

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

Docente: Johann Camilo Vargas Angel		Área: Química	
Grado: 11	Sede: Rosita		Fecha: 01 febrero 2021 a 09 de abril 2021
Estándar: Realizo cálculos cuantitativos en cambios químicos. Identifico cambios químicos en la vida cotidiana y en el ambiente. Explico los cambios químicos desde diferentes modelos. Verifico el efecto de presión y temperatura en los cambios químicos			
DBA: Comprende que los diferentes mecanismos de reacción química (oxido-reducción, descomposición, neutralización y precipitación) posibilitan la formación de compuestos inorgánicos.			
Nombre del estudiante:			

CRONOGRAMA

SEMANA	FECHA DE ENCUENTRO VIRTUAL	FECHA DE ENTREGA DE TRABAJOS	HORA	TEMA	ACTIVIDADES
1 al 5 de febrero	Toda la semana		8: 00 a.m. A 10 a.m.	Semana de inducción	Caracterización- dirección de grado- gobierno escolar- sistema de evaluación- trabajo virtual.
8 al 12 de febrero	09 de febrero		9: 30 a.m. A 11:00 a.m.	Las reacciones químicas	
15 al 19 de febrero	No hay encuentro virtual	17 de febrero plazo máximo	9: 30 a.m. A 11:00 a.m.		1)¿Qué es una reacción química, un reactivo y un producto?, haga un ejemplo donde incluya los reactivos y productos. 2)¿Cómo se clasifican las reacciones? 3)¿Explique brevemente los 4 ejemplos de reacciones químicas según los procesos químicos que ocurren y los dos ejemplos de reacciones químicas según el sentido en el que ocurren? 4)¿Qué es una reacción endotérmica y exotérmica, cual es la diferencia?
22 al 26 de febrero	23 de febrero		9: 30 a.m. A 11:00 a.m.	Balaneo de ecuaciones	
1 al 5 de marzo	No hay encuentro virtual	03 de marzo plazo máximo	9: 30 a.m. A 11:00 a.m.		1)Qué es el balaneo de ecuaciones? 2)Cómo se balancea una ecuación? 3)Explique a través de un ejemplo el método de balaneo de una ecuación por tanteo 4)Realice el siguiente balaneo por el método de tanteo: $\text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{Al}_2\text{SO}_4$
8 al 12 de marzo	09 de marzo		9: 30 a.m. A 11:00 a.m.	Ley de los gases	
15 al 19 de marzo	No hay encuentro virtual	17 de marzo plazo máximo	9: 30 a.m. A 11:00 a.m.		1)Realice la gráfica de cada una de las leyes de los gases y explique porque la tendencia de cada una 2)Realice un cuadro donde enuncie la relación que existe entre cada uno de las propiedades de los gases 3)Realice 2 ejercicios de cada una de la ley de los gases 4)Explique a través de un ejemplo cotidiano la aplicación de ley de los gases
22 al 26 de marzo	23 de marzo		9: 30 a.m. A 11:00 a.m.	Estequiometría	
05 de abril al 09 de abril	No hay encuentro virtual	07 de abril plazo máximo	9: 30 a.m. A 11:00 a.m.		1. Observe la siguiente ecuación de la combustión de la gasolina y realiza los cálculos. $\text{C}_8\text{H}_{18} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ a. La cantidad de reactivos en gramos. Luego, compárala con la cantidad de productos en gramos. ¿Qué se observa? b. ¿Cuántos moles de gasolina se quemarán para producir 300 g de CO₂? c. ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren para quemar 3,5 moles de gasolina?

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

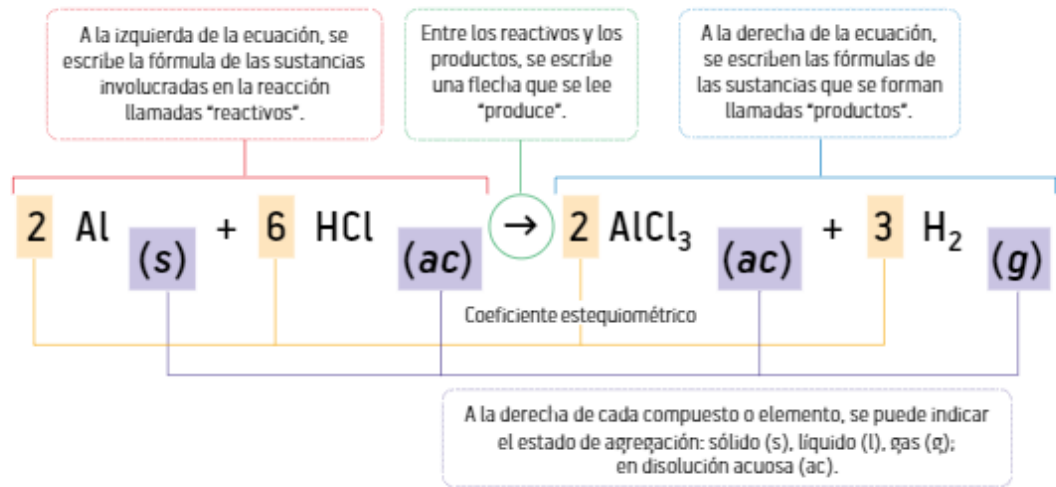
SEMANA 2 y 3
Tema 1: Las Reacciones químicas

La representación de los fenómenos químicos

Los procesos que muestran la forma como suceden los cambios químicos son llamados **reacciones químicas**. Una reacción química es un proceso por el cual una o más sustancias llamadas **reactivos** o **reactantes** se transforman en un nuevo grupo de sustancias llamadas **productos**.

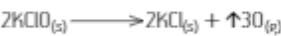
Como sucede con los símbolos de los elementos, se ideó una forma que permitiera representar una reacción química por medio de ecuaciones químicas, para esto se usan símbolos químicos que muestran lo que sucede en una reacción.

Las fórmulas correspondientes a los reactivos se escriben a la izquierda de la flecha, mientras que las fórmulas de los productos se escriben a la derecha. Si hay más de un reactivo o se forma más un producto, las fórmulas de cada miembro de la ecuación irán separadas por signos de adición. Por ejemplo:



El número que va antes de cada fórmula química se llama **coeficiente estequiométrico**, y nos indica el número de moles de ese elemento o compuesto que intervienen en la reacción.

Frecuentemente es necesario especificar que ha ocurrido un cambio de estado, para lo cual se emplean flechas. Así, una flecha hacia arriba (↑) junto al elemento o al compuesto, indica desprendimiento de gas, una flecha hacia abajo (↓) simboliza formación de un precipitado. Por ejemplo,



Las clases de reacciones químicas

Las reacciones químicas se pueden clasificar a partir de distintas características.

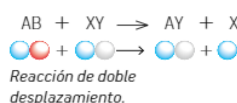
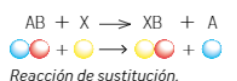
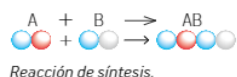
- Teniendo en cuenta los procesos químicos ocurridos, se clasifican en reacciones de síntesis, de descomposición, de sustitución o de desplazamiento, de doble desplazamiento, óxido-reducción, neutralización y combustión.
- Teniendo en cuenta el sentido en el que se lleva a cabo una reacción, se clasifican en reacciones reversibles o irreversibles.
- Teniendo en cuenta los cambios energéticos producidos, se clasifican en exotérmicas o endotérmicas.

Vocabulario

Moles: unidad en química empleada para hacer referencia a la cantidad de sustancia. Una mol de cualquier sustancia hace referencia a $6,023 \times 10^{23}$ unidades elementales independientemente de cuáles que sean.

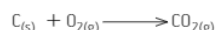
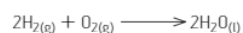
	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

El lenguaje de la química



Las reacciones químicas según los procesos químicos ocurridos

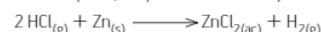
→ Una reacción química en la que se forman sustancias nuevas luego de la combinación de dos o más sustancias se conoce como reacción de **síntesis** o **combinación**.



→ Cuando los reactivos se dividen en sustancias más sencillas, aumentando el número de moléculas en los productos, se conoce como **reacción de descomposición** o **de disociación térmica**.



→ Las **reacciones de sustitución** o **de desplazamiento** son aquellas en las cuales una sustancia simple reacciona con una más completa, desplazando o sustituyendo uno de sus componentes.



→ Las **reacciones de doble desplazamiento** se presentan cuando las sustancias reaccionantes se disocian en solución acuosa dando lugar a pares de iones, los cuales, a su vez, reaccionan entre sí para formar sustancias nuevas, más estables. Veamos la siguiente reacción:



→ En las **reacciones de oxidación-reducción** hay cambios en las sustancias químicas por intercambio de electrones. En este tipo de reacciones siempre hay un elemento que gana y otro que pierde electrones haciendo que cambien sus estados de oxidación.

La **oxidación** es una reacción química en la que un elemento pierde electrones y como resultado su número de oxidación se hace más positivo. Es importante resaltar que este proceso, así como el de reducción, cambia el estado de oxidación de un compuesto; este cambio implica que los compuestos formados a partir de estas reacciones son iónicos, puesto que se dan enlaces iónicos a partir de la transferencia de electrones.

Por el contrario, la **reducción** es el proceso mediante el cual una especie química gana electrones, con lo cual el número de oxidación de los átomos o grupos de átomos involucrados se hace más negativo.

La oxidación y la reducción son procesos simultáneos, que se denominan conjuntamente **procesos redox**.

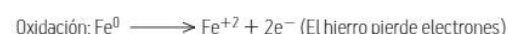
Un ejemplo es la formación de cloruro de hierro (II):



Para hacer seguimiento de la especie química que se oxida y que se reduce, es necesario asignar los números de oxidación a los elementos en la reacción.



Al revisar los elementos que cambian de número de oxidación en los productos con respecto a los reactivos, se pueden proponer las siguientes semirreacciones:



En las baterías de plomo ocurren reacciones de oxidación-reducción que liberan energía utilizable.

Entorno físico

→ Una **reacción de neutralización** sucede cuando se mezcla una disolución de un ácido con una disolución de una base, obteniendo como producto una sal y agua. Un ejemplo típico es la formación de cloruro de sodio a partir de la reacción de ácido clorhídrico con hidróxido de sodio:



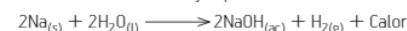
→ En las **reacciones de combustión**, las sustancias que contienen carbono e hidrógeno arden consumiendo oxígeno. Si la combustión es violenta, se desprende en forma de calor y luz al producirse la llama. Las combustiones pueden ser completas o incompletas.

→ En las **reacciones incompletas** se produce monóxido de carbono, mientras que en las completas se forma dióxido de carbono y agua.



Las reacciones químicas según el sentido en el que ocurren

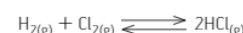
→ En el caso de las **reacciones irreversibles**, los reactivos reaccionan completamente para convertirse en los productos sin la posibilidad de que estos originen nuevamente los reactivos. La reacción se termina cuando se agota al menos uno de los reactivos. Por ejemplo:



En estas reacciones, los reactivos se encuentran separados de los productos por una flecha que nos indica un sentido único en el que se desplaza la reacción.

→ Las **reacciones reversibles** son aquellas que se realizan simultáneamente en los dos sentidos. Es decir, a medida que se forman los productos, estos reaccionan entre sí para formar nuevamente los reactivos. Con ello, se crea una situación de equilibrio químico en la cual el flujo de sustancia en ambos sentidos es similar.

Este tipo de reacciones se representa con dos medias flechas, que separan los reactivos de los productos. Por ejemplo:



Una típica reacción de neutralización es el control de los niveles de ácido estomacal por medio de antiácidos que, por lo general, son sustancias que actúan como bases.



Uno de los principales problemas ambientales de relevancia mundial es la contaminación hídrica por la presencia de metales pesados como mercurio, cadmio y plomo provenientes de residuos de la industria. Estos metales son altamente tóxicos. Dado que son muchos los usos de los metales pesados en procesos y productos, son varias las técnicas para su eliminación o disminución en los porcentajes mínimos que la ley permite; algunas de estas son: filtraciones por membrana, nano filtración, adsorción con carbón activo. Actualmente, los especialistas en el área trabajan por mejorar las técnicas existentes y por generar otras nuevas que sean más eficientes y que no generen residuos contaminantes luego de estos procesos.

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado PERIODO:1	

El lenguaje de la química



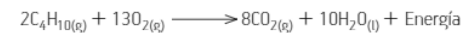
Un fósforo luego de ser encendido, además de los gases que genera su reacción química, origina energía en forma de luz y calor.

Las reacciones químicas según los cambios energéticos que generan

En general, los procesos físicos y químicos van acompañados de cambios de energía que pueden manifestarse de diferentes maneras. Cuando una reacción química ocurre no solo sucede la transformación de unas sustancias en otras, sino que también hay cambios energéticos; por ejemplo, la ruptura y la formación de enlaces son procesos que involucran energía.

A continuación, algunos ejemplos de reacciones que liberan energía o que requieren diferentes tipos de energía como la eléctrica para que sucedan.

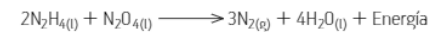
→ El gas butano (C_4H_{10}) arde en presencia de oxígeno (O_2) y produce dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) con liberación de energía.



→ El proceso químico que ocurre cuando arden en el aire las cerillas o fósforos que contienen trisulfuro de tetrafósforo P_4S_3 , generando energía calorífica y luminosa.



→ Otra reacción que genera cambios químicos en otras proporciones es la que sucede entre la hidracina N_2H_4 y el tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 ; produce la energía mecánica necesaria para elevar un cohete y su carga desde la superficie de la Tierra.



→ Para descomponer el agua (H_2O) en sus elementos, hidrógeno (H_2) y oxígeno (O_2), es necesario suministrar energía, ya sea eléctrica o de otro tipo.

Al realizar el proceso opuesto, es decir, la reacción de combustión de hidrógeno gaseoso (H_2) en presencia de oxígeno (O_2) para formar agua líquida (H_2O), ocurre desprendimiento de enormes cantidades de energía en forma de luz y calor.

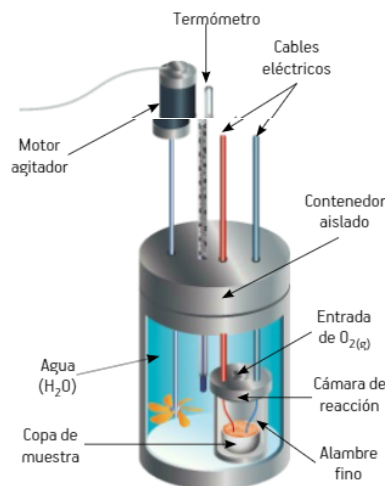


→ Un ejemplo de generación de energía eléctrica mediante una reacción química es la que sucede en las baterías de plomo: esta se lleva a cabo cuando el plomo (Pb) reacciona con el dióxido de plomo (PbO_2) y el ácido sulfúrico (H_2SO_4), produciendo sulfato plumboso ($PbSO_4$), agua (H_2O) y energía eléctrica.



En toda reacción química hay un intercambio de energía entre los reactivos, los productos y el sistema en el que ocurre. Generalmente, la energía se presenta en forma de calor llamada **energía calorífica** o **calorífica**, pero también se puede presentar como energía eléctrica, mecánica o lumínica.

El calor de reacción hace referencia al calor liberado o absorbido para cierta cantidad de reactivo o producto en el transcurso de una reacción química. Según la energía en forma de calor que se requiere o que se libera durante este proceso, se pueden clasificar las reacciones en exotérmicas o endotérmicas.



El calorímetro es un instrumento que mide el calor que se desprende en una reacción de combustión.

Entorno físico

→ Si para que el proceso químico suceda es necesario suministrar energía en forma de calor, es decir, que el sistema absorbe energía, entonces a este tipo de reacciones se les conoce como **reacciones endotérmicas**.

Un ejemplo de un proceso endotérmico es la fotosíntesis. Para este caso se genera una serie de reacciones de síntesis (formación de glucosa a partir de dióxido de carbono y agua) con absorción de energía en forma de luz solar:



→ Si por el contrario, en el proceso químico el sistema desprende calor, esto se conoce como **una reacción exotérmica** debido a que la energía casi siempre se presenta como calor. Algunos ejemplos de reacciones químicas exotérmicas son la combustión o la fermentación o varias reacciones de formación de compuestos a partir de sus elementos.

La combustión, por ejemplo, es una reacción que se hace parte de gran parte de los procesos que llevamos a cabo diariamente y, más allá de la formación de nuevos compuestos, tiene su importancia en la energía que libera cuando se produce. La energía que se libera al quemar madera es distinta que cuando se quema gasolina, es decir, que la energía obtenida en una reacción de combustión depende de la sustancia que se quema.

Frecuentemente, las reacciones exotérmicas necesitan un pequeño aporte inicial de energía para que se desencadene. Este aporte que puede ser suministrado por una pequeña llama o una chispa eléctrica. Una vez iniciada la reacción, la cantidad de energía que se desprende es muy superior a la que se suministró al comienzo de la reacción. Cuando la reacción sucede de esta forma, se puede identificar que finalmente es exotérmica.

La entalpía o contenido calorífico

Una forma de determinar si una reacción es exotérmica o endotérmica es mediante el análisis del **contenido calorífico**. El cambio en contenido calorífico de una sustancia hace referencia a su ganancia o pérdida de calor durante una reacción química.

La entalpía es una magnitud termodinámica que se define como la cantidad de energía que un sistema intercambia con el entorno, y representa el contenido calorífico total de una sustancia y se simboliza con la letra H . Las unidades más comunes en las que se puede expresar la entalpía, H , son: kilojulios/mol (kJ/mol) y kilocalorías/mol (kcal/mol).

La entalpía no se puede medir directamente. Sin embargo, es posible medir **el calor producido o consumido** en una reacción química, que equivale a la diferencia entre la entalpía de los productos y la entalpía de los reaccionantes.

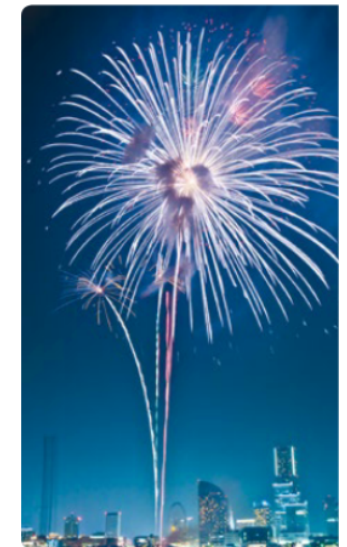
El cambio en la entalpía se simboliza con ΔH (Δ significa "cambio en"), y se define como:

$$\Delta H_{\text{reacción}} = \sum H_{\text{productos}} - \sum H_{\text{reactantes}} = \text{calor de reacción}$$

En una reacción en la que se absorbe calor, el contenido de calor o entalpía de los productos es mayor que el de las sustancias reaccionantes, en consecuencia, ΔH es positivo. Cuando ΔH tiene signo negativo, significa que la entalpía de los productos es menor que la de los reaccionantes y, por lo tanto, se libera calor.

Resumiendo, cuando $\Delta H > 0$, se absorbe calor y se tiene **una reacción endotérmica**, mientras que cuando $\Delta H < 0$, se libera calor y se produce **una reacción exotérmica**.

Asociado al concepto de entalpía está el calor de formación de una sustancia, que es la variación de entalpía (ΔH) que acompaña a la formación de 1 mol de sustancia a partir de sus elementos, medida a 25 °C y 1 atmósfera de presión.



La pirotecnia es un ejemplo de reacción exotérmica, en la que se libera energía en forma de luz, calor y sonido.



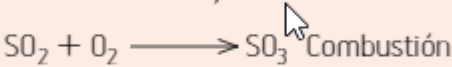
Es necesario que el crecimiento económico actual esté encaminado al mejoramiento de la calidad de vida y bienestar social, sin agotar la base de los recursos naturales renovables y sin comprometer los recursos de las generaciones futuras, esto se conoce como desarrollo sostenible. Identifica qué acciones dentro de tu colegio están vulnerando los recursos naturales renovables. Luego, propon una iniciativa que reduzca o mitigue una de las acciones anteriormente identificadas.

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

ACTIVIDADES SEMANA 1 Y 2:

- 1) ¿Qué es una reacción química, un reactivo y un producto?, haga un ejemplo donde incluya los reactivos y productos.
- 2) ¿Cómo se clasifican las reacciones?
- 3) ¿Explique brevemente los 4 ejemplos de reacciones químicas según los procesos químicos que ocurren y los dos ejemplos de reacciones químicas según el sentido en el que ocurren?
- 4) ¿Qué es una reacción endotérmica y exotérmica, cual es la diferencia?
- 5)

Varias plantas industriales que en sus procesos de producción deben quemar combustibles fósiles, como petróleo o carbón, emiten emisiones de óxidos de azufre como SO_2 o SO_3 a la atmósfera. Estos son altamente solubles en agua, lo que al cabo de un tiempo de estar en la atmósfera se transforman en sustancias de carácter ácido. Una de las reacciones que ocurre en esta situación es la siguiente:



Aunque el agua de lluvia es ligeramente ácida, la lluvia que contiene estos compuestos puede llegar a destruir vegetación y contaminar ríos.

- a. Asigna nombre a los compuestos que están involucrados en las reacciones químicas.
- b. ¿Qué efectos podría tener la lluvia ácida sobre las corrientes de agua, el suelo, los animales y los humanos?
- c. ¿Por qué se afirma que estos procesos son cambios químicos?

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

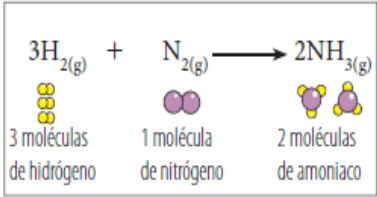


Figura 27. Aun cuando en las reacciones químicas se pueden producir efectos sorprendentes, la ley de la conservación de la masa siempre se cumple.

2.4 Métodos para balancear ecuaciones

Existen varios métodos para llegar a este resultado. Veamos.

2.4.1 Método de inspección simple o de tanteo

Para ilustrar paso a paso el procedimiento a seguir, analizaremos la reacción entre el ácido clorhídrico y el hidróxido de calcio, con producción de óxido de calcio y agua.

Paso 1. Plantear la ecuación para los reactivos y productos:



Paso 2. Comprobar si la ecuación química está balanceada. Para ello se verifica si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos. En nuestro ejemplo tenemos:

- Reactivos: 3 átomos de H, 1 átomo de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 2 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 1 átomo de O.

Vemos que la ecuación química no está balanceada.

Paso 3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos. Como existen dos átomos de cloro en los productos y solo uno en los reactivos, se coloca un dos como coeficiente del HCl. Ahora, hay cuatro átomos de hidrógeno en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que es necesario colocar un dos delante de la molécula de agua. Con estos coeficientes la ecuación queda:



Es importante tener presente que por ningún motivo se pueden variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y por consiguiente,

los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad. Observa que para balancear los átomos de H se coloca un dos delante de la molécula de agua: 2H₂O, y no H₄O₂.

Paso 4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada (figura 27). Para ello se comprueba si el número de átomos de cada clase es igual en los reactivos y en los productos, de forma similar a como se procedió en el paso 2.

- Reactivos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.
- Productos: 4 átomos de H, 2 átomos de Cl, 1 átomo de Ca y 2 átomos de O.

Paso 5. Escribir la ecuación química balanceada:



ACTIVIDADES SEMANA 5 Y 6:

- 1) ¿Qué es el balanceo de ecuaciones?
- 2) ¿Cómo se balancea una ecuación?
- 3) Explique a través de un ejemplo el método de balanceo de una ecuación por tanteo
- 4) Realice el siguiente balanceo por el método de tanteo:



	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

SEMANA 6 y 7
Tema 3: Los gases

2. Los gases

Aunque en el tema anterior vimos los estados de agregación de la materia, consideramos pertinente en este tema profundizar en el estudio de los gases, pues son sistemas muy importantes dentro del desarrollo de la química. Basta con decir que las primeras teorías sobre la estructura de la materia se basaron en el conocimiento que tenían los científicos de los sistemas gaseosos.

2.1 Propiedades de los gases

Para definir el estado de un gas se necesitan cuatro magnitudes: masa, presión, volumen y temperatura.

- **Masa.** Representa la cantidad de materia del gas y suele asociarse con el número de moles (n).
- **Presión.** Se define como la fuerza por unidad de área, F/A . La presión P , de un gas, es el resultado de la fuerza ejercida por las partículas del gas al chocar contra las paredes del recipiente. La presión determina la dirección de flujo del gas. Se puede expresar en atmósferas (atm), milímetros de mercurio (mmHg), pascales (Pa) o kilopascales (kPa).
- **Volumen.** Es el espacio en el cual se mueven las moléculas. Está dado por el volumen del recipiente que lo contiene, pues por lo general se desprecia el espacio ocupado por las moléculas. El volumen (V) de un gas se puede expresar en m^3 , cm^3 , litros o mililitros. La unidad más empleada en los cálculos que se realizan con gases es el litro.
- **Temperatura.** Es una propiedad que determina la dirección del flujo del calor. Se define como el grado de movimiento de las partículas de un sistema bien sea un sólido, un líquido o un gas.

La temperatura en los gases se expresa en la escala Kelvin, llamada también escala absoluta.

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

2.3 Leyes de los gases

2.3.1 Ley de Boyle

En 1660 el químico inglés Robert Boyle (1627–1691) realizó una serie de experiencias que relacionaban el volumen y la presión de un gas, a temperatura constante. Boyle observó que cuando la presión sobre el gas aumentaba, el volumen se reducía, y a la inversa, cuando la presión disminuía, el volumen aumentaba (figura 21). Con base en los resultados de sus experimentos Boyle formuló la siguiente ley: *A temperatura constante, el volumen de una masa fija de un gas es inversamente proporcional a la presión que este ejerce.*

La ley de Boyle puede expresarse matemáticamente como:

$V \propto 1/P$ cuando $T = \text{Constante}$

Al introducir una constante de proporcionalidad la ley se expresa como:

$P \cdot V = k$, donde P representa la presión, V el volumen y k es una constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen V_1 , cuando la presión es P_1 y un volumen V_2 , cuando la presión es P_2 , el producto de la presión por el volumen tienen el mismo valor en ambas situaciones:

$\frac{V_1}{V_2} = \frac{P_2}{P_1}$, entonces $P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$

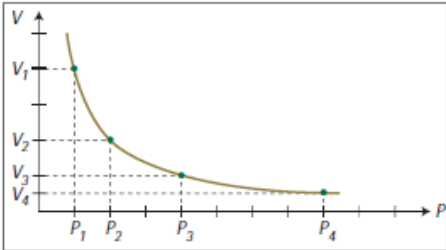


Figura 21. La gráfica representa la ley de Boyle.

Con esta expresión podemos determinar el factor volumen y el factor de presión considerando el efecto que tiene el cambio de volumen o de presión sobre la presión o el volumen iniciales (V_1 o P_1) y la forma en que afectará este cambio a la presión o volumen finales (V_2 o P_2).


EJEMPLOS

1. En un recipiente se tienen 30 litros de nitrógeno a 20 °C y a una atmósfera de presión. ¿A qué presión es necesario someter el gas para que su volumen se reduzca a 10 litros?

Primero identificamos las condiciones iniciales y las condiciones finales del gas:

Condiciones iniciales

$V_1 = 30$ litros $P_1 = 1$ atm (760 mmHg)

Temperatura = 20 °C

Condiciones finales

$V_2 = 10$ litros $P_2 = ?$

Temperatura = 20 °C

Luego despejamos P_2 de la expresión: $V_1P_1 = V_2P_2$:

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

Finalmente remplazamos,

$P_2 = \frac{1 \text{ atm} \cdot 30 \text{ litros}}{10 \text{ litros}} = 3 \text{ atm}$

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

2.3.2 Ley de Charles

La temperatura también afecta el volumen de los gases. Los experimentos que realizó en un principio el físico francés **Jacques Charles** en 1787 y que fueron confrontados por **Joseph Gay-Lussac** en 1802, demostraron que el volumen de un gas se incrementa en 1/273 veces su valor a 0 °C por grado de temperatura que aumente.

La ley de Charles establece que: *a presión constante, el volumen de la masa fija de un gas dado es directamente proporcional a la temperatura Kelvin* (figuras 22 y 23). Esto significa que si la temperatura Kelvin se duplica a presión constante, el volumen se duplica; si la temperatura se reduce a la mitad, el volumen se reduce a la mitad. Matemáticamente se expresa como:

$$\frac{V}{T} = k \text{ (a presión constante)}$$

donde *V* representa el volumen, *T* la temperatura y *k* la constante de proporcionalidad. Es decir, si una determinada masa de gas ocupa un volumen *V*₁, cuando la temperatura es *T*₁ y si ocupa un volumen *V*₂ a una temperatura *T*₂, el cociente entre el volumen y la temperatura tiene el mismo valor en ambas situaciones:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}, \text{ entonces, } V_1 T_2 = V_2 T_1$$

La ecuación muestra que el volumen de una cierta masa de gas es directamente proporcional a la temperatura, sólo si la presión es constante.

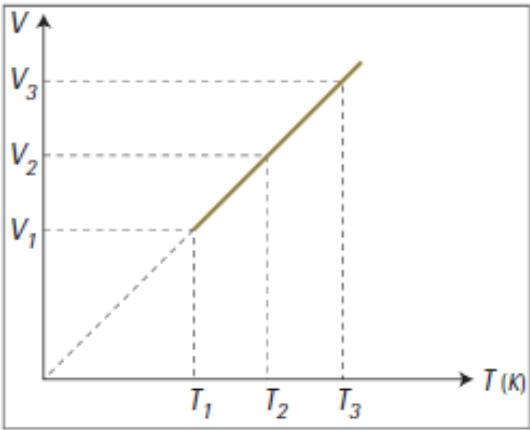


Figura 23. La gráfica muestra la variación del volumen en función de la temperatura (Ley de Charles).

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

2.3.3 Ley de Gay-Lussac

En 1808, el químico francés J. L. Gay-Lussac (1778-1850) logró establecer claramente la relación entre la presión y el volumen de un gas: *si el volumen de un gas no cambia mientras lo calentamos, la presión del gas aumenta en la misma proporción en que se incrementa la temperatura* (figura 24). Esto significa que la presión que ejerce un gas es directamente proporcional a la temperatura, siempre que el volumen se mantenga constante:

$$\frac{P}{T} = k \text{ (a volumen constante)}$$

donde P simboliza la presión, T la temperatura y k la constante de proporcionalidad. En determinadas condiciones iniciales y finales de presión y volumen, cuando el volumen del gas no cambia, el cociente P/T es siempre el mismo, es decir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}, \text{ entonces, } P_1 T_2 = P_2 T_1$$

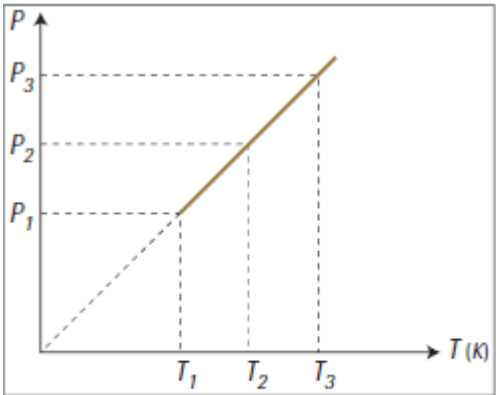


Figura 24. Relación entre temperatura y presión a volumen constante (Ley de Gay-Lussac).

ACTIVIDADES SEMANA 5 Y 6

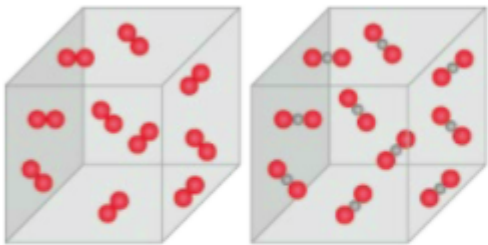
- 1) Realice la grafica de cada una de las leyes de los gases y explique porque la tendencia de cada una
- 2) Realice un cuadro donde enuncie la relación que existe entre cada uno de las propiedades de los gases
- 3) Realice 2 ejercicios de cada una de la ley de los gases
- 4) Explique a través de un ejemplo cotidiano la aplicación de ley de los gases

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

SEMANA 8 y 9
Tema 4: ESTEQUIOMETRIA

La estequiometría

En el estudio de la química, es preciso solucionar cuestiones relacionadas con las cantidades de materia involucrada entre los átomos que constituyen las sustancias y las reacciones. La parte de la química que estudia esas relaciones cuantitativas se denomina **estequiometría** (del griego *stoicheion*, elemento y *metría*, medida). La estequiometría comprende dos tipos de relaciones cuantitativas:



Volúmenes similares de gases contienen un número similar de moléculas.

- Las referidas a las fórmulas químicas de las sustancias. Estas fórmulas permiten resolver problemas como aquellos que vinculan la composición centesimal de una sustancia con su fórmula empírica.
- Las relacionadas con las ecuaciones que representan las reacciones químicas. Al respecto, es importante recordar que una ecuación química representa
 - ▶ un método abreviado para describir una reacción química.
 - ▶ el número mínimo de partículas que forman parte de una reacción.
 - ▶ las masas, los números de moles y los volúmenes (en el caso de los gases) de las sustancias que intervienen en una reacción.

Las leyes ponderables

Los cálculos que se pueden realizar con las reacciones químicas se denominan **cálculos estequiométricos** y se basan en las llamadas **leyes ponderales**. Estas son leyes que regulan el comportamiento químico en función de la masa.

Antoine Laurent de Lavoisier (1743-1794) fue el primer químico que comprendió la importancia de la medida en el estudio de las transformaciones químicas. Lavoisier hizo cuidadosas mediciones con la balanza y obtuvo la información necesaria para proporcionar una explicación correcta sobre algunas reacciones, en las cuales metales como el mercurio o el cobre se calentaban en presencia del aire.

Ley de la conservación de la materia

Lavoisier generalizó sus resultados aplicándolos a todas las reacciones químicas. Así, anunció la llamada ley de la conservación de la materia, que puede formularse de la siguiente manera:

En toda reacción química, la masa total de las sustancias reaccionantes es igual a la masa total de los productos de la reacción.

$$m_r = m_p$$



ESTEQUIOMETRÍA



Ing. Jorge S. Lezama Bueno 1

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

Los cálculos estequiométricos

Los cálculos estequiométricos se realizan a partir de la ecuación balanceada de la reacción y con base en las leyes ponderales que rigen todas las reacciones químicas. Para hacer los cálculos estequiométricos de un problema dado, se siguen cuatro pasos:

1. Se escribe la ecuación química que describe la reacción y se balancea.
2. Debajo de cada sustancia se escriben los datos que se conocen y se convierten a unidades de moles las cantidades de las sustancias que intervienen en la reacción.
3. Se analizan las relaciones molares teniendo en cuenta la ecuación química, despejando la variable por la que se indaga en el problema.
4. Finalmente, las cantidades en unidades de moles que se calcularon se convierten a la unidad deseada (en masa, en número de átomos o moléculas o en moles) según el ejercicio propuesto.

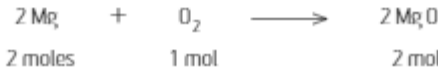
Los pasos por seguir pueden tener variaciones según el tipo de ejercicio de que se trate, pero en general lo importante es tener en cuenta las relaciones molares de la ecuación que ha sido ajustada para que cumpla con las leyes ponderales.

A continuación, se evidencian diferentes cálculos estequiométricos de masa, moles y volumen.

El cálculo en masa

Los cálculos de masa permiten determinar la cantidad de sustancias presentes en una reacción en términos de masa molar (M). Por ejemplo, el magnesio (Mg) reacciona con el oxígeno (O₂) para formar óxido de magnesio (MgO). Si se dispone de 8 g de oxígeno, calcula:

- a. ¿Cuántos gramos de magnesio harán falta para reaccionar con todo el oxígeno disponible?
- b. ¿Cuántos gramos de óxido de magnesio se obtendrán?



$$M \text{ Mg} = 24,3 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ MgO} = 56,3 \text{ g/mol}$$

$$M \text{ O}_2 = 32 \text{ g/mol}$$

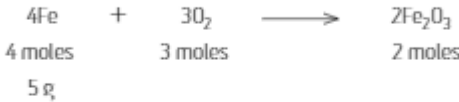
$$\text{a. } 8 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 12,15 \text{ g Mg}$$

$$\text{b. } 8 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol MgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{56,3 \text{ g MgO}}{1 \text{ mol MgO}} = 28,15 \text{ g MgO}$$

Ejemplo

El hierro es un metal que se oxida en contacto con el oxígeno, transformándose en óxido de hierro (III). En un recipiente de laboratorio se colocan 5 g de limadura de hierro y se deja que se oxiden completamente. ¿Cuántos gramos de óxido de hierro (III) se han formado?

Paso. 1 y 2: se escribe la ecuación química balanceada y los datos con los que se dispone



Paso. 3: se hace el cálculo de los moles de hierro, para ello, se necesita saber la masa molar del hierro.

$$M \text{ Fe} = 55,8 \text{ g/mol}$$

$$5 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g}} = 0,09 \text{ mol Fe}$$

Paso. 4: se establece la proporción en moles en que reacciona el hierro con las sustancias cuya masa se quiere calcular:

$$0,09 \text{ mol Fe} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Fe}} = 0,045 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3$$

Paso. 5: por último, se calcula la masa en gramos de Fe₂O₃, para ello, se necesita conocer su masa molar:

$$M \text{ Fe}_2\text{O}_3 = 159,6 \text{ g/mol}$$

$$0,045 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 7,18 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

El cálculo en moles

Permite conocer la cantidad de moles de sustancias en una reacción. Por ejemplo, cuando el butano (C_4H_{10}) reacciona con el oxígeno (O_2) se forman dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O). Entonces, calcula la cantidad de moles de CO_2 que se genera al quemar 100 moles de butano.



$$100 \text{ moles } C_4H_{10} \cdot \frac{8 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_4H_{10}} = 400 \text{ mol } CO_2$$

El cálculo en mol-masa

El hidróxido de calcio ($Ca(OH)_2$) reacciona con el ácido clorhídrico (HCl) para dar cloruro de calcio y agua. Calcular la masa de hidróxido de calcio necesaria para formar 10 moles de agua.

$$M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$$

$$M_{Ca(OH)_2} = 74 \text{ g/mol}$$



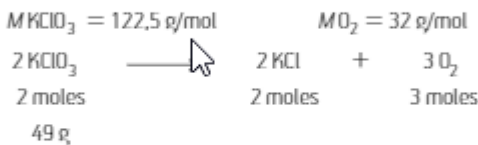
$$10 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } Ca(OH)_2}{2 \text{ mol } H_2O} = 5 \text{ mol } Ca(OH)_2$$

$$5 \text{ mol } Ca(OH)_2 \cdot \frac{74 \text{ g } Ca(OH)_2}{1 \text{ mol } Ca(OH)_2} = 370 \text{ g } Ca(OH)_2$$

Los cálculo en volumen-volumen

En este tipo de cálculos, los volúmenes que se relacionan deben ser necesariamente de dos sustancias gaseosas. Por ejemplo, ¿cuántos moles y cuántos litros de oxígeno se desprenden de 49 g de clorato de potasio ($KClO_3$) al descomponerse por calentamiento en condiciones normales?

Se escribe la ecuación química balanceada y los datos con los que se dispone:



Se calculan los moles de oxígeno:

$$49 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32 \text{ g } O_2} = 1,53 \text{ mol } O_2$$

Se calculan los litros de oxígeno:

$$1,53 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{22,4 \text{ L } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 34,3 \text{ L } O_2$$

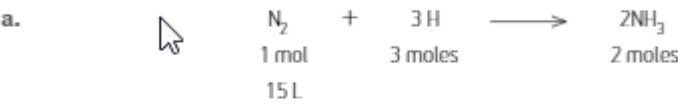
Se considera que los moles de oxígeno se encuentran en condiciones normales de presión y temperatura.

	ALCALDÍA DE VILLAVICENCIO	FR-1540-GD01	
	INSTITUCIÓN EDUCATIVA CENTAUROS	Vigencia: 2020	
	SEDE ROSITA	Documento controlado	
		PERIODO:1	

Ejemplo

Considerando los cálculos volumen-volumen resuelve el siguiente ejercicio. El gas amoníaco (NH₃) se obtiene haciendo reaccionar gas nitrógeno N₂ con gas hidrógeno (H₂). Si en este recipiente se tienen 15 L de gas amoníaco en condiciones normales, contesta:

- a. ¿Qué volumen de gas de N₂ y de gas de H₂, medido en condiciones normales, ha reaccionado para obtener esa cantidad de amoníaco?
- b. ¿Cuántos moles de amoníaco están en el recipiente?



Volumen del gas N₂:

$$15\text{ L NH}_3 \cdot \frac{1\text{ mol NH}_3}{22,4\text{ L NH}_3} \cdot \frac{1\text{ mol N}_2}{2\text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22,4\text{ L N}_2}{1\text{ mol N}_2} = 7,5\text{ L N}_2$$

Volumen del gas H₂:

$$15\text{ L NH}_3 \cdot \frac{1\text{ mol NH}_3}{22,4\text{ L NH}_3} \cdot \frac{3\text{ mol H}_2}{2\text{ mol NH}_3} \cdot \frac{22,4\text{ L H}_2}{1\text{ mol H}_2} = 22,5\text{ L H}_2$$

- b. Para calcular los moles de amoníaco presentes, se debe tener en cuenta que el gas se encuentra en condiciones normales (1 mol ocupa 22,4 L):

$$15\text{ L NH}_3 \cdot \frac{1\text{ mol NH}_3}{22,4\text{ L NH}_3} = 0,67\text{ mol NH}_3$$

Como todos los gases que intervienen en la reacción están en las mismas condiciones de presión y temperatura (condiciones normales: 1 atm y 0 °C), se puede establecer la proporción en la que se combinan en volumen a partir de la proporción en que reaccionan las cantidades de las sustancias en moles (1 mol = 22,4 litros).

ACTIVIDADES SEMANA 7 Y 8

1. Observa la siguiente ecuación de la combustión de la gasolina y realiza los cálculos.



- a. La cantidad de reactivos en gramos. Luego, compárala con la cantidad de productos en gramos. ¿Qué se observa?
- b. ¿Cuántos moles de gasolina se quemarán para producir 300 g de CO₂?
- c. ¿Cuántos gramos de oxígeno se requieren para quemar 3,5 moles de gasolina?

5. Resuelve los siguientes enunciados en tu cuaderno:

- a. ¿Cuántos gramos de hidrógeno contienen 3 moles de ácido fosfórico (H₃PO₄)?
- b. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 20 moléculas de ácido fosfórico?
- c. ¿Cuántos átomos-gramo de oxígeno hay en 50 g de ácido carbónico (H₂CO₃)?

3) Realiza un mapa conceptual donde incluya la importancia de la Estequiometría.