



LICEO FEMENINO MERCEDES NARIÑO IED
ÁREA CIENCIAS NATURALES Y ED. AMBIENTAL- QUÍMICA
GRADO 10°

Profesora: Veronica Pinzón



ESTADO GASEOSO

Propósito General: Reconocer la presencia, comportamiento, importancia y aplicaciones de los fenómenos gaseoso en el mundo y la vida diaria.

FASE AFECTIVA

ACTIVIDAD N° 1

1. Discute en tu grupo a partir de los conocimientos propios y escribe las conclusiones a las que llegaron.

Te has preguntado, ¿Por qué...

- ...nuestro cuerpo no se aplasta con la presión atmosférica?
- ...sentimos tanto peso cuando descendemos en el agua?
- ...el hombre logra sobrevivir en las altas montañas, si hay menos oxígeno?
- ...los jugadores de equipos de futbol de la costa se preparan con anterioridad para jugar en Bogotá?
- ...algunas personas mueren al estar escalando y otras sobreviven?

2. En casa. Realiza las siguientes actividades y de cada una toma nota y realiza un cuadro de lo que va sucediendo con sus respectivos gráficos.
 - a. Infla una bomba e introdúcela en el congelador de la nevera durante 48 horas. Revísala cada 4 o 6 horas.
 - b. Toma una botella de vidrio y llénala agua hasta la mitad o un poco más. Colócale en la boca una bomba y en una olla coloca la botella a baño de maría teniendo cuidado que no se voltee la botella, que siempre este en posición vertical. A medida que se va calentando el agua observa y toma nota de lo que sucede con los respectivos gráficos. Luego que el agua llegue a punto de ebullición retira con cuidado la botella y colócala en otra olla con hielos. Observa y toma nota de lo sucedido con los respectivos gráficos.
 - c. Observa como es el funcionamiento de una olla a presión y consulta cual es el mecanismo de funcionamiento, dibuja y explica.
 - d. Consulta que es un pistón, cómo funciona y cuáles son sus principales aplicaciones e importancia.
 - e. Qué es un barómetro y en qué consiste su funcionamiento.
3. Piensa en las siguientes situaciones consulta, discute y construye una explicación global que explique cada una. Prepare exposición de la situación indicada.
 - a. ¿Por qué si los encendedores funcionan con gas se evidencia una sustancia líquida dentro de ellos?
 - b. ¿Por qué un balón que se lleva inflado de Bogotá a Santa Martha, se desinfla?
 - c. ¿Cuál es el mecanismo de funcionamiento de un globo aerostático?
 - d. ¿La altura a la cual puede volar un helicóptero es la misma a la cual llega a volar un avión, por qué?
4. Realiza las **lecturas relacionadas con el tema** que siguen a continuación y toma nota de las nuevas conclusiones a las anteriores preguntas.

LECTURAS RELACIONADAS CON EL TEMA

¿Qué es la Atmósfera?

La atmósfera envuelve a la Tierra y nos protege de los peligrosos rayos del Sol. La atmósfera es una mezcla de gases cuya densidad va disminuyendo a medida que ascienden y, eventualmente, llegan hasta el espacio. Está compuesta de Nitrógeno (78%), Oxígeno (21%), y otros gases (1%). El oxígeno es esencial para la vida porque nos permite respirar. Cabe agregar que, en el tiempo, algo del oxígeno ha cambiado para convertirse en ozono. La capa de ozono filtra la peligrosa radiación ultravioleta del sol. Recientemente, han habido muchos estudios acerca de cómo las personas han creado un hueco en la capa de ozono. Mediante el efecto invernadero, los humanos también están afectando a la atmósfera de la Tierra. A causa del aumento de gases como, el monóxido de carbono que atrapa el calor que está siendo radiado desde la Tierra, los científicos creen que la atmósfera está teniendo problemas para balancearse, lo que está generando el efecto invernadero. La atmósfera se divide en cinco capas, dependiendo de cómo cambia la temperatura de acuerdo a la altura. La mayoría de los estados del tiempo y las nubes se encuentran en la primera capa.

¿Qué es la presión?

Es la fuerza por unidad de superficie que ejerce un líquido o un gas perpendicularmente a dicha superficie. La presión suele medirse en atmósferas (atm); en el Sistema Internacional de unidades (SI), la presión se expresa en newton por metro cuadrado; un newton por metro cuadrado es un pascal (Pa). La atmósfera se define como 101.325 Pa, y equivale a 760 mm de mercurio en un barómetro convencional. Existen varios tipos de presiones; como la atmosférica, que es la fuerza que ejerce la atmósfera sobre todos los puntos de la superficie terrestre; la hidrostática, que es la presión ejercida por la atmósfera sumada a la presión del agua; la sanguínea, que es la fuerza ejercida por la sangre circulante sobre las paredes de los vasos sanguíneos; la osmótica, la fuerza ejercida por una sustancia disuelta en virtud del movimiento de sus moléculas, etc. A continuación se quiere analizar la presión hidrostática y atmosférica, los efectos adversos que tienen en el buceo y alpinismo respectivamente.

¿Qué es la presión atmosférica?

La presión atmosférica es el peso que la atmósfera ejerce sobre todos los puntos de la superficie terrestre. Esta varía con la altura.

¿De cuánto es la presión atmosférica en nuestro cuerpo al nivel del mar?

En la superficie de la tierra al nivel de mar, la atmósfera, debido al peso de su aire, ejerce sobre todo cuerpo una presión aproximada a una atmósfera.

¿Por qué nuestro cuerpo no se aplasta?

Sencillamente porque las cavidades interiores del cuerpo que están llenas de aire, sangre y otros fluidos, se encuentran a la misma presión que la atmosférica y por lo tanto permanecen en equilibrio, tanto las presiones interiores como las exteriores y no lo notamos. Si la presión del cuerpo disminuye o aumenta, lo sentiremos de inmediato.

¿Por qué aumenta la presión en el agua?

Al descender en el agua, sentimos de inmediato la presión ejercida sobre nuestro cuerpo, aquella aumentará conforme se va descendiendo. Esta presión es debida al peso de agua.

¿Qué es el alpinismo?

Se le conoce con el nombre de Alpinismo al deporte en el que se practica la ascensión o la escalada de montañas que rebasan el límite de los 4,000 metros sobre el nivel del mar. El objetivo esencial de esta disciplina deportiva es llegar a la cumbre de una montaña

¿Cómo logramos sobrevivir en las altas montañas?

El hombre logra sobrevivir porque su organismo puede adaptarse a algunos de los factores adversos. La vida de éste sobre el planeta está condicionada por varios factores abióticos, entre los que se encuentran la

presión atmosférica y la presión parcial del oxígeno. La presión atmosférica normal, a nivel del mar, es de 760 mm. de mercurio, que es lo mismo que 1 atmósfera. En cuanto a la presión parcial del oxígeno, esta es de aproximadamente una quinta parte del total y es la que permite la oxigenación de la sangre.

¿Qué sucede cuando escalamos?

A medida que ascendemos la presión atmosférica y la presión parcial de oxígeno disminuyen,

- Motivo por el cual se produce el llamado "*mal de montaña*", caracterizado por un zumbido de oído, dificultad al respirar y dolor de cabeza. Si la altura sigue aumentando los síntomas se acentúan hasta llegar a la pérdida de conocimiento y la muerte.
- La enfermedad por *descompresión*: al disminuir la presión atmosférica, la presión parcial del nitrógeno disuelto en los líquidos y tejidos del cuerpo es mayor que la presión parcial del nitrógeno que forma parte del aire contenido en los pulmones; esto causa el desprendimiento de burbujas de nitrógeno que originan profundos dolores en las articulaciones, en especial de los hombros y las rodillas.
- *Enfisema mediastinal y subcutáneo*: el aire se sale de los pulmones, debido a la ruptura de los alvéolos, causada por la sobreexpansión, se aloja en el espacio cercano al corazón llamado mediastino. Sin embargo es posible tolerar mejor la altura si ésta se alcanza lentamente. La permanencia del hombre en lugares ubicados a gran altura origina un proceso de aclimatación (adaptación). Para concluir podemos decir que la presión atmosférica e hidrostática causan efectos adversos en el cuerpo humano cuando varía la altura. La diferencia de la presión entre la atmósfera y la interna del cuerpo humano hace que los gases intoxiquen al mismo, ya sea el oxígeno o el nitrógeno.

ACTIVIDAD N° 2:

1. Basadas en las anteriores lecturas y en tus consultas, Responde las siguientes preguntas:
 - a. ¿Por qué es importante el estudio de la presión para el ser humano?
 - b. ¿Cómo afecta la presión al ser humano?
 - c. ¿Qué diferencia encuentras entre la presión atmosférica al nivel del mar y la presión atmosférica en Bogotá?
 - d. ¿Cómo varía la presión atmosférica en relación con la altura? Explique y represente con un dibujo
2. Represente mediante dibujos la propiedad que tienen los gases de aumentar su volumen al calentarse.
3. Recuerda la teoría cinética molecular. Escriba sus postulados y represéntelos gráficamente.
4. Elabora una consulta sobre la contaminación atmosférica y presenta un trabajo escrito a mano con las normas ICONTEC o APA sobre el tema, en donde se incluya, en qué consiste, causas, consecuencias, figuras e imágenes que la ilustren y gráficas al respecto de la situación actual.

FASE COGNITIVA

ACTIVIDAD N° 3

1. Realiza un glosario con los siguientes conceptos expresados con tus palabras:
 - a. Gas
 - b. Volumen
 - c. Presión
 - d. Temperatura
 - e. Cantidad de sustancia
 - f. Gas real
 - g. Gas ideal
 - h. Ley
 - i. Constante de los gases
 - j. Atmósfera
 - k. Temperatura de ebullición
 - l. Diagrama de fases
 - m. Punto triple
 - n. Punto crítico

2. Elabora un mapa conceptual acerca de los ESTADOS DE LA MATERIA ampliando el estado gaseoso y sus características.
3. Realice el diagrama de fases del agua y del dióxido de carbono y plantee una conclusión frente a la presión y la temperatura en relación con los cambios de estado.

VAMOS CONCRETANDO INFORMACIÓN

La atmósfera, como lo puedes observar es una capa netamente gaseosa, que afecta directamente al desarrollo de la vida en la Tierra. A continuación vamos a estudiar algunas características generales de los gases y cómo se relacionan con el funcionamiento de los seres vivos, especialmente el ser humano

PROPIEDADES DE LOS GASES

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**).

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.



Recipientes de gas

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.

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.

La presión se mide principalmente en atmósferas o mm de Hg.

Recuerde que 1 atmósfera es igual a 760 mm de Hg.

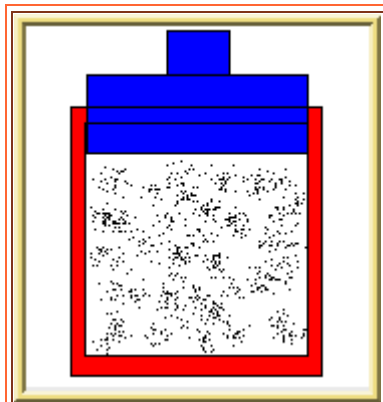
2. TEMPERATURA

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 kelvin. Recuerde que para pasar de grados centígrados a kelvin, se suman 273, entonces, $^{\circ}\text{K} = ^{\circ}\text{C} + 273$

3. CANTIDAD DE SUSTANCIA

De acuerdo con el sistema de unidades SI, la cantidad de sustancia se expresa mediante el número de moles (n) de sustancia, esta puede calcularse dividiendo el peso del gas por su peso molecular. Entonces, número de moles (n) es igual a peso dado (W) de un compuesto dividido sobre el peso molecular (M) del mismo. Entonces concluimos que: $n = W/M$



Volumen de un gas

4. VOLUMEN

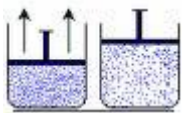
Es el espacio ocupado por un cuerpo, en los gases, generalmente se trabaja en LITROS (L)

5. DENSIDAD

Es la relación que se establece entre el peso molecular en gramos de un gas y su volumen molar en litros, su fórmula matemática es: Densidad = masa/volumen, es decir: $D = m/v$

TEORÍA CINÉTICA MOLECULAR

Esta teoría fue desarrollada por Ludwig Boltzmann y Maxwell. Nos indica las propiedades de un gas **ideal** a nivel molecular.



- Todo gas ideal está formado por pequeñas partículas puntuales (átomos o moléculas).
- Las moléculas gaseosas se mueven a altas velocidades, en forma recta y desordenada.
- Un gas ideal ejerce una presión continua sobre las paredes del recipiente que lo contiene, debido a los choques de las partículas con las paredes de éste.
- Los choques moleculares son perfectamente elásticos. No hay pérdida de energía cinética.
- No se tienen en cuenta las interacciones de atracción y repulsión molecular.
- La energía cinética media de la translación de una molécula es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas.

Gas Real

Los gases reales son los que en condiciones ordinarias de temperatura y presión se comportan como gases ideales; pero si la **temperatura** es muy baja o la presión muy alta, las propiedades de los gases reales se desvían en forma considerable de las de gases ideales.

Concepto de Gas Ideal y diferencia entre Gas Ideal y Real.

Los Gases que se ajusten a estas suposiciones se llaman gases ideales y aquellas que no, se les llama gases reales, o sea, hidrógeno, oxígeno, nitrógeno y otros.

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 y obedecen las leyes de Newton del movimiento.** Las moléculas se mueven en todas direcciones y a velocidades diferentes. Al calcular las propiedades del movimiento suponemos que la mecánica newtoniana se puede aplicar en el nivel microscópico. Como para todas nuestras suposiciones, esta mantendrá o desechara, dependiendo de sí los hechos experimentales indican o no que nuestras predicciones son correctas.
3. - **El numero 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 una gas se puede cambiar en un margen muy amplio, con poca dificultad y que, cuando un gas se condensa, el volumen ocupado por el líquida pueden ser miles de veces menor que la del gas se condensa. De aquí que nuestra suposición sea posible.

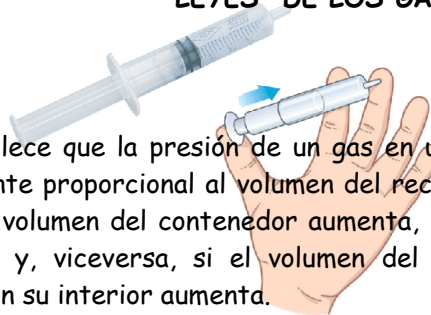
5. - No actúan fuerzas apreciables sobre las moléculas, excepto durante los choques. En el grado de que esto sea cierto, una molécula se moverá con velocidad uniformemente los choques. Como hemos supuesto que las moléculas sean tan pequeñas, la distancia media entre ellas es grande en comparación con el tamaño de una de las moléculas. De aquí que supongamos 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 el choque 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.

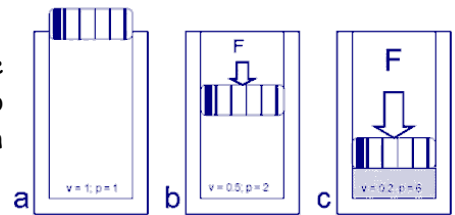
Tomado de www.profesorenlinea.com/física clásica

LEYES DE LOS GASES IDEALES

Ley de Boyle



La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente. Esto quiere decir que si el volumen del contenedor aumenta, la presión en su interior disminuye y, viceversa, si el volumen del contenedor disminuye, la presión en su interior aumenta.



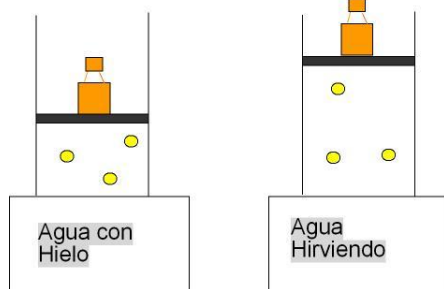
$$p_1 \times V_1 = p_2 \times V_2 = p_3 \times V_3$$

La ley de Boyle permite explicar la **ventilación pulmonar**, proceso por el que se intercambian gases entre la atmósfera y los alvéolos pulmonares. El aire entra en los pulmones porque la presión interna de estos es inferior a la atmosférica y por lo tanto existe un gradiente de presión. Inversamente, el aire es expulsado de los pulmones cuando estos ejercen sobre el aire contenido una presión superior a la atmosférica

Ley de Boyle-Mariotte; También llamado proceso isotérmico. Afirma que, a temperatura y cantidad de materia constante, el volumen de un gas es inversamente proporcional a su presión:(n, T ctes.)

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

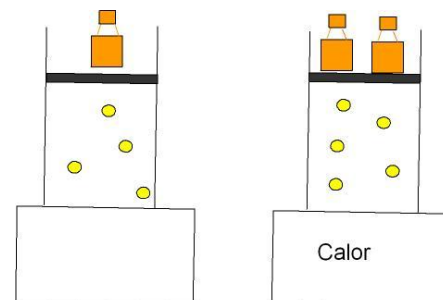
Ley de Charles



La ley de Charles establece que el volumen de un gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta, asumiendo que la presión de mantiene constante. Esto quiere decir que en un recipiente flexible que se mantiene a presión constante, el aumento de temperatura conlleva un aumento del volumen.

Ley de Gay Lussac

En 1802, Joseph Gay Lussac publicó los resultados de sus experimentos que, ahora conocemos como **Ley de Gay Lussac**. Esta ley establece, que, a volumen constante, la presión de una masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura **kelvin**.



Leyes de Charles y Gay-Lussac

En 1802, Louis Gay Lussac publica los resultados de sus experimentos, basados en los que Jacques Charles hizo en el 1787. Se considera así al proceso isobárico para la Ley de Charles, y al isocoro (o isostérico) para la ley de Gay Lussac.

Proceso isobarárico (de Charles)

(n, P constantes.)

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

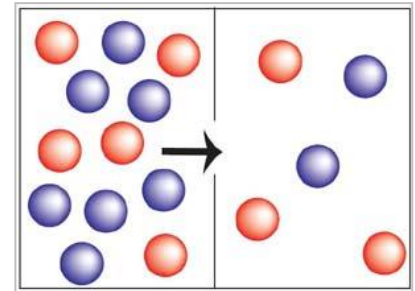
Proceso isocoro (de Gay-Lussac)

(n, V constantes.)

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

Ley de Dalton

La ley de Dalton establece que en una mezcla de gases cada gas ejerce su presión como si los restantes gases no estuvieran presentes. La presión específica de un determinado gas en una mezcla se llama **presión parcial**, p.



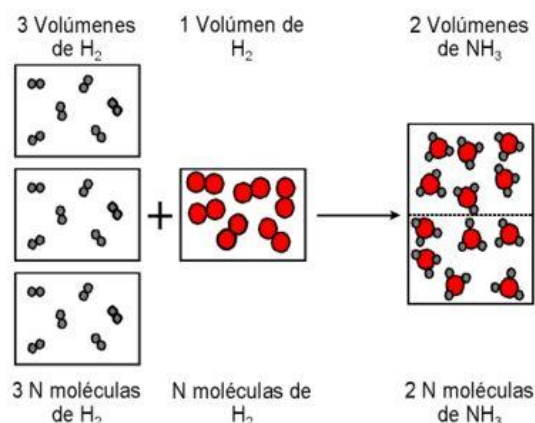
$$P_{total} = P_1 + P_2 + \dots + P_n$$

La presión total de la mezcla se calcula simplemente sumando las presiones parciales de todos los gases que la componen. Por ejemplo, la presión atmosférica es:

Presión atmosférica (760 mm de Hg) = p O₂ (160 mm Hg) + p N₂ (593 mm Hg) + p CO₂ (0.3 mm Hg) + p H₂O (alrededor de 8 mm de Hg)

Hipótesis de Avogadro

La teoría de Dalton no explicaba por completo la ley de las proporciones múltiples y no distinguía entre átomos y moléculas. Así, no podía distinguir entre las posibles fórmulas del agua HO y H₂O₂, ni podía explicar por qué la densidad del vapor de agua, suponiendo que su fórmula fuera HO, era menor que la del oxígeno, suponiendo que su fórmula fuera O. El físico italiano Amadeo Avogadro encontró la solución a esos problemas en 1811. Sugirió que a una temperatura y presión dadas, el número de partículas en volúmenes iguales de gases era el mismo, e introdujo también la distinción entre átomos y moléculas. Cuando el oxígeno se combinaba con hidrógeno, un átomo doble de oxígeno (molécula en nuestros términos) se dividía, y luego cada átomo de oxígeno se combinaba con dos átomos de hidrógeno, dando la fórmula molecular de H₂O para el agua y O₂ y H₂ para las moléculas de oxígeno e hidrógeno, respectivamente.



Las ideas de Avogadro fueron ignoradas durante casi 50 años, tiempo en el que prevaleció una gran confusión en los cálculos de los químicos. En 1860 el químico italiano Stanislao Cannizzaro volvió a introducir la hipótesis de Avogadro. Por esta época, a los químicos les parecía más conveniente elegir la masa atómica del oxígeno, 16, como valor de referencia con el que relacionar las masas atómicas de los demás elementos, en lugar del valor 1 del hidrógeno, como había hecho John Dalton. La masa molecular del oxígeno, 32, se usaba internacionalmente y se llamaba masa molecular del oxígeno expresada en gramos, o simplemente 1 mol de

oxígeno. Los cálculos químicos se normalizaron y empezaron a escribirse fórmulas fijas. Por la cual, las partículas contenidas en cada mol de cualquier elemento es igual a un número específico: $6,022 \times 10^{23}$
De Wikipedia, la enciclopedia libre

Ley de Avogadro

La Ley de Avogadro fue expuesta por Amedeo Avogadro en 1811 y complementaba a las de Boyle, Charles y Gay-Lussac. Asegura que en un proceso a presión y temperatura constante (isobaro e isoterma), el volumen de cualquier gas es proporcional al número de moles presente, de tal modo que: (T, P ctes.)

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Esta ecuación es válida incluso para gases ideales distintos. Una forma alternativa de enunciar esta ley es: *El volumen que ocupa un mol de cualquier gas ideal a una temperatura y presión dadas siempre es el mismo.*

Un mol de cualquier gas ideal a una temperatura de 0 °C (273,15 K) y una presión de 101325 Pa ocupa un volumen de 22,4140 litros.

La **ley de los gases ideales** es la ecuación de estado del gas ideal, un gas hipotético formado por partículas puntuales, sin atracción ni repulsión entre ellas y cuyos choques son perfectamente elásticos (conservación de momento y energía cinética). Los gases reales que más se aproximan al comportamiento del gas ideal son los gases monoatómicos en condiciones de baja presión y alta temperatura.

Empíricamente, se observan una serie de relaciones entre la temperatura, la presión y el volumen que dan lugar a la ley de los gases ideales, deducida por primera vez por Émile Clapeyron en 1834.

La ecuación de estado

La ecuación que describe normalmente la relación entre la presión, el volumen, la temperatura y la cantidad (en moles) de un gas ideal es:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Donde:

- P = Presión.
- V = Volumen.
- n = Moles de gas.
- R = Constante universal de los gases ideales .
- T = Temperatura en Kelvin.

Haciendo una corrección a la ecuación de estado de un gas ideal, es decir, tomando en cuenta las fuerzas intermoleculares y volúmenes intermoleculares finitos, se obtiene la ecuación para gases reales, también llamada ecuación de Van der Waals:

$$\left(P + \frac{a \cdot n^2}{V^2} \right) \cdot (V - nb) = n \cdot R \cdot T$$

Donde:

- P = Presión del gas ideal
- V = Volumen del gas ideal
- n = Moles de gas.
- R = Constante universal de los gases ideales
- T = Temperatura.
- a y b son constantes determinadas por la naturaleza del gas con el fin de que haya la mayor congruencia posible entre la ecuación de los gases reales y el comportamiento observado experimentalmente.

Ecuación general de los gases ideales

Para una misma masa gaseosa (por tanto, el número de moles (n) es constante; $n = \text{cte}$), podemos afirmar que existe una constante directamente proporcional a la presión y volumen del gas, e inversamente proporcional a su temperatura.

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

ACTIVIDAD N° 4

1. Elabora un cuadro donde se comparen las leyes de los gases ideales
2. Representa gráficamente cada una de las leyes de los gases
3. Escribe y dibuja diversas aplicaciones de las leyes de los gases vistas

FASE EXPRESIVA

Aplica las leyes de los gases en la resolución de problemas

- Para desarrollar de manera exitosa un problema en relación con las leyes de los gases, ten en cuenta:
1. Leer mínimo dos veces el enunciado
 2. Determinar qué datos ofrece el problema
 3. Relacionar el problema con la ley de los gases que corresponda
 4. Aplicar la ecuación de la ley que se escogió
 5. Desarrollar las operaciones matemáticas que sean necesarias

PONGAMOS EN PRÁCTICA LO APRENDIDO:

➤ **Problemas**

1. En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20°C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?
2. ¿Cuál será el volumen final ocupado por 50 litros de oxígeno cuya presión inicial es de 560 mm de Hg y es comprimido hasta que la presión es de 2 atm?
3. Un gas está en un recipiente de 2 litros a 20°C y 560 mm de Hg, ¿A qué temperatura en grados centígrados llegará el gas si aumenta la presión interna hasta 760 mm de Hg?
4. Una llanta sellomatic que tiene una capacidad de 16 litros, soporta una presión de 1,93 atmósferas cuando la temperatura ambiente es de 20 ° C. ¿Qué presión llegará a soportar dicha llanta si, en el transcurso de un viaje, alcanza una temperatura de 80° C?
5. Un cierto gas se encuentra ocupando un volumen de 30,5 litros a 2 atmósferas y 300 K. Si se disminuye el volumen a 25 litros al tiempo que se calienta a 400 grados K ¿Cuál será entonces la presión del gas?
6. Si tenemos un muestra de gas ideal a 0°C, ¿a qué temperatura será preciso calentarlo para que la presión final sea el doble de la inicial?
7. Una muestra de Helio ocupa 1320 litros a 0°C y una atmósfera de presión. Si mantenemos la presión constante y calentamos el gas a 50°C, ¿cuál será el incremento del volumen que tendrá lugar?
8. ¿Qué sucede con el volumen de un gas cuando se duplica la presión ejercida sobre él, manteniendo constante la temperatura? Justifica matemáticamente la respuesta y represéntala gráficamente.

➤ Para las siguientes expresiones, determina cuales son falsas y sustenta la respuesta.

1. Si duplicamos la temperatura de un gas, a presión constante, su volumen también se duplica.
2. Gay-Lussac fue quien mantuvo la presión constante en sus experiencias sobre gases.
3. La temperatura de un gas es inversamente proporcional a su presión cuando el volumen permanece constante.
4. Boyle fue quien estudió las presiones parciales en los gases.
5. La temperatura de un gas es directamente proporcional a la energía cinética de sus moléculas