

IPT MÉXICO PANAMÁ

GUÍA DE ESTUDIO

ASIGNATURA: QUÍMICA

**11° E, F, G, H
BACHILLER EN CIENCIAS**

**DOCENTE:
NANCY CASTRO**

Correo:
nancycastro1107@gmail.com

TERCER TRIMESTRE

- TEMAS:**
- **ECUACIONES Y REACCIONES QUÍMICAS**
 - **ESTADO GASEOSO**

2022

INDICACIONES GENERALES:

LAS GUÍAS ESTÁN COLOCADAS EN EL CANAL DEL COLEGIO: <https://linktr.ee/pmexico1979>

La metodología de trabajo es la siguiente:

1. Encontrarás una explicación sobre los contenidos teóricos y referencias de los pasos que debes saber para desarrollar los temas.
2. Para que comprendas los temas es importante dedicar 35 minutos mínimos por día de tu entera atención, que es el período de cada clase presencial en el colegio. Te recomiendo que dejes a un lado distracciones como el celular, televisión, lugares con exceso de ruido, busca un lugar donde te puedas concentrar.
3. Debes practicar los problemas que ya están desarrollados en la guía, poniendo en práctica los conceptos teóricos que has leído con anticipación en la misma.
4. Desarrolla las pruebas formativas, no copies de tu compañero los talleres resueltos.
5. Luego de que ya practicaste, es hora de evaluar a través de parciales lo aprendido.

ASIGNACIONES:

1. Tema: **Reacciones Químicas en nuestro entorno. Trabajo individual.** Existe una gran cantidad de procesos químicos que suceden a tu alrededor. Investiga 3 procesos químicos (reacciones) de nuestro entorno, conservación de alimentos, productos cosméticos o de limpieza, reacciones químicas en nuestro cuerpo, salud, etc. Ejemplo de procesos químicos de nuestro entorno: la digestión, fotosíntesis, obtención de plástico, etc.

Estudiantes que entreguen el mismo trabajo, serán evaluados con la nota mínima permitida según la tabla de Meduca (1.0)

Escrito a mano o en computadora.

Presente ilustración de cada proceso.

Conclusión escrita a mano.

2. Taller Sumativo Grupal. Balance de ecuaciones químicas por tanteo.
3. Taller Sumativo Grupal. Tipos de reacciones químicas
4. Taller sumativo Grupal. Problemas leyes de los Gases
5. **CHARLA.** Explicación de un tema a través de un meme científico

OBSERVACIÓN:

Parciales presenciales teóricos-prácticos de los temas desarrollados.

Guía de química: en un folder con gancho (no engrapada) colocar hoja de presentación.

OBJETIVOS:

1. Interpretar un cambio químico a través de una ecuación química.
2. Balancear por simple inspección una ecuación química.
3. Clasificar las reacciones químicas según el cambio químico que ocurre.
4. Deducir el producto formado en una reacción química, conociendo las sustancias reaccionantes.

TEMA 1. REACCIONES Y ECUACIONES QUÍMICAS

¿Te has puesto a pensar que ocurre con el dióxido de carbono y el agua cuando las plantas los absorben en presencia de sol? ¿Cómo es que cuando mezclo en la cocina polvo de hornear y vinagre se liberan burbujas? ¿Por qué se forma óxido fácilmente en los clavos si los dejo a la intemperie, pero no es así con los centavos y reales? ¿Cómo un antiácido me quita el dolor de estómago? ¿Representarán reacciones químicas?

¡Así que entremos a investigar el maravilloso mundo de las Reacciones Químicas!

Definición: Las reacciones químicas son las interacciones entre sustancias químicas que dan como resultado un cambio químico.

Un cambio químico puede reconocerse por fenómenos como:

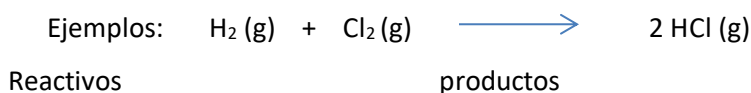
- ✓ La producción de un gas (efervescencia)
- ✓ La producción de calor (se calienta el matraz), o la absorción de calor (se enfría el matraz)
- ✓ Un cambio permanente en el color
- ✓ La aparición de una sustancia insoluble (precipitado)
- ✓ Desprendimiento de luz

Cuando se produce un cambio químico significa que ha ocurrido una reacción química. Para las reacciones químicas escribimos ecuaciones químicas.

Ecuación Química: es una forma abreviada de expresar un cambio químico mediante símbolos. En general una ecuación química enseña cuáles sustancias reaccionan (reactivos) y cuales sustancias se producen (productos).

Una ecuación química está compuesta de dos partes, los reactivos y los productos, que están separados por una flecha (\longrightarrow), además la flecha indica el sentido en que ocurre el proceso.

El signo + no debe ser interpretado como una suma matemática, sino como una indicación de la presencia simultánea de las sustancias.






La ecuación química nos ofrece una cantidad considerable de datos sobre las sustancias envueltas, tales como:

- Los reactivos y productos que hay
- Las fórmulas de los reactivos y de los productos
- El número de moléculas de los reactivos y de los productos en la reacción
- El número de átomos de cada elemento envuelto en la reacción
- La masa molar o peso fórmula de cada sustancia usada o producida
- La cantidad relativo de moles de cada sustancia
- El número relativo de moles de cada sustancia

En la escritura de las ecuaciones químicas se aplican dos reglas básicas:

- a. No podemos escribir una ecuación para una reacción sino sabemos cómo reaccionan las sustancias y que sustancias nuevas se forman.
- b. Toda ecuación química debe estar balanceada. Es decir, la cantidad de átomos de cada elemento presente en el lado izquierdo de la ecuación debe ser igual a la cantidad de átomos de ese elemento en el lado derecho de la ecuación.

Terminología y Simbología utilizadas en las ecuaciones químicas

Terminología o Simbología	Significado
Reactivos	Del lado izquierdo de la ecuación
Productos	Del lado derecho de la ecuación
	Separan los productos de los reactivos
Catalizador $\xrightarrow{\text{Mn}}$	Arriba de la flecha
(ac)	Solución acuosa
(l)	Líquido
(s)	Sólido
(g) o \uparrow	Gas o liberación de gas
\downarrow O subrayado en la fórmula	Productos insolubles. Precipitado
	Calor necesario
	Reacción reversible

CARACTERÍSTICAS DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Las reacciones químicas son generalmente procesos irreversibles, es decir, involucran la formación o destrucción de enlaces químicos entre las moléculas de los reactivos, generando una pérdida o ganancia de energía.

En una reacción química la materia se transforma profundamente, aunque en ocasiones esta recomposición no pueda apreciarse a simple vista. Aun así, las proporciones de los reactivos pueden medirse, de lo cual se ocupa la estequiometría.

Por otro lado, las reacciones químicas generan productos determinados dependiendo de la naturaleza de los reactivos, pero también de las condiciones en que la reacción se produzca.

Otra cuestión importante en las reacciones químicas es la velocidad a la que ocurren, ya que el control de su velocidad es fundamental para su empleo en la industria, la medicina etc. En este sentido, existen métodos para aumentar o disminuir la velocidad de una reacción química.

Un ejemplo es el empleo de catalizadores, sustancias que aumentan la velocidad de las reacciones químicas. Estas sustancias no intervienen en las reacciones, sólo controlan la velocidad a la que ocurren. También existen sustancias llamadas inhibidores, que se emplean de la misma forma, pero provocan el efecto contrario, es decir, disminuyen la velocidad de las reacciones.

Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas, es decir, fórmulas en las que se describen los reactivos participantes y los productos obtenidos, a menudo indicando determinadas condiciones propias de la reacción, como la presencia de calor, catalizadores, luz etc.

La primera ecuación química de la historia fue redactada en 1615 por Jean Beguin, en uno de los primeros tratados sobre química, el *Tyrocinium Chymicum*. Hoy son de enseñanza común y gracias a ellas podemos visualizar con mayor facilidad lo que está ocurriendo en una reacción determinada.

La forma general de representar una ecuación química es:



Dónde:

- A y B son los reactivos.
- C y D son los productos.
- a, b, c y d son los coeficientes estequiométricos (son números que indican la cantidad de reactivos y productos) que deben ser ajustados de manera que haya la misma cantidad de cada elemento en los reactivos y en los productos. De esta forma se cumple la Ley de Conservación de la Masa (que establece que la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma).

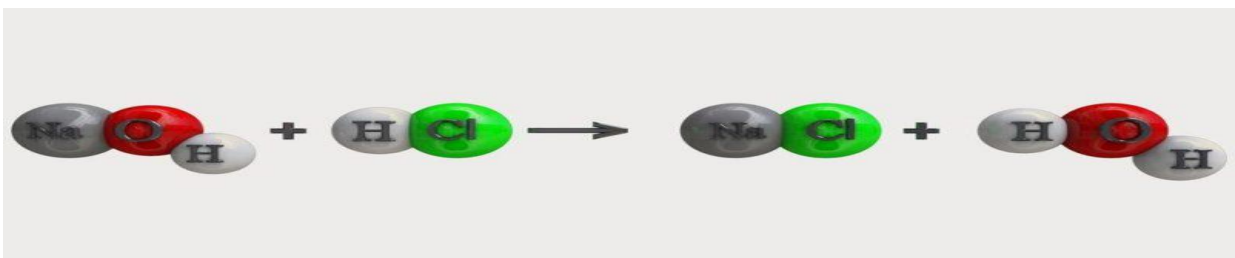


Figura 1. En una reacción química los átomos se reacomodan formando nuevas sustancias.

IMPORTANCIA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

Las reacciones químicas son fundamentales para la existencia y comprensión del mundo tal y como lo conocemos. Los cambios que la materia sufre en condiciones naturales o creadas por el hombre (y que a menudo generan materiales valiosos) son solo un ejemplo de ello. La evidencia más grande de la importancia de las reacciones químicas es la propia vida, en todas sus expresiones.

La existencia de seres vivos de todo tipo es únicamente posible gracias a la capacidad de reacción de la materia, que permitió a las primeras formas celulares de vida intercambiar energía con su entorno mediante rutas metabólicas, o sea, mediante secuencias de reacciones químicas que arrojaban más energía útil de la que consumían.

Por ejemplo, en nuestra vida diaria la respiración está compuesta por múltiples reacciones químicas, que también están presentes en la fotosíntesis de las plantas.

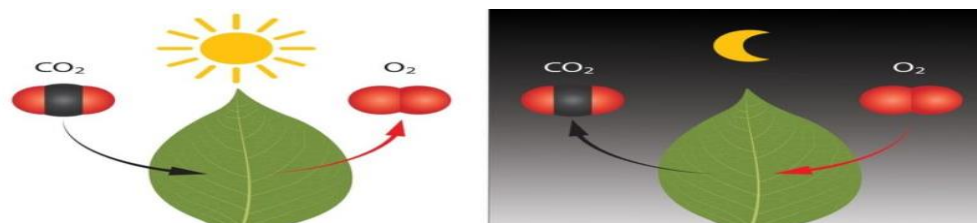


Figura 2. Tanto la fotosíntesis como la respiración son ejemplos de reacciones químicas

VELOCIDAD DE UNA REACCIÓN QUÍMICA

Las reacciones químicas requieren de un tiempo estipulado para suceder, el cual varía dependiendo de la naturaleza de los reactivos y del entorno en el que la reacción se produzca.

Los factores que afectan la velocidad de las reacciones químicas por lo general suelen ser:

- **Aumento de temperatura.** Las altas temperaturas tienden a aumentar la velocidad de las reacciones químicas.
- **Aumento de la presión.** Al aumentar la presión se suele aumentar la velocidad de las reacciones químicas. Esto ocurre generalmente cuando reaccionan sustancias que son sensibles a los cambios de presión, como son los gases. En el caso de líquidos y sólidos, los cambios de presión no provocan cambios importantes en la velocidad de sus reacciones.
- **Estado de agregación en que se encuentren los reactivos.** Los sólidos suelen reaccionar más lentamente que los líquidos o los gases, aunque la velocidad también dependerá de la reactividad de cada sustancia.
- **Empleo de catalizadores** (sustancias que se emplean para aumentar la velocidad de las reacciones químicas). Estas sustancias no intervienen en las reacciones, solo controlan la velocidad a la que

ocurren. También existen sustancias llamadas inhibidores, que se emplean de la misma forma, pero provocan el efecto contrario, es decir, disminuyen la velocidad de las reacciones.

- **Energía luminosa (Luz).** Algunas reacciones químicas son aceleradas cuando se les hace incidir luz.
- **Concentración de los reactivos.** La mayoría de las reacciones químicas ocurren más rápido si tienen una alta concentración de sus reactivos.

PAUTAS PARA EL BALANCE DE ECUACIONES QUÍMICAS

Para balancear una ecuación química debe tomar en cuenta las siguientes reglas:

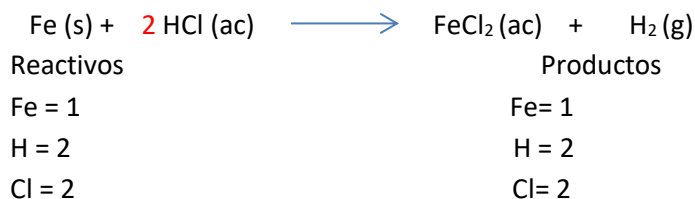
1. Escriba las fórmulas correctamente.
2. Comience con un elemento específico del compuesto con la mayor cantidad de átomos, que no sea Hidrógeno ni oxígeno, ni un ion poliatómico.
3. Balancee los iones poliatómicos.
4. Balancee los átomos H y luego los átomos O.
5. Verifique los coeficientes para asegurarse de que todos son enteros y están en la proporción más pequeña posible.
6. Marque cada átomo o ion poliatómico con un gancho para verificar que están en la misma cantidad de ambos lados de la ecuación.

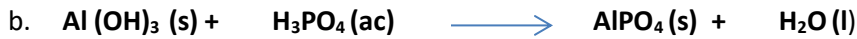
Toda ecuación química debe estar balanceada, según la **ley de la conservación de la masa** que dice que, en toda reacción química, la suma total de las masas de las sustancias reaccionantes es igual a la suma total de las masas de las sustancias resultantes.

¿En qué consiste el balanceo?

Simplemente, en colocar un coeficiente adecuado delante de la fórmula que lo necesite, con la finalidad de que el número de átomos de cada elemento en el lado izquierdo de la ecuación sea igual al número de átomos de cada elemento en el lado derecho de la misma.

EJEMPLOS DE BALANCE POR SIMPLE INSPECCIÓN O TANTEO:





Reactivos

Al = 1

PO₄ = 1

H = 6

O = 3

Productos

Al = 1

PO₄ = 1

H = 6

O = 3



EXPLICACIÓN: No necesitamos considerar la regla 1 porque ya tenemos la fórmula. Seguimos con la regla 2. El compuesto con la mayor cantidad de átomos es C₄H₁₀, e iniciaremos con el carbono porque tiene 4 átomos en C₄H₁₀. Para balancear los átomos de C colocamos un 4 antes de CO₂:



No se aplica la regla 3 porque no hay iones poliatómicos. Así que consideramos la regla 4 y balancear los átomos de hidrógeno colocando un 5 antes de H₂O



Tenemos 13 átomos de oxígeno en los productos (8 átomos de O en 4 CO₂ y 5 átomos de oxígeno en 5 H₂O), por tanto debemos usar una fracción 13/2 frente a O₂ para obtener 13 átomos de O en los reactivos. Ahora la ecuación aparece como:



De acuerdo con la norma 5, vamos a hacer que los coeficientes sean números enteros, multiplicando todos los coeficientes por 2 (13/2 = 13) y observe que los coeficientes están en la proporción más pequeña posible. Cada átomo se marca siguiendo la regla 6.

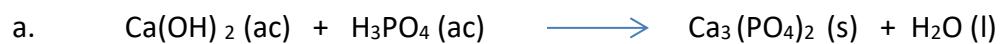


PRÁCTICA N° 1
BALANCE DE ECUACIONES POR SIMPLE INSPECCIÓN (TANTEO)

Nombre: _____

Grupo: 11_____

Balancee las siguientes ecuaciones químicas por simple inspección o tanteo:



b. El nitrato de potasio sólido se calienta para obtener nitrito de potasio sólido y gas oxígeno.

c. Cuando se vierte una solución de ácido clorhídrico sobre pieza caliza (carbonato de calcio), se produce gas dióxido de carbono, agua y cloruro de calcio en solución.



TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Los tipos de reacciones químicas sencillas son:

1. Reacciones de Combinación: También conocida como reacción de síntesis, ocurre cuando dos o más sustancias (elementos o compuestos) reaccionan para producir una sustancia (siempre un compuesto).

Esta reacción se muestra con una reacción general:



Donde A y Z son elementos o compuestos y AZ es un compuesto

Entre los diferentes tipos de reacciones de combinación se encuentran las siguientes:

a. Metal + oxígeno $\xrightarrow{\Delta}$ óxido metálico



b. No metal + oxígeno $\xrightarrow{\Delta}$ óxido no metálico



c. Metal + no metal \longrightarrow sal



d. Agua + óxido metálico \longrightarrow base (MOH, fórmula general)



e. Agua + óxido no metálico \longrightarrow oxiácido (HX o HXO, fórmula general)



A las reacciones en las que interviene el gas oxígeno, como las del caso 1 y 2, también se les llama **reacciones de combustión**, porque la combustión es la reacción entre el oxígeno y otras sustancias.

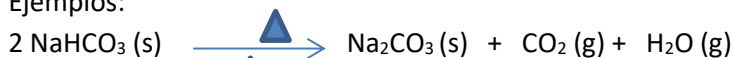
2. Reacciones de descomposición: En las reacciones de descomposición, una sustancia sufre una reacción para formar dos o más sustancias. La sustancia que se rompe siempre es un compuesto y los productos pueden ser elementos o compuestos. Muchas veces se necesita el calor para realizar este proceso.

Con una ecuación general se puede representar esta reacción:



Donde A y Z son elementos y compuestos. No siempre es fácil predecir los productos de una reacción de descomposición.

Ejemplos:

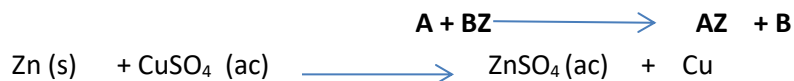


3. Reacciones de Sustitución Sencilla

En las reacciones de sustitución sencilla, un elemento reacciona reemplazado a otro en un compuesto, Las reacciones de sustitución sencilla también se llaman reacciones de simple desplazamiento.

Describimos dos tipos generales de reacciones de simple desplazamiento:

- Un metal (A) sustituye a un ion metálico en su sal o ácido. B puede ser un ion metálico o ion hidrógeno.



- Un no metal (X) sustituye a un ion no metálico en su sal o ácido. B puede ser un ion metálico o un ion hidrógeno. $\text{X} + \text{BZ} \longrightarrow \text{BX} + \text{Z}$



En el primer caso, la sustitución depende de uno de los dos metales que intervienen en la reacción, A y B. Es posible acomodar los metales en un orden que se llama **serie electromotriz o de actividad**, en donde cada elemento de la serie desplazará a cualquier otro, que lo siga, de su sal o ácido.

Aunque el **hidrógeno no es un metal**, está incluido en esta serie electromotriz.

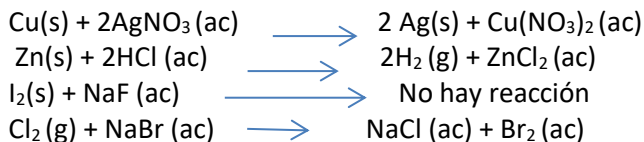
- Serie electromotriz o de actividad de los metales
- Serie de actividad de los halógenos

(a) Li	(b) F ₂
K	Cl ₂
Ba	Br ₂
Ca	I ₂
Na	
Mg	
Al	
Zn	
Fe	
Cd	
Ni	
Sn	
Pb	
(H)	
Cu	
Hg	
Ag	
Au	

En términos generales, todos los metales anteriores al hidrógeno desplazarán a los iones hidrógeno que formen parte de un ácido. Los metales más reactivos (Li, K, Ba, Ca, Na), sustituyen a un hidrógeno del agua para formar el hidróxido metálico y gas hidrógeno.

Existe una serie semejante a la serie electromotriz o de actividad para los no metales, halógenos F₂, Cl₂, Br₂, y I₂.

Ejemplos:



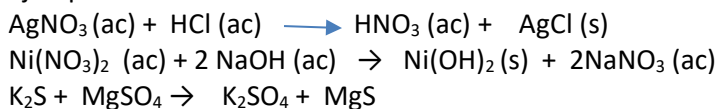
4. Reacciones de Doble Sustitución

También llamada de **doble descomposición** o **metátesis** (que significa un cambio en el estado, en la sustancia o en la forma), es una reacción entre dos compuestos que generalmente están cada uno en solución acuosa. Consiste en que dos elementos que se encuentran en compuestos diferentes intercambian posiciones, el catión de uno de ellos intercambia su lugar con el catión del otro compuesto, formando dos nuevos compuestos.



Pueden ser de precipitación. **En las reacciones de precipitación** se producen sustancias parcialmente solubles o insolubles, los cuales van al fondo del recipiente donde se realiza la reacción química. En este tipo de reacción uno de los productos es insoluble en el medio, generalmente acuoso, y precipita (sedimenta el sólido del resto de la disolución). Los precipitados por lo general presentan colores típicos, razón por la cual son usados en química analítica para reconocimiento de elementos y compuestos.

Ejemplos:

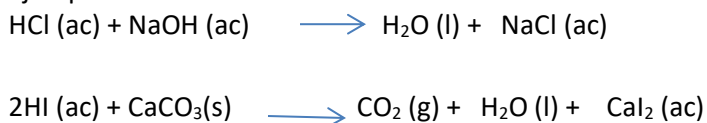


5. Reacciones de Neutralización

Una reacción de neutralización es aquella en la cual reacciona un ácido o un óxido ácido con una base o un óxido básico, para producir H₂O y la sal la cual bien puede ser soluble o no en agua. La formación de agua actúa como la fuerza motriz de la neutralización. En esta formación también se libera calor.



Ejemplos:



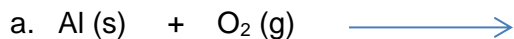
PRÁCTICA N° 2
REACCIONES QUÍMICAS

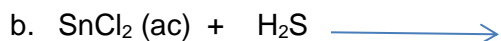
Nombre: _____

Grupo: 11_____

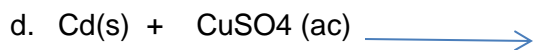
Complete, balancee y clasifique cada una de las siguientes ecuaciones.

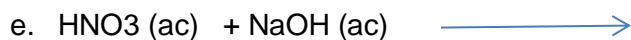
Tipo de reacción química











f. La reacción de combustión del gas silano (SiH_4) forma dióxido de silicio y agua. (escriba la ecuación, balancee si es necesario y escriba el tipo de reacción)

g. El hierro reacciona con el cloro para formar cloruro de hierro (III) . (escriba la ecuación, balancee si es necesario y escriba el tipo de reacción)

TEMA 2. ESTADO GASEOSO

OBJETIVOS:

- Identificar las propiedades del estado gaseoso
- Describir la relación entre presión, volumen y temperatura de una cantidad dada de un gas.
- Aplicar la ecuación de los gases ideales en la determinación de la masa molar, densidad, volumen y cantidad de moles.
- Explicar el comportamiento de los gases de acuerdo con la Teoría Cinético Molecular.

DEFINICIÓN: Se llama estado gaseoso a un estado de la materia que consiste en el agrupamiento de átomos y moléculas con poca fuerza de atracción entre sí o en expansión, lo que significa que no pueden unirse totalmente.

La materia en estado gaseoso se llama gas. La palabra gas deriva de la voz latina *chaos* que significa "caos". Fue acuñada por el químico Jan Baptista van Helmont en el siglo XVII. El estado gaseoso es uno de los estados de agregación de la materia, junto con los estados líquido, sólido, plasmático.

PROPIEDADES DE 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:

- No tienen forma propia:** No tienen forma propia, pues se adaptan al recipiente que los contiene.
- Se dilatan y contraen:** como los sólidos y líquidos.
- Fluidez:** 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.



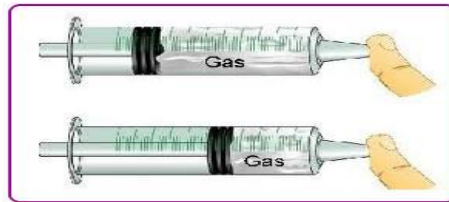
-**Difusión:** Es el proceso por el cual un gas se mezcla con otro debido únicamente al movimiento de sus moléculas.

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



-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.



FACTORES QUE AFECTAN LOS GASES



El comportamiento de los gases se encuentra afectado por las siguientes variables:

Volumen (V): es el espacio que ocupa la materia gaseosa, el cual se mide en litros (L), dm^3 o cm^3 . El gas tendrá mayor o menor volumen según la separación entre las partículas y el espacio disponible para expandirse.

Presión (P): es la fuerza aplicada por área. La presión tiene su origen en el peso del aire, por lo tanto, mientras más alto sube un gas, menos presión experimenta debido a la menor cantidad de aire. En el caso de los gases, la presión se mide en atmósferas (atm), torr o mmHg. (1 atm= 760 torr y 1 atm= 760 mmHg)

Las condiciones normales de temperatura y presión (**TPN**) indican una temperatura de $0\text{ }^\circ\text{C}$ o 273 K y una presión atmosférica igual a 1 atm.

Temperatura (T): es la medida de energía cinética producida entre las partículas del gas, la cual se mide en unidades kelvin (K). Si un cuerpo de materia fría se aproxima a otro caliente, el cuerpo frío elevará su temperatura.

Estos factores se relacionan a su vez con otros elementos inherentes a los gases como:

Cantidad: es la cantidad de masa de la materia gaseosa y se mide en moles, $n = \frac{g}{P.M}$

Densidad: se refiere a la relación que existe entre el volumen y el peso.

LEYES DE LOS GASES

1. LEY DE BOYLE-MARIOTTE

Relación entre la presión y el volumen de un gas cuando la temperatura es constante

Fue descubierta por Robert Boyle en 1662. Edme Mariotte también llegó a la misma conclusión que Boyle, pero no publicó sus trabajos hasta 1676. Esta es la razón por la que en muchos libros encontramos esta ley con el nombre de Ley de Boyle y Mariotte.

La ley de Boyle establece que la presión de un gas en un recipiente cerrado es inversamente proporcional al volumen del recipiente, cuando la temperatura es constante.

El volumen es inversamente proporcional a la presión: Si la presión aumenta, el volumen disminuye.

Si la presión disminuye, el volumen aumenta.

¿Por qué ocurre esto?



Al aumentar el volumen, las partículas (átomos o moléculas) del gas tardan más en llegar a las paredes del recipiente y por lo tanto chocan menos veces por unidad de tiempo contra ellas. Esto significa que la presión será menor ya que ésta representa la frecuencia de choques del gas contra las paredes.

Cuando disminuye el volumen la distancia que tienen que recorrer las partículas es menor y por tanto se producen más choques en cada unidad de tiempo: aumenta la presión.

Lo que Boyle descubrió es que, si la cantidad de gas y la temperatura permanecen constantes, el producto de la presión por el volumen siempre tiene el mismo valor.

Como hemos visto, la expresión matemática de esta ley es: $P \cdot V = k$

(El producto de la presión por el volumen es constante)

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una presión P_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2 \text{ (ley a utilizar)}$$

Que es otra manera de expresar la ley de Boyle.

EJEMPLO: 4.0 L de un gas están a 600 mmHg de presión. ¿Cuál será su nuevo volumen si aumentamos la presión hasta 800 mmHg?

R: Datos:

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

$$V_1 = 4,0 \text{ L}$$

$$V_2 = \frac{P_1 \cdot V_1}{P_2} = \frac{600 \text{ mmHg} \cdot 4,0 \text{ L}}{800 \text{ mmHg}} = 3,0 \text{ L}$$

$$P_1 = 600 \text{ mmHg}$$

$$P_2 = 800 \text{ mmHg}$$

$$R: 3,0 \text{ L}$$

$$V_2 = X$$

2. LEY DE CHARLES

Relación entre la temperatura y el volumen de un gas cuando la presión es constante

En 1787, Jack Charles estudió por primera vez la relación entre el volumen y la temperatura de una muestra de gas a presión constante y observó que cuando se aumentaba la temperatura el volumen del gas también aumentaba y que al enfriar el volumen disminuía.

El volumen es directamente proporcional a la temperatura del gas: Si la temperatura aumenta, el volumen del gas aumenta. Si la temperatura del gas disminuye, el volumen disminuye.

¿Por qué ocurre esto?

Cuando aumentamos la temperatura del gas las moléculas se mueven con más rapidez y tardan menos tiempo en alcanzar las paredes del recipiente. Esto quiere decir que el número de choques por unidad de tiempo será mayor. Es decir, se producirá un aumento (por un instante) de la presión en el interior del recipiente y aumentará el volumen (el émbolo se desplazará hacia arriba hasta que la presión se iguale con la exterior).

Lo que Charles descubrió es que, si la cantidad de gas y la presión permanecen constantes, el cociente entre el volumen y la temperatura siempre tiene el mismo valor.

Matemáticamente podemos expresarlo así: $V/T=k$ (el cociente entre el volumen y la temperatura es constante)

Supongamos que tenemos un cierto volumen de gas V_1 que se encuentra a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos el volumen de gas hasta un nuevo valor V_2 , entonces la temperatura cambiará a T_2 , y se cumplirá: $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$ Ley a utilizar

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

Que es otra manera de expresar la ley de Charles.

Esta ley se descubre casi ciento cuarenta años después de la de Boyle debido a que cuando Charles la enunció se encontró con el inconveniente de tener que relacionar el volumen con la temperatura Celsius ya que aún no existía la escala absoluta de temperatura.

EJEMPLO 1: Un gas tiene un volumen de 2,5 L a 25 °C. ¿Cuál será su nuevo volumen si bajamos la temperatura a 10 °C?

R: Datos:

$$V_1 = 2,5 \text{ L}$$

$$T_1 = 25^\circ + 273 = 298 \text{ K}$$

$$T_2 = 10^\circ + 273 = 283 \text{ K}$$

$$V_2 = X$$

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

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot T_2}{T_1} = \frac{2,5 \text{ L} \times 283 \text{ K}}{298 \text{ K}} = 2,4 \text{ L}$$

3. LEY DE GAY-LUSSAC

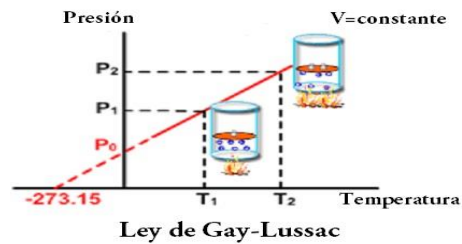
Relación entre la presión y la temperatura de un gas cuando el volumen es constante

Fue enunciada por Joseph Louis Gay-Lussac a principios de 1800.

Establece la relación entre la temperatura y la presión de un gas cuando el volumen es constante.

La presión del gas es directamente proporcional a su temperatura: Si aumentamos la temperatura, aumentará la presión. Si disminuimos la temperatura, disminuirá la presión.

¿Por qué ocurre esto?



Al aumentar la temperatura las moléculas del gas se mueven más rápidamente y por tanto aumenta el número de choques contra las paredes, es decir aumenta la presión ya que el recipiente es de paredes fijas y su volumen no puede cambiar.

Gay-Lussac descubrió que, en cualquier momento de este proceso, el cociente entre la presión y la temperatura siempre tenía el mismo valor: $PT=k$ (El cociente entre la presión y la temperatura es constante)

Supongamos que tenemos un gas que se encuentra a una presión P_1 y a una temperatura T_1 al comienzo del experimento. Si variamos la temperatura hasta un nuevo valor T_2 , entonces la presión cambiará a P_2 , y se cumplirá:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Ley para utilizar}$$

Que es otra manera de expresar la ley de Gay-Lussac.

Esta ley, al igual que la de Charles, está expresada en función de la temperatura absoluta. Al igual que en la ley de Charles, las temperaturas han de expresarse en Kelvin.

EJEMPLO: Cierta volumen de un gas se encuentra a una presión de 970 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura deberá estar para que su presión sea 760 mmHg?

R: Datos:

$$P_1 = 970 \text{ mmHg}$$

$$T_1 = 25^\circ\text{C} + 273 = 298 \text{ K}$$

$$P_2 = 760 \text{ mmHg}$$

$$T_2 = X$$

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

$$T_2 = \frac{T_1 \cdot P_2}{P_1} = \frac{298\text{K} \times 760\text{mmHg}}{970\text{mmHg}} = 233 \text{ K}$$

4. **LEY COMBINADA DE LOS GASES:** Las leyes de Boyle y Charles se pueden combinar en una ley que relaciona las variables. Esta ley conocida como ley combinada de los gases, se expresa de la siguiente manera:

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

Ejemplo: A la temperatura de 25 °C y a la presión de 690 mmHg, cierta cantidad de oxígeno ocupa un volumen de 80 ml. ¿Cuál será el volumen ocupado por el gas en condiciones normales?

Datos.

$T_1 = 25 \text{ °C} + 273 = \mathbf{298 \text{ K}}$

$P_1 = 690 \text{ mmHg}$

$V_1 = 80 \text{ ml}$

$V_2 = ?$

$$V_2 = \frac{V_1 \cdot P_1 \cdot T_2}{P_2 \cdot T_1} \qquad V_2 = \frac{80 \text{ ml} \cdot 690 \text{ mmHg} \cdot 273 \text{ K}}{760 \text{ mmHg} \cdot 298 \text{ K}}$$

Respuesta = 66.5 ml = 0,067 L

LEY DEL GAS IDEAL: es el comportamiento que presentan aquellos gases cuyas moléculas no interactúan entre sí y se mueven aleatoriamente. En condiciones normales y en condiciones estándar, la mayoría de los gases presentan comportamiento de gases ideales.

Ecuación general de los gases ideales: $P V = n R T$

R= constante universal de los gases ideales= $0.082 \frac{\text{atm. L}}{\text{mol. K}}$

Ejemplo

¿Qué volumen ocupa 5 moles de oxígeno (O₂) medidos a 27 °C y 0,41 atm ?

Datos

$P = 0,41 \text{ atm}$ entonces $R = 0,082$

$n = 5 \text{ moles}$

$T = 27 \text{ °C} + 273 = 300 \text{ K}$

$PV = nRT$

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{5 \text{ mol} \times 0.082 \frac{\text{atm. L}}{\text{mol. K}} \times 300 \text{ K}}{0.41 \text{ atm}} = 300 \text{ L}$$

PRÁCTICA # 3
LEYES DE LOS GASES

Nombre: _____ Grupo: 11 _____

Resuelva los siguientes problemas sobre leyes de los gases. Presente procedimiento.

1. A presión de 17 atm, 34 L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L ¿Cuál será la presión que ejerce?
2. Un gas ocupa un recipiente de 1,5 litros de volumen constante y ha llegado a la temperatura de 179°C y una presión de 770 mmHg. La temperatura inicial era de 50°C ¿A qué presión se encontraba el gas inicialmente?
3. Qué volumen ocupa un gas a 980mm Hg, si el recipiente tiene finalmente una presión de 1, ¿8atm y el gas se comprime a 860cc?

Recuerde que: 1L= 1000cc, 1 atm= 760 mmHg

4. Si se tienen 0,2 litros de un gas a 30 °C y 1 atm de presión ¿Qué temperatura debería alcanzar para que aumente a 0,3 litros?
5. Un determinado volumen constante de un gas se encuentra a una presión de 950 mmHg cuando su temperatura es de 25.0°C. ¿A qué temperatura su presión será de 1 atm?
6. Un gas a una temperatura de -164 °C, ocupa un volumen de 7,5 litros. Si la presión permanece constante, calcular el volumen inicial sabiendo que la temperatura inicial era de -195 °C.
7. Un gas que ocupaba un volumen de 528 ml a la presión de 745 mmHg y a la temperatura de 12 °C, fue dejado expandirse hasta que el volumen midió 890 ml a la temperatura de 30 °C. ¿A qué presión estará sometido el gas?
8. Una masa de hidrógeno gaseoso ocupa un volumen de 230 litros en un tanque a una presión de 1.5 atmósferas y a una temperatura de 35°C. Calcular, a) ¿Cuántos moles de hidrógeno se tienen?, b) ¿ A qué masa equivale el número de moles contenidos en el tanque?
9. Determinar la densidad del gas CO₂ a 27 °C y 0,6 atm.