



ÁREA: Ciencias naturales y educación ambiental

DOCENTE:

ASIGNATURA: Química

ESTUDIANTE:

GRADO: CICLO V

PERIODO: 2

GUIA: 1

TIEMPO:

FECHA: ____/____/____

1. COMPETENCIAS Y CRITERIOS:

COMPETENCIAS	CRITERIOS
ENTORNO FISICO: PROCESO QUIMICO CIENCIA, TECNOLOGIA Y SOCIEDAD	Clasificar las reacciones químicas de acuerdo con sus características en grupos de síntesis, de análisis, de sustitución, de doble intercambio y de combustión. Analizar, nombrar, escribir y comparar compuestos inorgánicos de acuerdo con los sistemas de nomenclatura establecidos Comparar la condición de la ley de conservación de la materia y equilibrar ecuaciones químicas aplicando los métodos conocidos Redacta ecuaciones químicas que se presentan en la naturaleza y en la industria. Realiza ejercicios sobre las diferentes variables y ecuaciones que se presentan en los conceptos del tema de gases Determina las propiedades de los gases, y como se comportan de acuerdo a las diferentes variables que intervienen como son: volumen presión y temperatura

2. TITULO DE LA GUÍA

REACCIONES QUÍMICAS Y ESTEQUIOMETRÍA

3. SITUACION PROBLEMA

La ecuación de formación de un sándwich se puede representar de la siguiente forma:



2 lonchas de jamón + 2 rebanadas de pan " 1 sándwich

- ¿Cuál es la relación que existe entre el número de lonchas y el de rebanadas?
- Si deseas preparar 6 sándwiches, ¿cuántas rebanadas y lonchas necesitas?
- ¿cuántas lonchas de jamón se combinarán con 10 rebanadas de pan?
- Si tienes 24 rebanadas de pan y 15 lonchas de jamón, ¿cuántos sándwiches completos podrás preparar? ¿Qué te sobrará: pan o jamón?



4. MEDIACION DEL CONOCIMIENTO Y DEL PROBLEMA

Una reacción química consiste en el cambio de una o más sustancias en otra. Los reactantes son las sustancias involucradas al inicio de la reacción y los productos son las sustancias que resultan de la transformación.

- ¿Qué diferencia a un cambio químico de un cambio físico?
- ¿Cómo se producen las reacciones químicas?
- ¿Qué tipos de reacciones existen?,
- ¿Cómo se representan las reacciones químicas?
- ¿Cómo se interpreta la ley de conservación de la masa, y cómo repercuten las reacciones químicas en nuestro entorno?

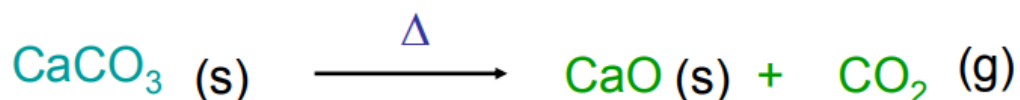
4.1 REACCIONES QUÍMICAS

4.1.1 Reacción Química: Proceso en el cual un conjunto de sustancias (reactivos) se transforma en otro conjunto de nuevas sustancias (productos).

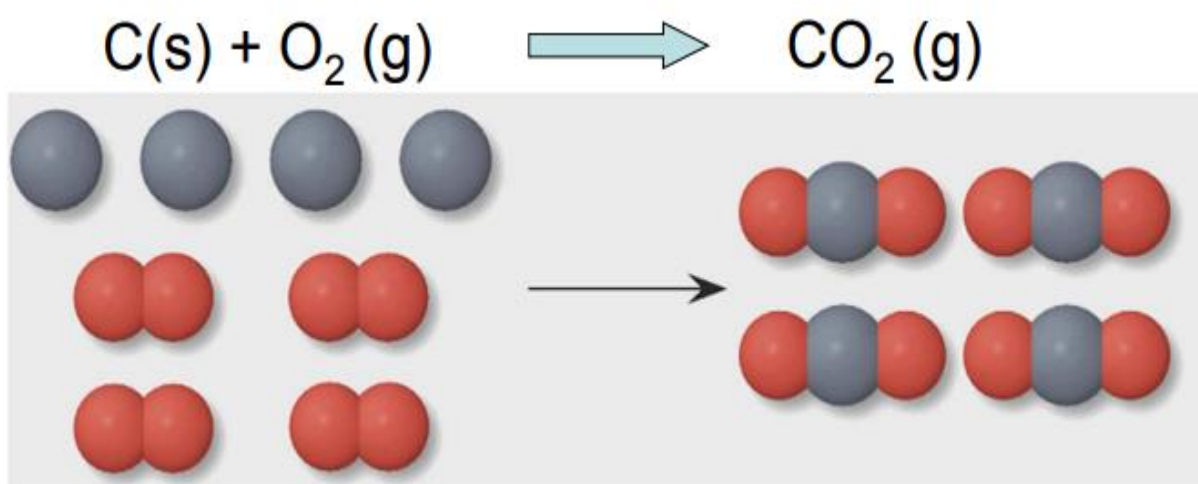
4.1.2 Ecuación Química: Indica las sustancias y la proporción en que participan en la reacción

Una ecuación química debe contener:

- Todos los productos
- Las condiciones de la reacción, P, T, cat,..
- Todos los reactivos
- El estado físico de las sustancias
- Las proporciones de reactivos y productos



Observa el siguiente ejemplo



- 2 átomos de carbono combinan con 2 de oxígeno (1 molécula de O_2) para dar 2 moléculas de CO
- 2 moles de carbono combinan con 2 moles de oxígeno (1 mol de O_2) para dar 2 moles de CO
- 24 gramos de carbono combinan con 32 gramos de oxígeno para dar 56 de CO

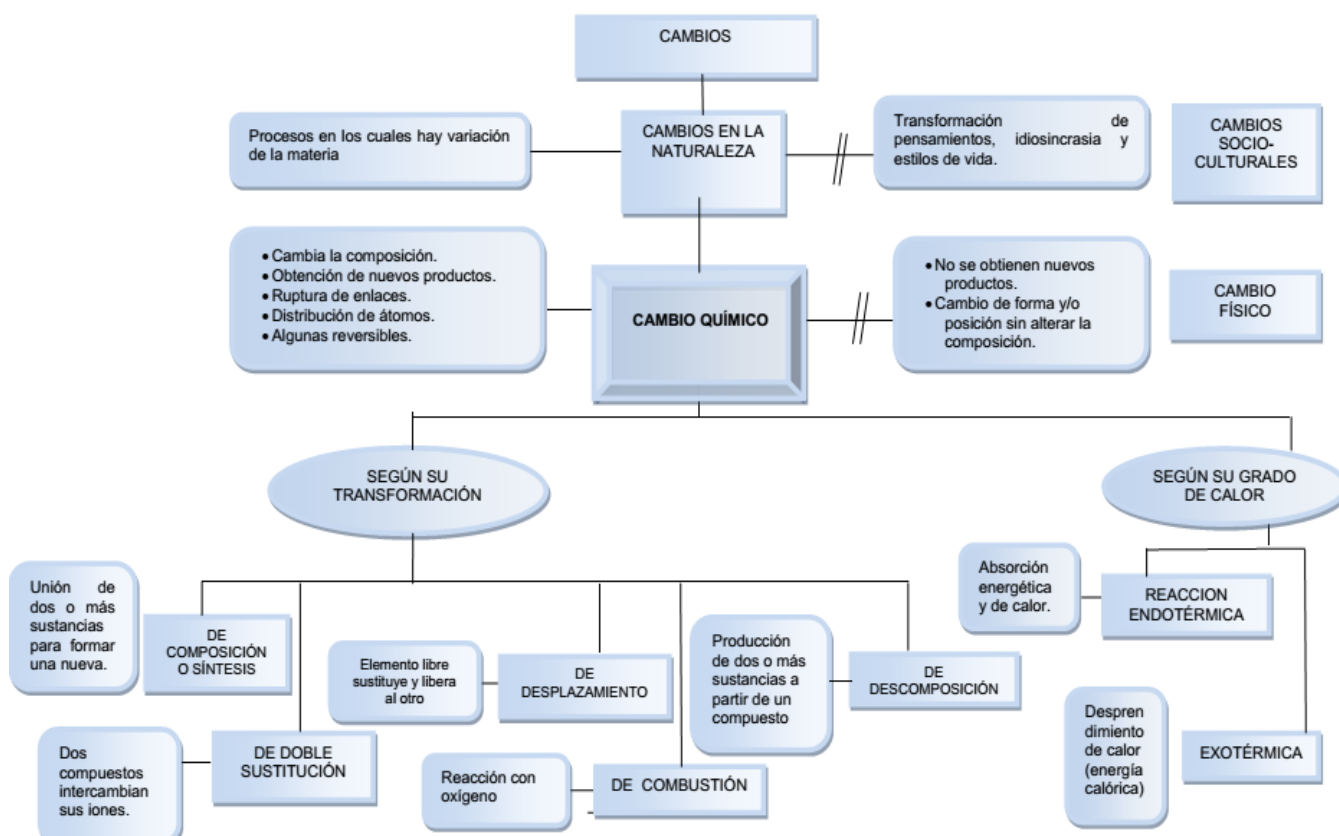


Ver el siguiente video sobre reacciones químicas. <https://www.youtube.com/watch?v=etMPtJSmaRg>



4.1.3 ACTIVIDAD N° 1

Observa y analiza el siguiente diagrama y con base en éste y la información brindada realiza las siguientes actividades.



Complete la siguiente reacción usando como clave el diagrama abajo descrito. Cuál sería el posible producto a esta reacción



REACTIVOS:





b) 6 moléculas de monóxido de carbono (CO) + 3 moléculas de oxígeno (O₂) → x moléculas de dióxido de carbono (CO₂).



c) 8 moléculas de hidrógeno (H₂) + 4 moléculas de oxígeno (O₂) → x moléculas de agua oxigenada (H₂O₂).



Responda

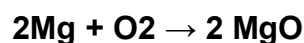
- ¿Cuál es el concepto principal del mentefacto? Lo explico.
- ¿La reacción de síntesis y la de descomposición pueden ser exclusiones entre sí? SI _____ NO _____ ¿Por qué?
- Menciono los criterios de clasificación de las reacciones químicas.
- ¿Qué tienen en común la reacción de sustitución y la reacción exotérmica?
- Construyo un mentefacto proposicional utilizando el término reacciones químicas

4.1.4 TIPOS DE REACCIONES QUIMICAS

Si sabemos lo que ocurre en una determinada reacción química, seremos capaces de predecir lo que ocurre en otras parecidas. Por eso es conveniente conocer los tipos más frecuentes de reacciones químicas.

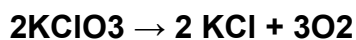
4.1.4.1 REACCIONES DE COMBINACIÓN O SÍNTESIS

En este tipo de reacciones dos o más sustancias se combinan para dar un sólo producto:



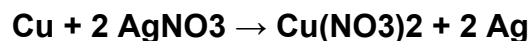
4.1.4.2 REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN

En este caso a partir de un único compuesto se obtienen como producto dos o más sustancias:



4.1.4.3 REACCIONES DE INTERCAMBIO

En esta transformación un elemento se “traslada” de un compuesto a otro.



4.1.4.4 REACCIONES DE COMBUSTIÓN

Este tipo de reacciones pertenece a un grupo más amplio de reacciones que son denominadas de oxidación. Las reacciones de combustión se caracterizan por estar acompañadas de un gran aumento de la temperatura y emisión de luz. Las combustiones más frecuentes son combinaciones con oxígeno, y los productos más habituales son el dióxido de carbono y el agua.

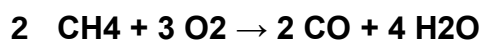
El fuego es una manifestación de una reacción de combustión. Ya habrás aprendido que para encender el fuego es necesario que haya un elemento combustible, por ejemplo la madera y el papel, y la presencia de oxígeno.



En el caso de la combustión del metano tenemos que:



En el caso de que la cantidad de oxígeno no sea suficiente se produce una reacción de combustión incompleta que determina la formación de otros productos:



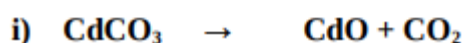
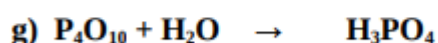
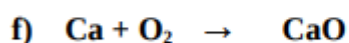
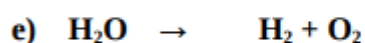
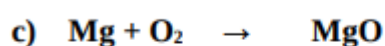
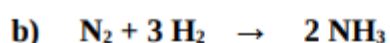
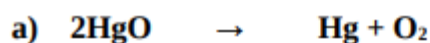
Ver el siguiente video sobre: Tipos de reacciones químicas.
<https://www.youtube.com/watch?v=qdHecHHkj38>



4.1.4.5 ACTIVIDAD N° 2

Resolver

- ¿Qué átomo o grupo de átomos se intercambió en el ejemplo de reacción de intercambio?
- ¿Podrías señalar las diferencias que existen en una combustión completa y una incompleta?
- Identifica las siguientes ecuaciones químicas:



4.2 ESTEQUIOMETRÍA

Estequiometría (del griego stolchelon, “elemento” y metrón, “medida”) es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.



La estequiometría se refiere a las relaciones de peso y mol entre las sustancias que intervienen en una reacción química. El desarrollo de la química como una ciencia experimental se inició hacia el siglo XVII. El Irlandés Robert Boyle escribió: “El verdadero hombre de ciencia debe efectuar ensayos, hacer observaciones y no formular teoría alguna sin haber comprobado previamente los fenómenos relacionados con ella”.

La ciencia fue dejando de basarse en especulaciones puramente filosóficas y una serie de leyes cuantitativas fueron sentando las bases de la química moderna. Las mediciones en el laboratorio empleando la balanza, llevaron a Lavoisier y otros científicos a enunciar las principales leyes estequimétricas de la química.

La estequiometría es una herramienta indispensable en la química. Problemas tan diversos como, por ejemplo, la medición de la concentración de ozono en la atmósfera, la determinación del rendimiento potencial de oro a partir de una mina y la evaluación de diferentes procesos para convertir el carbón en combustibles gaseosos, comprenden aspectos de estequiometría. El primero que enunció los principios de la estequiometría fue Jeremías Benjamín Richter (1762-1807), en 1792. Escribió: “la estequiometría es la ciencia que mide las proporciones cuantitativas o relacionadas de masa en la que los elementos químicos que están implicados”.

A escala microscópica, la reacción química es una modificación de los enlaces entre átomos, por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman, pero los átomos implicados se conservan. Esto es lo que llamamos la ley de conservación de la materia (masa), que implica las dos leyes siguientes:

1. La conservación del número de átomos de cada elemento químico

2. La conservación de la carga total

Las relaciones estequiométricas entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y están determinadas por la ecuación (ajustada) de la reacción.

4.2.1 LEYES PONDERALES

Las leyes ponderales son aquellas que rigen el comportamiento químico de la materia en cuanto a pesos de sustancias que intervienen en una reacción; ellas son:

4.2.2 LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Respaldada por el trabajo del científico Antoine Lavoisier, esta ley sostiene que la materia (la masa) no puede crearse o destruirse durante una reacción química, sino solo transformarse o sufrir cambios de forma. Es decir, que la cantidad de materia al inicio y al final de una reacción permanece constante “En las reacciones químicas, la cantidad de materia que interviene permanece constante”

Ejemplo: 32g de azufre se calientan con 56g de hierro, formando como producto único el sulfuro ferroso. ¿Qué cantidad de producto se obtiene de esta reacción?

Solución: de acuerdo a la ley de la conservación de la masa, la masa de los reactantes debe ser igual a la masa de los productos. Por lo tanto, si 88g de reactantes (32g + 56g) se combinaron al inicio de la reacción, la misma cantidad de masa debe obtenerse en los productos. Dado que el único producto es el sulfato ferroso, la cantidad de éste obtenida debe ser de 88g.

4.2.3 LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS Y CONSTANTES

Enunciada por el científico Proust, esta ley mantiene que al combinarse dos o más elementos para hacer un compuesto determinado, las masas de las sustancias que intervienen son fijas. Es decir, que existe una proporción de combinación exacta e invariable y por lo tanto, la composición de un compuesto específico siempre es la misma.



Por ejemplo, en la formación del agua (H_2O) intervienen dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno. Relacionando sus masas, la proporción de H a O es de 1g de H por cada 8g de O. Si reaccionan 2g de H, se combinarán con 16g de O para formar el mismo compuesto. Así mismo, si intervienen 4g de H en la formación de agua, la cantidad de O será de 32g. La proporción 1g H:8g O es constante para cualquier muestra de agua, en un compuesto determinado. Si la proporción llegara a cambiar, se puede concluir que el compuesto no es el mismo y que se trata de otro compuesto diferente que contiene los mismos elementos.

“En la formación de un compuesto, la cantidad de un elemento que se combina con una masa definida de otro es siempre la misma”.

Ejemplo: una muestra de 100g de óxido de mercurio (II) contiene 92.6g de mercurio y 7.40g de oxígeno. ¿Cuánto oxígeno se encuentra en otra muestra del mismo compuesto que contiene 150g de mercurio?

Solución: según la ley de las proporciones definidas o constantes, la proporción de mercurio a oxígeno en el óxido de mercurio (II) es constante. La proporción es de 92.6g Hg/7.40g O = 12.5g. Es decir que por cada gramo de oxígeno en el compuesto, hay 12.5g de mercurio. Si la muestra contiene 150g de Hg, la cantidad de O es de $150./12.5 = 12.0$ Por lo tanto, hay 12.0g de oxígeno en la muestra.

4.2.4 LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Afirmada por el trabajo científico de John Dalton, esta ley se aplica a compuestos diferentes que se conforman de los mismos elementos. La ley afirma que cuando existe la combinación de elementos en más de una proporción para formar diferentes compuestos, la relación entre las masas de uno de los elementos que reacciona con una misma masa de otro elemento se expresa en números enteros pequeños.

Por ejemplo, el carbono y el oxígeno forman dos compuestos comunes que son el dióxido de carbono (CO_2) y el monóxido de carbono (CO). El cuadro muestra las relaciones entre los compuestos, así:

Compuesto	Relación por masa molar	Proporción
CO_2	12g C: 32g O	1:2
CO	12g C: 16g O	1:1

Al comparar la relación entre las masas de oxígeno que reaccionan con una misma masa de carbono (12g), se obtiene que esta proporción es de 32g O: 16g O, lo que es igual a 2:1 ó 2 (un número entero pequeño).

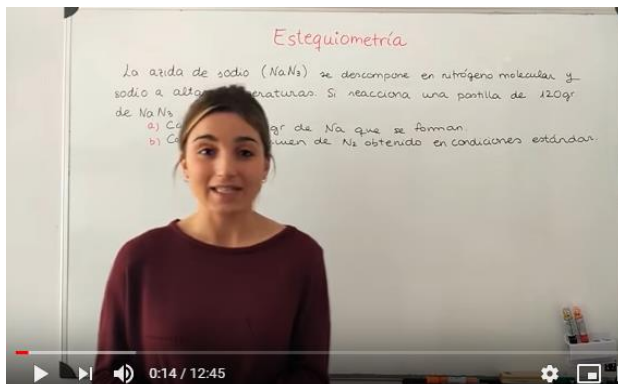
“Cuando dos elementos reaccionan en más de una proporción para formar compuestos diferentes, las masas de uno de los elementos que se combinan con la misma masa de otro, están en relación de números enteros pequeños”.

Ejemplo: Una mol del compuesto “A” contiene 28g de nitrógeno por cada 16g de oxígeno y una mol del compuesto B contiene 48g de oxígeno por cada 28g de nitrógeno. Utilice la información acerca de los compuestos A y B para ilustrar la ley de las proporciones múltiples.



Solución: comparando las masas de oxígeno que reaccionan con una misma cantidad de nitrógeno (28g), se obtiene que la relación es de 48g O: 16g O, lo que es igual a 3:1 ó 3 (un número entero pequeño).

Ver el siguiente video sobre Estequiometría. <https://www.youtube.com/watch?v=A9Ag1seap2g>



4.3 ACTIVIDAD N° 3

Respondo a los siguientes cuestionamientos.

- ¿Qué es la estequiometria?
- A qué se refiere el texto cuando dice “La ciencia fue dejando de basarse en especulaciones puramente filosóficas”. Sustento mi respuesta.
- ¿Por qué es importante la estequiometria?
- ¿Cómo se define una reacción química a escala microscópica?
- Justifica con tus palabras cada una de las leyes ponderales.
- ¿Qué similitudes y diferencias encuentras en ellas?
- ¿Tendrá alguna relación la estequiometria con las leyes ponderales? Explico claramente.

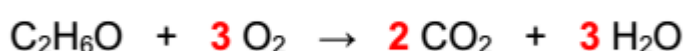
Una ecuación química balanceada contiene la información necesaria para predecir cuál será la cantidad de reactivo que se requiere para preparar una determinada cantidad de producto, o para establecer cuánto producto se obtiene a partir de cierta cantidad de reactivo. Estos cálculos se pueden realizar basados en las leyes ponderales.

- ¿Qué establecen las leyes ponderales? Da un ejemplo para cada caso.
- ¿Quién estableció la ley de las proporciones definidas?
- ¿Quién fue el creador de la balanza? Explica el funcionamiento de este instrumento de medición.

Resuelva los siguientes ejercicios por cálculos estequiométricos

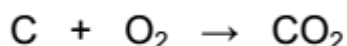
- En la reacción de combustión del etanol, 1 mol de etanol reacciona con 3 moles de oxígeno para dar 2 mol de dióxido de carbono y 3 moles de agua. Calcula cuántos gramos reaccionan de cada sustancia si se quema una mol de etanol.

La reacción de combustión del etanol es:

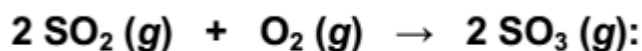


- En la reacción de formación de dióxido de carbono a partir de sus elementos, se obtienen 88 g del mismo. Calcula qué cantidad de sustancia en mol necesitamos de carbono.

La reacción de formación del dióxido de carbono es



c. Para la reacción:



- ¿Cuántos gramos de oxígeno hacen falta para reaccionar con 16 g de SO₂?
- ¿Cuántos gramos de SO₃ se obtendrán en ese caso?

4.4 LECTURAS DE ANÁLISIS Y COMPRENSIÓN

- Lee con atención el siguiente texto; enseguida, realiza lo que se te pide.

4.4.1 ¿CÓMO SE SINTETIZA EL MATERIAL ELÁSTICO?

Los plásticos, al igual que las fibras sintéticas, son elementos cuyo ingrediente principal es una macromolécula llamada polímero, la cual está constituida por unidades más pequeñas a las que conocemos como monómeros hidrocarburos. (Leo Baekeland. 1863 – 1994). A partir de sus descubrimientos, crea la “era del plástico”). Estas sustancias no tienen punto fijo de ebullición, poseen propiedades de elasticidad y flexibilidad que permiten moldearlas y adaptarlas a diferentes formas y aplicaciones.

Los plásticos pueden ser de dos clases: Termoplásticos, que son aquellos que tienen cierta dureza, pero se vuelven flexibles cuando se les aplica calor.

Termoestables, los cuales son llamados así por conservar su forma y estructura molecular una vez calentados a cierta temperatura, con lo que se vuelven muy duros y se vuelven inmunes a posteriores aplicaciones de calor.

4.4.2 ACTIVIDAD N° 4

1. Anota el nombre de tres plásticos presente en la vida cotidiana.
2. Investiga en diferentes fuentes y contesta:
3. En qué consisten estos dos métodos:
 - a. Moldeo por inyección
 - b. Moldeo por compresión
4. Completa la tabla como se indica. Indica el polímero del cual proviene cada material y señala si se trata de un termoplástico o de un termoestable.



Tipo de material	Polímero del cual proviene	Termoplástico	Termoestable
Tubos de drenaje			
Envases de refresco			
Pantalón sintético			
Forro para libros			
Vaso de unicel			
Cubiertos de plástico			
Juguetes de plástico			
Bolsas para basura			

4.4.3 LECTURA: PILAS Y BATERÍAS

Muchos equipos electrónicos de la sociedad moderna como celulares, computadores portátiles, relojes, entre otros, funcionan con baterías o pilas. Detrás de estas fuentes de energía, se esconde un número apreciable de reacciones químicas que permiten el funcionamiento de estas maravillas modernas.

La primera pila fue inventada por el italiano Alessandro Volta en 1800. Volta tomó discos de cobre y zinc, y puso entre ellos un trozo de tela humedecida con ácido sulfúrico diluido (H_2SO_4). Luego comenzó a apilar sucesivamente más discos de cobre, zinc y tela hasta lograr una amplia cadena, de ahí se deriva el nombre de pila. De esta manera, Volta logró comprobar que su pila producía corriente eléctrica, sin embargo, en esa época no existía una aplicación concreta frente a este invento, caso contrario a nuestros días, en la actualidad todo el campo de la electrónica moderna emplea pilas electroquímicas que plasman claramente el funcionamiento de los mismos principios electroquímicos propuestos por Alessandro Volta.

Las pilas y las baterías son en esencia dispositivos que almacenan energía electroquímica a través de reacciones redox o de óxido-reducción controladas apropiadamente. En la actualidad, existen diversas clases de reacciones redox aplicadas en el desarrollo de una enorme variedad de pilas electroquímicas, algunas de estas son:

Pilas secas: son las más comunes, emplean zinc y grafito como electrodos y una pasta húmeda de grafito pulverizado, dióxido de manganeso (MnO_2) y cloruro de amonio (NH_4Cl) como electrolitos.

Pilas alcalinas: son similares a las pilas secas, sin embargo, el electrolito se compone de (MnO_2) y $NaOH$. Estas pilas se caracterizan porque mantienen un alto voltaje por más tiempo.

Pilas de mercurio: emplean mercurio como electrodo. Aun-que son productos muy tóxicos ya que el mercurio (Hg) es un metal pesado, son utilizadas ampliamente en la fabricación de pilas pequeñas para relojes y calculadoras.

Uno de los sistemas electroquímicos más potentes lo encontramos en los acumuladores o las baterías de plomo, empleadas en el sistema eléctrico de automóviles y motocicletas. A estas pilas se les denomina acumuladores porque tienen la capacidad de recargarse cuando se les aplica una corriente inversa a su reacción de producción de energía. Por ello, cuando el vehículo está en movimiento un dinamo accionado por el movimiento del motor recarga la batería. En realidad, el acumulador en su interior consta de una serie de seis celdas o baterías más pequeñas, cada una de dos voltios.

Estas baterías se interconectan en serie para producir un total de 12 voltios. De forma similar las baterías recargables vuelven a su estado inicial de carga al aplicarles una corriente eléctrica. Las pilas recargables más comunes emplean un sistema de níquel y cadmio ($Ni-Cd$).



Las baterías modernas son las generalmente de nitrato de litio (LiN), estas permiten ser recargadas generando un alto potencial redox, esta clase de pilas son muy empleadas en celulares y computadores portátiles. Por su alta eficiencia son empleadas incluso en dispositivos electrónicos que se pueden implantar en el cuerpo humano como los marcapasos y los implantes cocleares.

4.4.4 ACTIVIDAD N° 5

Responde.

- ¿Cuáles son las principales clases de pilas?
- ¿Cuáles son los componentes de una pila? ¿Qué son y qué función cumple cada una de las sustancias empleadas por Volta cuando inventa la primera pila?
- ¿Por qué unas pilas son recargables y otras no?
- ¿Qué postura asumo frente a los adelantos tecnológicos de la sociedad moderna?
- ¿Cómo reacciono frente a las opiniones de los demás cuando participo en una discusión?
- ¿Qué acciones realizo para disminuir la contaminación generada por los residuos sólidos debidos al uso excesivo de pilas desechables?

4.5 LOS GASES

Los gases son compuestos muy importantes para el mantenimiento de la vida en la Tierra, como por ejemplo el oxígeno que respiramos. Por otro lado, estos también son los responsables de contaminar la atmósfera y sus consecuencias como el Efecto Invernadero, el calentamiento global y las lluvias ácidas.

Además de eso, los gases también son muy usados en procesos necesarios de la vida cotidiana, tales como el inflado de neumáticos de los automóviles, en las cocinas y reacciones en laboratorios e industrias químicas.

Los gases son compuestos de partículas minúsculas que pueden ser átomos o moléculas. Pero, ya que no es posible ver esos componentes de los gases, su comportamiento y sus características se basan en un modelo ideal (Teoría Cinética de los Gases).

4.5.1 CARACTERÍSTICAS DE LOS GASES

- Una de las características de los gases es que ellos ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene.
- Sus partículas se encuentran bastantes alejadas unas de otras, moviéndose continuamente de manera desordenada. A este movimiento veloz de los gases se lo llama agitación térmica, pues cuanto más aumenta la temperatura del sistema, más rápido las partículas se moverán.
- La velocidad de las partículas del aire atmosférico en condiciones normales de presión y temperatura es de aproximadamente 1400 km/h.
- Debido a este movimiento, las partículas de los gases están constantemente chocándose unas con otras y con las paredes del recipiente.
- Estos choques contra las paredes del recipiente ejercen una determinada fuerza por unidad de área, que es la presión ejercida por el gas. Además de eso, estos choques ocurren de forma elástica, es decir que estos choques ocurren sin variación de energía cinética total.
- Los gases poseen gran expansibilidad y compresibilidad, por lo tanto su volumen será exactamente el volumen del recipiente que los contiene. Cuando no están en un recipiente, estos no poseen forma definida ni volumen constante.
- Los gases poseen masa. Cuando la masa de un gas es igual a la masa en estado líquido o sólido, este ocupa un volumen mucho mayor de que si estuviese en alguno de esos dos estados físicos.
- Son menos densos que los sólidos y los líquidos.
- Poseen gran dilatabilidad con variación de temperatura, o sea, se dilatan al recibir calor.
- Un gas siempre se mezcla uniformemente con otros gases. Un ejemplo es el aire, que es una mezcla de varios gases, siendo los más principales el gas nitrógeno (N₂) y el oxígeno (O₂).



- Las variables de estudio de los gases son la presión, el volumen y la temperatura.

Fuente <https://www.caracteristicass.de/gases/>

Observa el siguiente video sobre teoría cinética molecular de los gases.
<https://www.youtube.com/watch?v=ZYywjoUiILY>

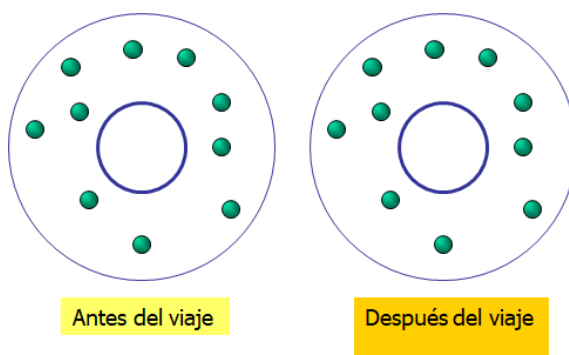


Química: Teoría cinético molecular de los gases - Traful UtemVirtual

4.5.2. ACTIVIDAD

Responda los siguientes ejercicios con base en la observación del video anterior

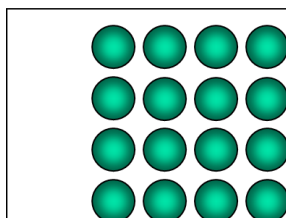
- Cuando se cocina pescado en el horno o freímos churros, el olor se difunde rápidamente por toda la casa e incluso por las viviendas vecinas. Lo mismo sucede si destapamos un frasco de perfume o cuando utilizamos el gel en la ducha. Trata de explicar este hecho basándote en la teoría cinético-corpuscular.
- Si calentamos el aire contenido en un recipiente de paredes rígidas, se cumple que la presión del aire aumenta (es evidente que el volumen ocupado por el gas no cambia). Esto es lo que sucede aproximadamente con el aire encerrado en el neumático de un coche después de un largo viaje. Como consecuencia del mismo, las ruedas y su contenido se calientan: observamos que están más rígidas; ya que el volumen de las ruedas apenas ha cambiado, lo que sucede es que ha aumentado la presión. Trata de explicar este hecho basándote en la teoría cinético-corpuscular. Para apoyarse mejor observe las figuras



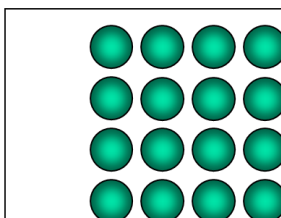
- Cuando calentamos un sólido durante mucho tiempo llega un momento en que pasa a estado líquido: decimos que se funde. Mientras dura la fusión la temperatura permanece constante, aunque el suministro de energía continúe. Intenta explicar estos dos hechos mediante la teoría cinético-corpuscular.



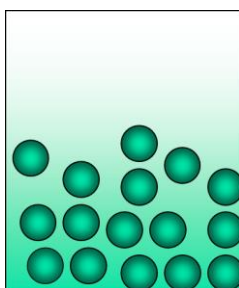
Sólido



Sólido fundiéndose



- D. Intenta explicar los siguientes hechos basándote en la teoría cinético-corpúscular:
- (a) Un líquido en un recipiente abierto se evapora espontáneamente.
 - (b) Si aumentamos la temperatura de un líquido, se evapora más deprisa.
 - (c) Mientras dura la evaporación la temperatura del líquido disminuye.



Líquido evaporándose

Fuente: http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/Q3_Leccion2_1.ppt

4.5.3 LEYES DE LOS GASES

Las leyes fundamentales de los gases o leyes volumétricas son las siguientes:

Ley de Boyle:

La Ley de Boyle es una ley de los gases que relaciona el volumen y la presión de una cierta cantidad de gas a temperatura constante.

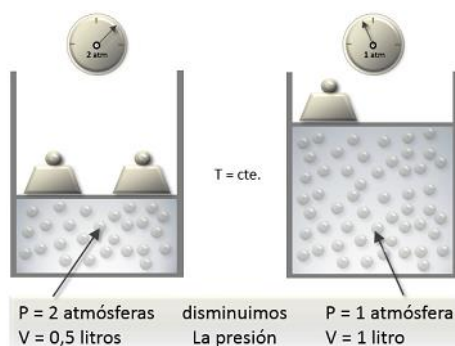
En 1662 Boyle descubrió que la presión que ejerce un gas es inversamente proporcional a su volumen a temperatura y cantidad de gas constante: $P = k / V \rightarrow P \cdot V = k$ (k es una constante).

Por lo tanto: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

Lo cual tiene como consecuencia que:

Si la presión aumenta el volumen disminuye

Si la presión disminuye el volumen aumenta



Ejemplo: A presión de 12 atm, 28L de un gas a temperatura constante experimenta un cambio ocupando un volumen de 15 L. Calcular cuál será la presión que ejerce el gas.

Solución: ya que relacionamos presión con volumen, debemos aplicar la Ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$, donde:

$P_1 = 12$ atmósferas

$V_1 = 28$ litros



$V_2 = 15$ litros

Reemplazando los valores conocidos: $12 \cdot 28 = P_2 \cdot 15 \rightarrow P_2 = 336 / 15 = 22,4$ atmósferas

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-boyle.html>

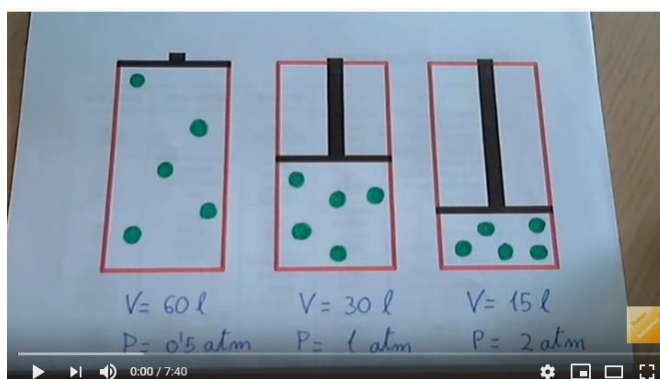
Ejercicios de afianzamiento.

Ejercicio 1: un tanque a presión de 5 atmósferas contiene 100 m³ de un gas. Calcular el volumen que ocuparía en un tanque a presión ambiente de 1 atmósfera si la temperatura permanece constante.

Ejercicio 2: un globo de helio ocupa 100 litros a nivel del mar (1 atmósfera). Calcular el volumen del globo a 20 kilómetros de altura donde la presión del aire es de 0,054 atmósferas. Se considera que la temperatura es la misma en los dos puntos

Para recibir amplia explicación puede observar el siguiente video

<https://www.youtube.com/watch?v=sz4vPri eupE>



Ley de Charles:

La Ley de Charles es una ley de los gases que relaciona el volumen y la temperatura de una cierta cantidad de gas a presión constante.

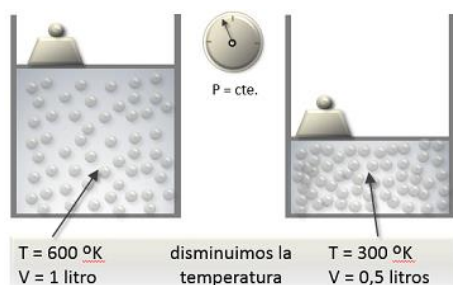
En 1787 Charles descubrió que el volumen del gas a presión constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta (en Kelvin): $V = k \cdot T$ (k es una constante).

Por lo tanto: $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$

Lo cual tiene como consecuencia que:

Si la temperatura aumenta el volumen aumenta

Si la temperatura disminuye el volumen disminuye



Ejemplo 2: un gas ocupa un volumen de 5,5 litros a una temperatura de -193 °C. Si la presión permanece constante, calcular a qué temperatura en volumen sería de 7,5 litros.

Solución: ya que relacionamos temperatura con volumen a presión constante, aplicamos la **Ley de Charles:** $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$, donde:

- $T_1 = -193^\circ\text{C} \rightarrow 273 + (-193) = 80 \text{ K}$
- $V_1 = 5,5$ litros, $V_2 = 7,5$ litros



- Despejamos la incógnita T_2 :
 - $V_1 / T_1 = V_2 / T_2 \rightarrow T_2 = V_2 / (V_1 / T_1)$
 - $T_2 = 7,5 / (5,5 / 80) = 109,1 \text{ K}$

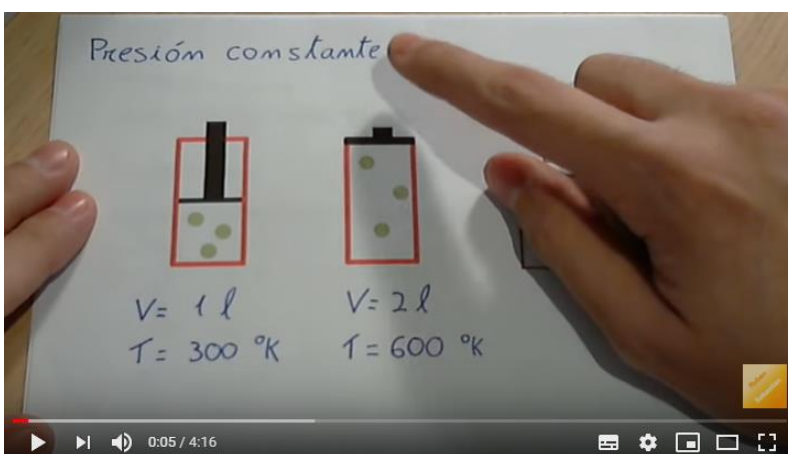
Ejercicio 1: una determinada cantidad de neón ocupa 0,3 litros a 200°C. Calcular el volumen que ocuparía a 0°C si la presión se mantiene constante.

Ejercicio 2: una determinada cantidad de oxígeno ocupa 2,5 litros a 50°C. Calcular la temperatura a la que ocupará 1 litro

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-charles.html>

Para mejor comprensión pueden observar el siguiente video

<https://www.youtube.com/watch?v=ypXnzTWXC9Y>



Ley de los Gases Ideales:

Los gases ideales poseen las siguientes propiedades:

Las moléculas del gas se mueven a grandes velocidades de forma lineal pero desordenada

La velocidad de las moléculas del gas es proporcional a su temperatura absoluta

Las moléculas del gas ejercen presión sostenida sobre las paredes del recipiente que lo contiene

Los choques entre las moléculas del gas son elásticos por lo que no pierden energía cinética

La atracción / repulsión entre las moléculas del gas es despreciable

Para estos gases ideales se cumple la siguiente ley:

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

Donde P es la presión (en atmósferas), V el volumen (en litros), n son los moles del gas, R la constante universal de los gases ideales (0,0821 l·atm·K⁻¹·mol⁻¹) y T la temperatura absoluta (en grados Kelvin).

Para mejor comprensión observar el siguiente video

<https://www.youtube.com/watch?v=RLmvSE5jou8>



Ejemplo 1: calcular el volumen de 6,4 moles de un gas a 210°C sometido a 3 atmósferas de presión.

Solución:

- Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- Pasamos la temperatura a Kelvin: $210^{\circ}\text{C} = (210 + 273) ^{\circ}\text{K} = 483^{\circ}\text{K}$
- $V = n \cdot R \cdot T / P = 6,4 \text{ moles} \cdot 0,0821 \cdot 483^{\circ}\text{K} / 3 \text{ atm.} = \mathbf{84,56 \text{ litros}}$

Ejemplo 2: calcular el número de moles de un gas que tiene un volumen de 350 ml a 2,3 atmósferas de presión y 100°C.

Solución:

- Estamos relacionando moles de gas, presión, temperatura y volumen por lo que debemos emplear la ecuación $P \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- Pasamos la temperatura a Kelvin: $100^{\circ}\text{C} = (100 + 273) ^{\circ}\text{K} = 373^{\circ}\text{K}$
- $n = (P \cdot V) / (R \cdot T) = (2,3 \text{ atm.} \cdot 0,35 \text{ l.}) / (0,0821 \cdot 373^{\circ}\text{K}) = \mathbf{0,0263 \text{ moles}}$

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-los-gases-ideales.html>

Ley General de los Gases:

La **Ley General de los Gases** consiste en la unión de las siguientes leyes:

- Ley de Boyle: $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$
- Ley de Gay-Lussac: $P_1 / T_1 = P_2 / T_2$
- Ley de Charles: $V_1 / T_1 = V_2 / T_2$

Todas ellas se condensan en la siguiente fórmula que es aplicable para **una misma cantidad** de gas:

$$P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$$

donde:

P es la presión

V es el volumen

T es la temperatura absoluta (en grados Kelvin)

Ejemplo 1: un gas tiene una presión de 600 mmHg, un volumen de 670 ml y una temperatura de 100°C. Calcular su presión a 200°C en un volumen de 1,5 litros.

Solución: tenemos masa constante de gas por lo que podemos aplicar la **Ley General de los Gases**: $P_1 \cdot V_1 / T_1 = P_2 \cdot V_2 / T_2$, donde:

- $P_1 = 650 \text{ mmHg}$
- $V_1 = 670 \text{ ml} = 0,67 \text{ litros}$



- $T_1 = 100^{\circ}\text{C} = 373^{\circ}\text{K}$
- $P_2 = ?$
- $V_2 = 1,5$ litros
- $T_2 = 200^{\circ}\text{C} = 473^{\circ}\text{K}$

Despejamos P_2 :

- $P_2 = (P_1 \cdot V_1 / T_1) \cdot (T_2 / V_2)$
- $P_2 = (650 \cdot 0,67 / 373) \cdot (473 / 1,5) = 368 \text{ mmHg}$

Fuente: <https://www.quimicas.net/2015/05/ley-general-de-los-gases.html>

Para mejor comprensión pueden observar el siguiente video

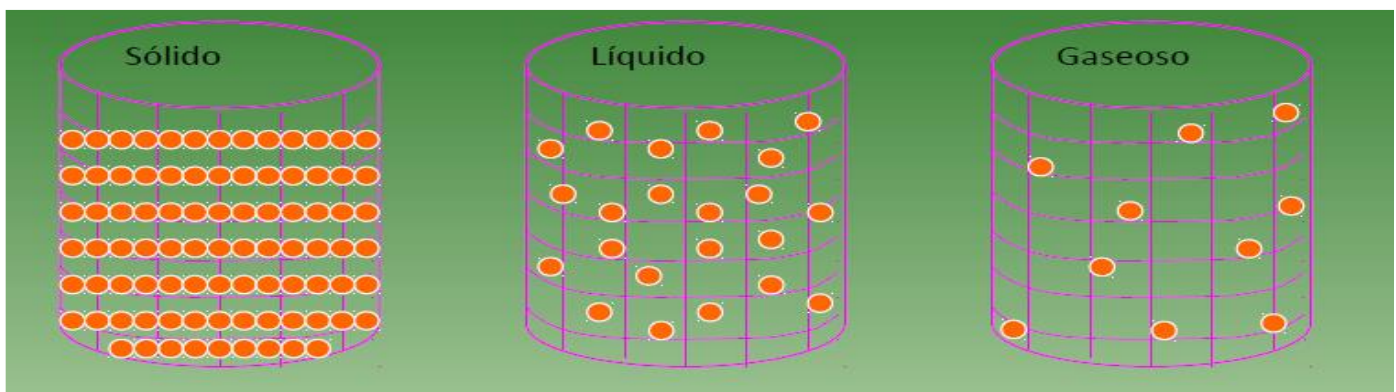
<https://www.youtube.com/watch?v=da7IC0vj8K0>



4.5.4. ACTIVIDAD PERSONAL

Fuente: <file:///D:/Users/Usuario/Downloads/leyesypropiedadesdelosgasesoctavobasico-121017141545-phpapp01.pdf>

1. Al aumentar la temperatura, las moléculas adquieren mayor movimiento.



PREGUNTA:

¿En cuál de los cilindros hay mayor movimiento?
¿Cuál sería el efecto de la temperatura en cada estado?
Observe las imágenes y responda.

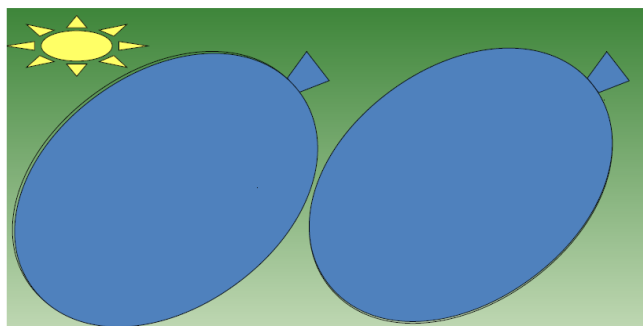


- ¿Por qué una persona con esquí no se hunde en la nieve?
- Si una persona camina con tacos por la arena y otra descalza,
- ¿son iguales las huellas que dejan?
- ¿Cuándo se ejerce más presión en el suelo?

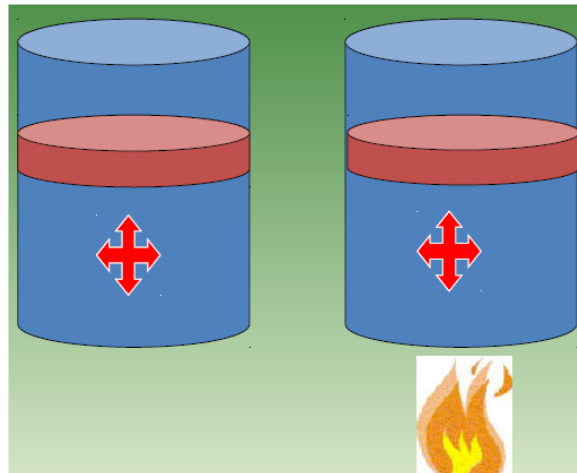
¿Qué otros ejemplos conocen de gases que ejercen presión en el recipiente que las contiene?
Observe las imágenes



¿Cómo es el movimiento de las partículas cuando se aplica calor del sol sobre los globos? Observe la imagen

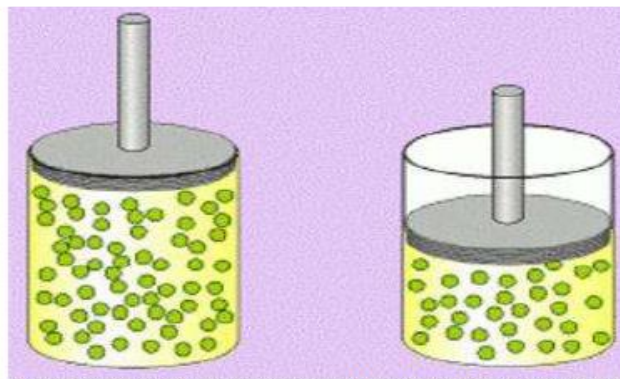


¿Qué pasa con el volumen de un gas cuando aumentamos la temperatura, en un recipiente expandible? Observe la imagen y responda. ¿Cómo es la presión en ambos casos?

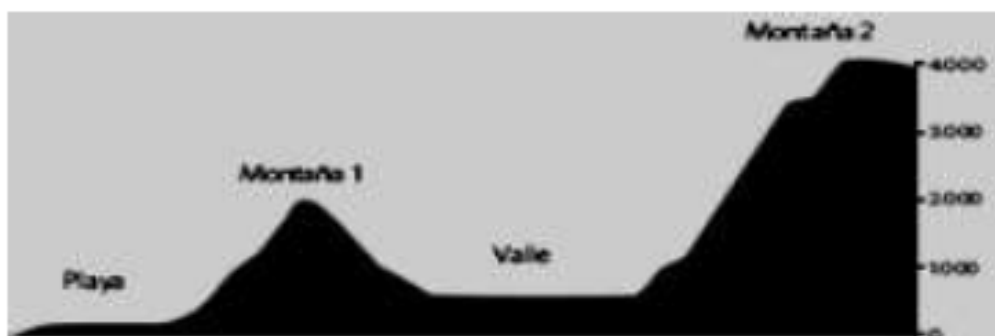


La mamá pone a cocer frijoles en la olla a presión. Al cabo de un rato se siente un ruido y se observa que sale vapor por un agujero. ¿Qué sucederá con la presión del vapor dentro de la olla a medida que aumenta la temperatura? Explica

Si los dos recipientes de la figura están llenos de la misma cantidad de gas, tienen un volumen de dos litros y un litro respectivamente, y la presión del gas en el segundo es el doble que en el primero. ¿Qué recipiente estará a menor temperatura? Fundamenta tu respuesta.



Observa el siguiente diagrama:



¿En cuál de estas ubicaciones hay una menor presión atmosférica?

- a. Playa.
- b. Montaña 1.
- c. Valle.
- d. Montaña 2.

Fuente: <file:///D:/Users/Usuario/Downloads/pruebadelosgases-170330152928.pdf>



5. EVALUACIÓN Y RETROALIMENTACIÓN:

REJILLA DE EVALUACIÓN Y RETROALIMENTACIÓN	Estratégico Superior (95-100)	Autónomo Alto (80-94)	Resolutivo Básico (70-79)	Pre-formal o Receptivo Bajo (10-69)	Valoración
Planificación del Trabajo / Puntualidad	Realiza uso adecuado de materiales y recursos disponibles, de acuerdo con el procedimiento y plazo establecidos.	Usa materiales y recursos disponibles, de acuerdo con el procedimiento y plazo establecidos.	Usa materiales y recursos disponibles con cierta dificultad, pero se ajusta al plazo establecido.	Usa materiales y recursos disponibles con dificultad, sin ajustarse al plazo establecido.	
Responsabilidad	Asume responsabilidades y comprende las de los demás, valorando el esfuerzo individual y colectivo.	Asume y comprende responsabilidades, reconociendo el esfuerzo individual y colectivo.	Asume y comprende responsabilidades con dificultad, reconociendo el esfuerzo individual y colectivo.	Elude responsabilidades y tiene dificultad para reconocer el esfuerzo individual y colectivo.	
Participación / Actitud	Forma parte activa y armónica de la dinámica grupal, generando propuestas que mejoran el aprendizaje cooperativo.	Forma parte de la dinámica grupal, generando propuestas que mejoran el aprendizaje cooperativo.	Forma parte de la dinámica grupal y realiza con dificultad propuestas que mejoran el aprendizaje cooperativo.	Con dificultad forma parte de la dinámica grupal, sin realizar propuestas que mejoran el aprendizaje cooperativo.	
Habilidades Sociales	Interactúa con empatía y autocontrol, manteniendo actitud de respeto hacia otros puntos de vista y utilizando diferentes habilidades sociales que contribuyen al desarrollo de actividades.	Interactúa con empatía y autocontrol, manteniendo actitud de respeto hacia otros puntos de vista, lo que contribuye al desarrollo de actividades.	Interactúa con actitud de respeto hacia otros puntos de vista, lo que contribuye al desarrollo de actividades.	Interactúa con dificultad durante el desarrollo de actividades.	
Generación y Presentación de Evidencias	Contribuye de manera activa al alcance de metas, responsabilizándose de sus aportes en la presentación y sustentación de evidencias.	Contribuye al alcance de metas, responsabilizándose de sus aportes en la presentación y sustentación de evidencias.	Contribuye al alcance de metas, pero con dificultad se responsabiliza de sus aportes en la presentación y sustentación de evidencias.	Con dificultad contribuye al alcance de metas, sin responsabilizarse de sus aportes en la presentación y sustentación de evidencias.	

Observaciones y/o Sugerencias:



6. BIBLIOGRAFIA Y/O WEBGRAFÍA

- <http://es.calameo.com/read/003616920af5dad134bca>
- <https://pt.slideshare.net/mkciencias/grado-10-taller-prctico-p-iv?ref=>
- <https://pt.slideshare.net/DGS998/ejercicios-resueltos-xidos-no-metlicos-9837402>
- <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/ecoescuela/recursosdigitales/2015/03/21/reacciones-quimicas-interactivas/>
- <http://aprendeenlinea.udea.edu.co/lms/ocw/mod/page/view.php?id=246>
- <https://educacionquintanormal.files.wordpress.com/2011/08/guia-nc2ba-6-de-disoluciones-2c2ba-medio.pdf>
- <http://slekis.blogspot.com/2010/09/reaccion-quimica.html>
- <https://www.youtube.com/watch?v=etMPtJSmaRg>
- <https://www.youtube.com/watch?v=gdHecHHkj38>
- <https://www.youtube.com/watch?v=A9Ag1seap2g>
- <https://www.caracteristicass.de/gases/>
- <https://www.youtube.com/watch?v=ZYywjoUilLY>
- http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/Q3_Leccion2_1.ppt
- <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-boyle.html>
- <https://www.youtube.com/watch?v=sz4vPriepE>
- <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-charles.html>
- <https://www.youtube.com/watch?v=ypXnzTWXC9Y>
- <https://www.youtube.com/watch?v=RLmvSE5jou8>
- <https://www.quimicas.net/2015/05/ejemplos-de-la-ley-de-los-gases-ideales.html>
- <https://www.quimicas.net/2015/05/ley-general-de-los-gases.html>
- <https://www.youtube.com/watch?v=da7lC0vj8K0>
- <file:///D:/Users/Usuario/Downloads/leyesypropiedadesdelosgasesoctavobasico-121017141545-phpapp01.pdf>
- <file:///D:/Users/Usuario/Downloads/pruebadelosgases-170330152928.pdf>