**Unidad 4**:

**Estado Gaseoso**

**Introducción Teórica**

En esta unidad vamos a ampliar y explicar algunas de las características del estado gaseoso que ya han sido tratadas en la Unidad 1, como por ejemplo la de adoptar forma y volumen del recipiente que contiene a un gas, la elevada comprensibilidad de los gases y la difusión de los corpúsculos en el estado gaseoso. Estas características pueden explicarse teniendo en cuenta que en el gas las moléculas (en el estado gaseoso los corpúsculos son, generalmente, moléculas) están separadas entre sí por distancias grandes en comparación con el propio tamaño de las moléculas, el movimiento de las éstas es aleatorio, y las fuerzas de atracción entre ellas es tan pequeña que cada una se mueve en forma libre e independiente una de otra.

El comportamiento de los gases se estudia considerando las variaciones que sufren los parámetros de presión, temperatura y volumen; si bien estos parámetros pueden modificarse simultáneamente, es usual estudiar dos parámetros dejando constante el tercero.

Recodemos algunos conceptos:

**Gas**: Sustancia que se encuentra en estado gaseoso, a temperatura ambiente y presión normal.

**Vapor**: Sustancia que se encuentra en estado líquido o sólido a temperatura y presión normal y se transforma en estado gaseoso por modificación de dichas variables de estado.

**Volumen**: Es una magnitud que indica el espacio que ocupa una sustancia. El volumen de un gas es igual al volumen del recipiente que lo contiene. Se mide en unidades de volumen, tales como decímetro cúbico (dm3), centímetro cúbico (cm3), litro (L), mililitro (mL); siendo las dos primeras del sistema internacional (SI).

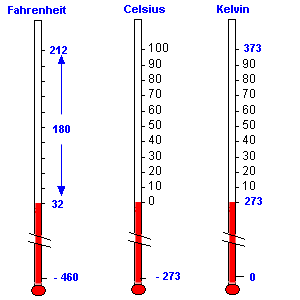
Equivalencias: 1dm3 =1000 cm3 1dm3 = 1L 1cm3 = 1mL

**Presión:** Es una magnitud que indica la fuerza que ejerce el gas en una unidad de área. Es una medida de las colisiones que ejercen de las moléculas de gas sobre la superficie interna del recipiente. La presión puede medirse en diferentes unidades de medida, dependiendo del sistema de unidades que se considere. Las unidades de presión que utilizaremos son: pascal (Pa) y hectopascal (hPa), ambas del SI, y atmósfera (atm) y torricelli (Torr) que antiguamente era llamada “milímetro de mercurio” (mmHg).

Equivalencias 101325 Pa = 1013,25 hPa = 1atm = 760 Torr = 760 mmHg

**Temperatura**: Es una magnitud que está relacionada con la energía cinética de las moléculas, que es la energía asociada a los movimientos de las partículas del sistema (recordar el 3er. postulado de la Teoría Cinético Copuscular) . A medida de aumente la energía cinética de un sistema, su temperatura será mayor. Las temperaturas se miden con termómetros y existen diferentes escalas termométricas.

A continuación se presentan las temperaturas en escala de grados Celsius, grados Fahrenheit y en grados Kelvin con la respectiva conversión de unidades.

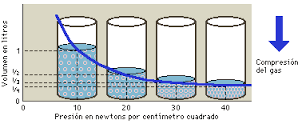


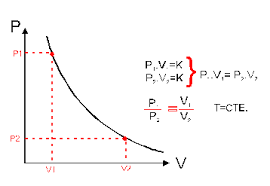
El comportamiento de los gases fue estudiado por los científicos desde el siglo XVII, y sus conclusiones se conocen como las **Leyes de los Gases.**

**LEY DE BOYLE:**

Los gases tienen una propiedad característica que es su gran comprensibilidad. En el año 1662, Robert Boyle estudia este comportamiento de los gases cuando la temperatura se mantiene constante, es decir siendo un proceso isotérmico. En esas condiciones el científico concluye que ***el volumen de una cantidad determinada de gas disminuye al aumentar la presión****.* Si se representan la variación de volumen en función de la presión, se obtiene una hipérbola equilátera denominada isoterma, ya que dichas variaciones ocurren cuando la temperatura se mantiene constante. La representación gráfica indica que para una cantidad determinada de gas a temperatura constante, el volumen del gas es inversamente proporcional a la presión. Es decir, si la presión se eleva, el volumen de gas se reduce.

Este comportamiento de los gases puede expresarse matemáticamente por la siguiente proporción:





El comportamiento de los gases a temperatura constante también fue estudiado por el físico francés Edme Mariotte, razón por la cual se la conoce como ley de Boyle- Marriotte

Ejemplifiquemos con una situación problemática

Cuando se presiona el pistón de un inflador de bicicletas, el volumen interior del inflador disminuye de 100 cm3 a 20 cm 3 antes que el aire fluya dentro del neumático. Suponiendo que la variación es isotérmica, calcular la presión final del aire en el inflador si la presión inicial era de 1, 5 atm. Consideramos el estado inicial como estado 1 y el estado final como estado 2.

Considerando la ley de Boyle podemos escribir la ecuación mencionada anteriormente como:

P1 V1 = P2 V2 se deduce que

Reemplazando los valores resulta que P2 = = 7.5 atm

**LEY DE CHARLES – GAY-LUSSAC**

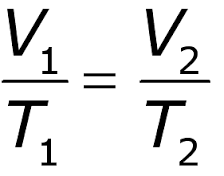
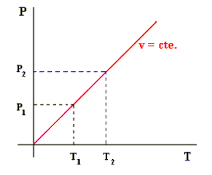
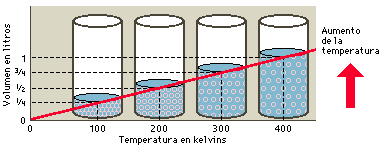
¿Qué sucede con el comportamiento del gas si se modifica la temperatura?

Los científicos franceses Jacques Charles y Joseph Gay- Lussac estudiaron el efecto de la temperatura sobre el volumen de gas (manteniendo la presión constante) y sobre la presión ejercida por el gas (manteniendo el volumen constante).

**A Presión Constante (proceso isobárico)**:

El volumen de una muestra de gas se expande cuando se calienta el gas y se contrae al enfriarse. La representación en ejes de coordenadas de dichas variaciones es una función lineal denominada isobara ya que ocurre cuando la presión del gas es constante.

La variación en el comportamiento del gas puede expresarse según la proporción matemática indicada:



La ley de Charles - Gay Lussac indica que el volumen de una cantidad fija de gas mantenido a presión constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas

Recordar que debes utilizar la temperatura en Escala Kelvin para realizar los problemas de gases, puesto que es la única escala de temperatura de carácter **no arbitrario.**

Ejemplificando:

Un globo lleno de aire tiene un volumen de 500 cm3 cuando la temperatura es de 15 °C. Si la temperatura inicial se triplica, ¿cuál será el nuevo volumen que alcanzará el globo?

Es conveniente organizar los valores de volumen y temperatura que te indica el problema. Recordar expresar las temperaturas en escala absoluta

T1= 15 °C + 273= 288 K

T2= (3. 15 °C )+ 273= 45 °C + 273 =318K

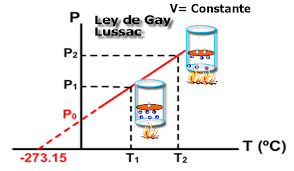
V1=500 cm3

Teniendo en cuenta le ecuación de Charles es posible calcular el valor de la nueva presión sabiendo que:

. T2 = V2 V2 = 552 cm3

**A Volumen Constante (proceso isocórico)**:

La presión de una muestra de gas aumenta cuando se calienta el gas y disminuye al enfriarse. La representación en ejes de coordenadas de dichas variaciones es una función lineal denominada isocora ya que ocurre cuando el volumen del gas es constante. La variación en el comportamiento del gas puede expresarse según la proporción matemática indicada.



La ley de Charles - Gay Lussac indica que la presión de una cantidad fija de gas mantenido a volumen constante es directamente proporcional a la temperatura absoluta del gas

Ejemplificando:

Un tanque de oxígeno almacenado fuera de un edificio tiene una presión de 2,5 atm a las 6 de la mañana cuando la temperatura es de 10 °C. ¿Cuál será la presión del tanque a las 6 de la tarde cuando la temperatura sea de 30 °C?

Como en el problema anterior es conveniente organizar los valores de presión y temperatura que te indica el problema. Recordar expresar las temperaturas en escala absoluta.

T1= 10 °C + 273= 283 K

T2= 30 °C + 273 = 303K

P1=2,5 atm

Teniendo en cuenta le ecuación de Charles – Gay Lussac es posible calcular el valor de la nueva presión sabiendo que:

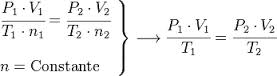
. T2 P2 = 2.7 atm

**ECUACION GENERAL DE ESTADO**

Las leyes de Boyle - Mariotte y Charles - Gay Lussac dan cuenta del comportamiento de una sustancia en estado gaseoso cuando una de las variables se mantiene constante, porque de esta manera se facilita el estudio de la propiedades de los gases y la influencia de una variable. En la vida cotidiana generalmente se modifican simultáneamente dos de la variables produciendo la modificación de la tercera variable en cuestión.

Si la cantidad de gas (el número de corpúsculos9 se mantiene constante es posible relacionar la presión, el volumen y la temperatura del estado inicial de un gas ideal con las mismas variables en el estado final.

Te invito a realizar junto con tu profesor la deducción de la Ecuación de Estado a partir de las leyes trabajadas.



Ejemplificando:

Un globo que contiene 0.55 L de helio se encuentra a temperatura de 25 °C cuando la presión atmosférica es normal (1023 hPa o 1 atm). ¿Cuál será la presión ejercida por el gas si el globo se eleva en la atmósfera y la temperatura inicial desciende a la mitad mientras el volumen del gas disminuye a 0.40 litros?

Ordenando los datos

T1= 25 °C + 273= 298K

T2= 12, 5 °C + 273 =285.5K

P1=1 atm

V1= 0.55 l

V2= 0.40 l

P2= P2= 1.5 atm

**EJERCITACIÓN**

1. ¿Cuáles son las características del estado gaseoso? ¿Cuáles son los elementos químicos que se encuentran en estado gaseoso en condiciones atmosféricas normales?
2. Indicar las fórmulas químicas y algunas propiedades de las siguientes sustancias gaseosas: fluoruro de hidrogeno, cloruro de hidrógeno, monóxido de carbono, dióxido de carbono, metano, amoniaco, óxido nítrico, dióxido de nitrógeno, óxido nitroso, dióxido de azufre, sulfuro de hidrogeno, cianuro de hidrógeno; ozono.
3. Indicar cuales de las sustancias del punto anterior tiene efecto tóxico para el organismo, describiendo tales efectos y las fuentes de producción de los mismos Investigar qué características tiene el gas ideal
4. Explicar los fenómenos de difusión y efusión de los gases. Ejemplificar
5. Investigar qué características tiene el gas ideal.
6. La presión externa del aire de un avión que vuela a gran altura es inferior a la presión atmosférica estándar, razón por la cual la cabina debe presurizarse para proteger a los pasajeros. Si la presión que indica el barómetro es de 688 mm de mercurio, indicar el valor de la misma en atmosferas, en torr, pascales y en milibares de presión
7. En un recipiente hay 50 dm3 de gas a 5 atm de presión ¿Cuál será su volumen si la presión se incrementa a 7 atm y la temperatura no varía? Justificar el resultado con la ley correspondiente
8. Un recipiente contiene gas helio a –10 °C y 2 atm de presión ¿Cuál será la presión que soporta si se eleva la temperatura a 38° y el volumen no se modifica? Justificar el resultado con la ley
9. El argón es un gas inerte que se emplea en los focos para retrasar la vaporización del filamento de tungsteno. Un foco que contiene argón a 1,20 atm, y se encuentra a 18 °C aumenta su presión a 1,48 atm. Suponiendo el volumen de gas constante cual será la temperatura absoluta y en grados Celsius que alcanzará el gas? Justificar con la ley correspondiente
10. Has podido calcular la variación de presión, temperatura y volumen que experimenta un gas supuesto ideal. Pero aun no podes explicar que sucede a nivel molecular ni la causa de los cambios que experimentan los gases. La Teoría Cinética Molecular de los Gases postulada los científicos Maxwell y Boltzmann en el siglo XlX permiten explicar el comportamiento de los gases.

Investigar los postulados de dicha teoría

1. Trabajar con la/el docente del curso la aplicación de la Teoría Cinético Molecular a las leyes de los gases estudiadas.
2. Intenta explicar los resultados de los problemas 6, 7 y 8 con le explicación de los postulados de la Teoría Cinético Molecular
3. El gas dióxido de carbono ocupa un volumen de 10, 5 litros a 20°C ¿Cuál será su volumen que ocupara el gas si la temperatura se incrementa en 25 % de la temperatura inicial y la presión se mantiene constante? ¿Cómo podes explicar el resultado?
4. Un gas ejerce una presión de 10,5 atm de presión a una temperatura de 35 °C. Si la temperatura inicial se triplica y se mantiene constante el volumen, ¿Cuál será la presión que ejercerá el gas?
5. Un recipiente elástico de 3,8dm3 que contiene gas ozono se encuentra a 10 °C y 550 Torr de presión. Si se duplica la temperatura celsius y la presión se reduce a la tercera parte, ¿qué volumen adquiere el gas?
6. A 0°C y 2 atm de presión un gas ocupa un volumen de 40 litros ¿Cuál será la presión que ejercerá el gas si se lo lleva a un volumen el triple del anterior y se lo calienta simultáneamente a 35°C
7. Una pequeña burbuja de gas se eleva desde el fondo del lago donde la temperatura y la presión son de 8 °C y 6,4 atm hasta la superficie del agua a 25 °C y presión de 1.0 atm. Calcular cuál es el volumen final de la burbuja en mL si el volumen inicial era de 2,1 mL.
8. Cierta cantidad de gas está contenida en un recipiente de vidrio a a 25 °C y 0.8 atm de presión. Suponiendo que el recipiente soporta una presión máxima de 2 atm ¿Cuál es la temperatura máxima que puede alcanzar el gas sin que estalle?
9. Se dispone de un recipiente cerrado de paredes flexibles cuyo volumen inicial es 2 dm3 y que contiene metano a 3 atm y 50 C. Calcular
10. Temperatura en grados Celsius y kelvin final del sistema cuando el volumen es de 4dm3.
11. Justificar la variación a partir de la Teoría Cinético Molecular
12. Si el volumen inicial se triplica, cuál será la presión final en una variación isotérmica?

**Respuestas**

Algunas respuestas no están porque suponen una explicación a partir de lo estudiado. Tener en cuenta que los cifras decimales pueden variar dependiendo de las aproximaciones que hayan hecho en cada cálculo.

**Ejercicios**:

6) P= 0.91 atm 7) 35,71 dm3 8) P2= 2,37 atm 9) T2= 358.9 K

12) V2= 10.68 l 13) 10,7 L 14) 12,9atm 15) 11,8dm3

16) 0,75atm 17) 14.25 mL 18) 745K = 472oC

19) 646 K 20) 1/3 de la presión inicial

**Bibliografía consultada:**

**-**Raymond Chang-Kenneth Goldsby (2013)” Química” Mc. Graw Hill

-Angelini M y otros (1999). “Temas de Química General e Inorgánica”. Versión ampliada. Eudeba.