El volumen medido de un gas es 1000 ml, a una temperatura de 60°C y 1 atm . Qué volumen ocupará el gas a 0°C y 0,5 atm?

$$R = 1,64 \text{ L}$$



Muchas Gracias por tu atención

- Cualquier inquietud podemos debatirla en este momento!
- La vida sin Oxígeno es desaparecer del planeta sin dejar rastros.
- Cuidemos nuestro campo donde vivimos es nuestra herencia ancestral y Divina.
- <https://es.slideshare.net/esmeralda0627/efectos-de-los-gases-en-la-atmosfera-presentation>