

UNIVERSIDAD DE SAN CARLOS DE GUATEMALA
FACULTAD DE INGENIERÍA
ESCUELA DE CIENCIAS
DEPARTAMENTO DE QUÍMICA GENERAL



MATERIAL DE APOYO

ESTEQUIOMETRÍA

Elaborado por Ing. Edgar Gamaliel De León

LA ESTEQUIOMETRÍA

El término estequiometría se deriva del griego Stoicheion, que significa “elemento” y metron que corresponde a “medir”.

La estequiometría es una rama de la química que trata de las relaciones cuantitativas entre elementos y compuestos en las reacciones químicas.

La palabra estequiometría fue establecida en 1792 por el químico alemán Jeremias B. Richter, quien fue uno de los primeros químicos que descubrió que las masas de los elementos y las cantidades en que se combinan se hallan en una relación constante.

Actualmente el término estequiometría se utiliza en relación a la información cuantitativa que se deduce a partir de los símbolos y las fórmulas en las ecuaciones químicas.

En su trabajo, la estequiometría considera tres importantes leyes:

1. **Ley de las composiciones definidas.**
2. **Ley de las proporciones múltiples.**
3. **Ley de la conservación de la masa.**

LEY DE LAS COMPOSICIONES DEFINIDAS

Esta ley establece que: **“un compuesto dado siempre contiene los mismos elementos en la misma proporción de masa”**.

Esto significa por ejemplo que cualquier muestra de agua (H_2O), sea cual fuere el sitio de donde se obtenga, siempre tendrá 88.81 % de oxígeno y 11.19% de hidrógeno y que ésta composición nunca variará.

En otras palabras, esta ley enuncia que el agua está constituida por la combinación de un átomo de oxígeno y dos átomos de hidrógeno que unidos forman una molécula de agua, de tal manera que en una muestra de agua que contiene incontables moléculas tienen todas y cada una de ellas, los mismos componentes y en la misma proporción en todo momento.

LEY DE LAS PROPORCIONES MÚLTIPLES

Establece que: **“si dos elementos se pueden combinar para formar más de un tipo de compuesto, las masas de uno de los elementos que se combinan con una masa fija del otro elemento, están en relaciones de números enteros pequeños”**.

Por ejemplo, el carbono y el oxígeno forman dos compuestos: dióxido de carbono (CO_2) y monóxido de carbono (CO). En el dióxido de carbono, **dos** átomos de oxígeno se combinan con un átomo de carbono y en el monóxido de carbono, **un** átomo de oxígeno está combinado con un átomo de carbono. Cuando se comparan los dos compuestos, por consiguiente, las masas de **oxígeno** que se combinan con una masa fija de carbono permanece en la proporción **2:1** .

LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MASA

Esta ley establece que: **“no hay cambio detectable en la masa durante el transcurso de una reacción química”**, en palabras más simples se dice que **“la materia no se crea ni se destruye, únicamente se transforma”**.

Puesto que las reacciones químicas consisten en la separación y unión de átomos y debido a que los átomos no se crean ni se destruyen en estos procesos, la masa total de todos los materiales que participan en una reacción química deben ser iguales a la masa total de todos los productos de la reacción.

Así por ejemplo cuando se prende una vela, las masas de los productos gaseosos son iguales a las masas de los compuestos originales de la vela y del oxígeno consumido en la combustión.

LA ESTEQUIOMETRÍA, EL MOL Y EL NÚMERO DE AVOGADRO

La estequiometría está basada en el concepto de **mol** que en el sistema internacional de unidades (SI) es la unidad para la cantidad de sustancia.

El **mol** se define como: **“la cantidad de sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos o moléculas) como átomos hay exactamente en 12 gramos del isótopo de carbono 12** .

El número real de átomos en 12 gramos de carbono-12 se ha determinado experimentalmente y su valor aceptado en la actualidad es **6.022045×10^{23} partículas**. Este número se denomina número de **Avogadro** (en honor al físico italiano Amedeo Avogadro), generalmente redondeado a **6.022×10^{23}** .

De tal manera que: **1 mol de partículas = 6.022×10^{23} partículas**

Si este concepto se aplica para relacionar el número de átomos de un determinado elemento se encuentra que:

1 mol de átomos de cualquier elemento químico es equivalente a 6.022×10^{23} átomos del elemento en cuestión.

Así por ejemplo:

- a) 1 mol de átomos de sodio (Na) es igual a 6.022×10^{23} átomos de sodio.
- b) 1 mol de átomos de hierro (Fe) es igual a 6.022×10^{23} átomos de hierro.
- c) 1 mol de átomos de tungsteno (W) es igual a 6.022×10^{23} átomos de tungsteno.

El concepto de mol también puede aplicarse para relacionar la cantidad de moléculas de una sustancia dada, así por ejemplo:

- a) 1 mol de moléculas de cloruro férrico (FeCl_3) equivale a 6.022×10^{23} moléculas de FeCl_3 .
- b) 1 mol de moléculas de ácido sulfúrico (H_2SO_4) contiene 6.022×10^{23} moléculas de ácido sulfúrico.
- c) 1 mol de moléculas de alcohol etílico ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$) agrupa 6.022×10^{23} moléculas de alcohol etílico.

De igual manera, el concepto de mol se puede utilizar para relacionar la masa de cualquier elemento químico, siendo numéricamente igual al valor de masa dado en la tabla periódica de los elementos. Por ejemplo:

- a) Un mol de sodio equivale aproximadamente a 22.989 gramos de sodio.
- b) Un mol de hierro es equivalente a 55.85 gramos de hierro.
- c) Un mol de tungsteno equivale a 183.55 gramos de tungsteno.

Cuando se trata de moléculas, la relación entre mol y la masa de la molécula implica considerar la sumatoria de la masa que aportan todos los átomos que la conforman.

Por ejemplo, para el cloruro férrico (FeCl_3) la masa de una molécula se obtiene así:

$$\text{Masa del FeCl}_3 = (\text{\# átomos de Fe en la molécula}) \times (\text{masa átomo de hierro}) + (\text{\# átomos de cloro en la molécula}) \times (\text{masa átomo de cloro})$$

$$\text{Masa del FeCl}_3 = (1) \times (55.85 \text{ g}) + (3) \times (35.45 \text{ g})$$

$$\text{Masa del FeCl}_3 = 162.2 \text{ gramos}$$

Por consiguiente:

1 mol de cloruro férrico (FeCl_3) es equivalente a 162.2 gramos de FeCl_3

Resumiendo las situaciones planteadas anteriormente se puede notar que para cada elemento químico el mol se puede relacionar a conveniencia de la siguiente forma:

Tomando como ejemplo el elemento sodio (Na):

1 un mol de átomos de sodio es igual a **6.022×10^{23} átomos de sodio**

1 un mol de átomos de sodio es igual a **22.989 gramos de sodio**

o la relación que resulta de ambos:

$$\mathbf{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos de sodio} = 22.989 \text{ gramos de sodio}}$$

Cuando se trata de moléculas, por ejemplo el FeCl_3 :

1 un mol de moléculas de FeCl_3 es igual a **6.022×10^{23} moléculas de FeCl_3**

1 un mol de moléculas de FeCl_3 es igual **162.2 gramos de FeCl_3**

o la relación de ambos:

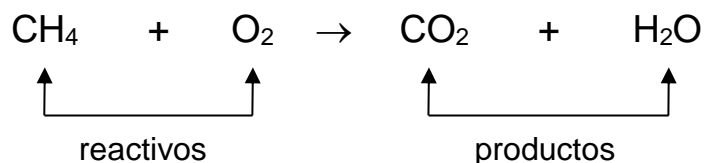
$$\mathbf{6.022 \times 10^{23} \text{ moléculas de FeCl}_3 = 162.2 \text{ gramos de FeCl}_3}$$

ECUACIONES Y REACCIONES QUÍMICAS

LA ECUACIÓN QUÍMICA:

Una ecuación química es la representación de una reacción química en términos de símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos involucrados.

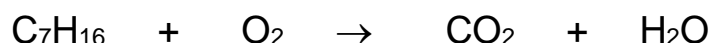
Se utiliza una flecha “ \rightarrow ” en vez del acostumbrado **signo igual** de la ecuación algebraica; ésta puede considerarse como una abreviatura de la palabra **produce**. Las sustancias que se mezclan para que se lleve a cabo la reacción se colocan del lado izquierdo en la ecuación y se denominan **reactivos** ; las nuevas sustancias que se forman a partir de los reactivos se colocan del lado derecho y son denominadas **productos**.



En esencia, una ecuación es una relación que muestra las cantidades relativas de reactivos y productos involucrados en una reacción química.

La ecuación química suministra una gran variedad de información cualitativa y cuantitativa esencial para el cálculo de las masas de materiales que se combinan en un proceso químico.

Consideremos por ejemplo, la combustión del heptano (C_7H_{16}) tal como se indica a continuación. ¿Qué podría aprenderse de esta ecuación?

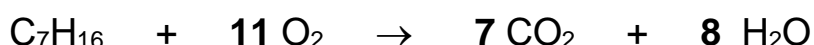


En primer lugar, debemos asegurarnos de que la expresión se encuentre **balanceada**, es decir que cumpla con la ley de la conservación de la masa. Para el efecto establecemos por simple inspección la cantidad total de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno presentes en ambos lados de la expresión.

Notamos que del lado izquierdo hay **7** átomos de carbono, mientras que del lado derecho solamente hay **1**, por lo tanto la expresión **no está balanceada**, es decir que en esencia no es una ecuación química.

De igual forma se establece que los átomos de hidrógeno y oxígeno no están en la misma cantidad en ambos lados de la expresión.

Para lograr que el número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno sea el mismo de ambos lados de la expresión es necesario acompañar al oxígeno con el número **11**, al dióxido de carbono con el **7** y al agua con el **8**, lo que conduce a que la expresión represente ahora una ecuación química de la siguiente forma:



Con los números colocados, se puede ahora establecer que de ambos lados de la ecuación hay 7 átomos de carbono, 16 átomos de hidrógeno y 22 átomos de oxígeno, por consiguiente la ecuación está balanceada.

Ahora se puede observar que **1** mol (no un gramo, kilogramo o libra) de heptano reacciona con **11** moles de oxígeno para dar **7** moles de dióxido de carbono y **8** moles de agua.

A cada uno de éstos números, **1** , **11** , **7** y **8** que aparecen en la **ecuación balanceada** antes de cada sustancia se les denomina **coeficientes estequiométricos**.

Ahora con la ecuación balanceada podemos establecer otras relaciones estequiométricas (“factores de conversión estequiométricos”) como por ejemplo:

- a) Que por cada 11 moles de oxígeno, se pueden producir 7 moles de dióxido de carbono.
- b) Que también por cada 11 moles de oxígeno se pueden producir 8 moles de agua.
- c) Que por cada 7 moles de dióxido de carbono producidos se generan 8 moles de agua.
- d) Que por cada 1 mol de heptano se produce 7 moles de dióxido de carbono.
- e) Que por cada 1 mol de heptano se producen 8 moles de agua.
- f) Que por cada 1 mol de heptano que reacciona se necesitan 11 moles de oxígeno.
- g) También que, para obtener 7 moles de dióxido de carbono se deben combinar 11 moles de oxígeno con 1 mol de heptano.

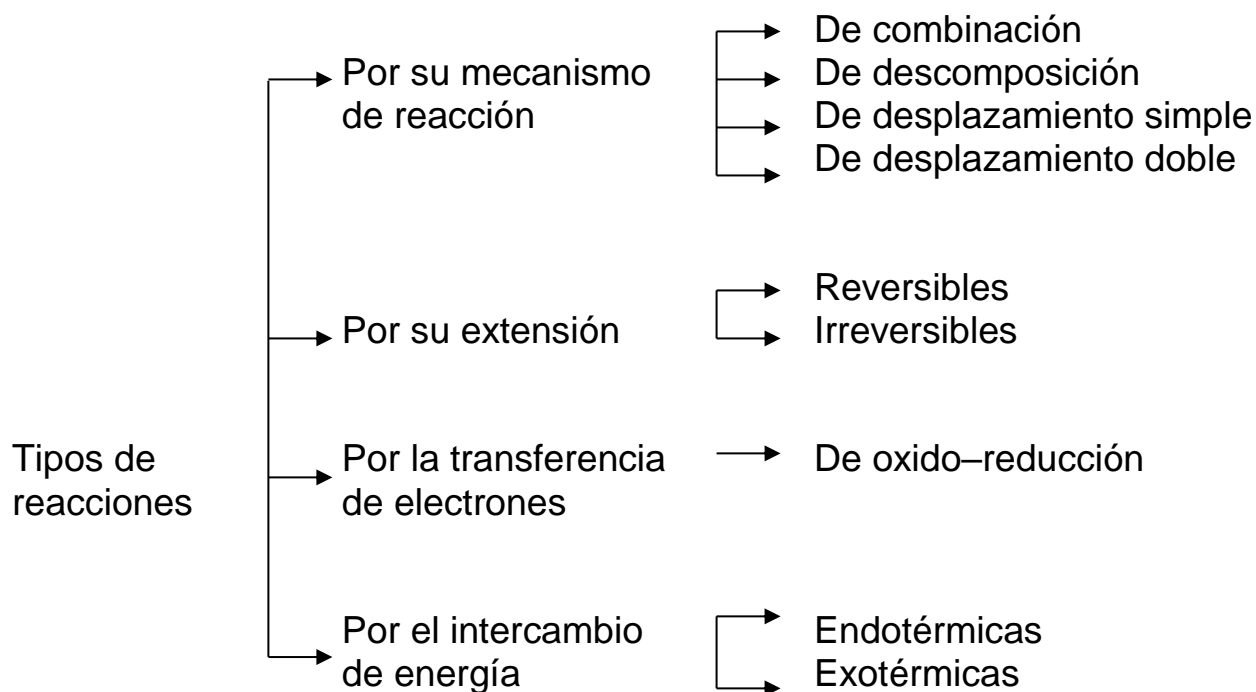
Como se ha notado, la ecuación química permite relacionar cualesquiera de las sustancias involucradas en la reacción a través de los coeficientes estequiométricos.

LA REACCIÓN QUÍMICA:

Una reacción química es el **proceso** a través del cual una o más sustancias (**reactivos**) cambian para formar una o más sustancias nuevas (**productos**). Este proceso implica la ruptura de los enlaces químicos que mantienen unidos los átomos de los reactivos y la consiguiente formación de nuevos enlaces para dar lugar a los productos.

TIPOS DE REACCIONES QUÍMICAS

Para facilitar su estudio, las reacciones químicas se clasifican en las siguientes categorías:



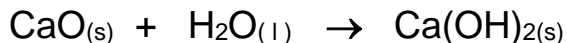
REACCIONES DE COMBINACIÓN:

Son aquellas en las que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto, por eso también son denominadas reacciones de síntesis, generalmente se representan como:

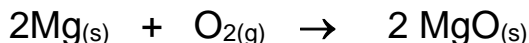


Ejemplo:

- a) Óxido de calcio más agua produce hidróxido de calcio.



- b) Magnesio más oxígeno produce óxido de magnesio.



REACCIONES DE DESCOMPOSICIÓN:

Las reacciones de descomposición son lo opuesto de las reacciones de combinación. Concretamente, una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes. También son denominadas reacciones de análisis, y por lo general se representan así:

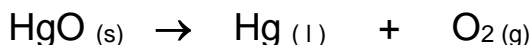


Dos ejemplos de este tipo de reacciones pueden ser:

- a) El carbonato de calcio se descompone para producir óxido de calcio y dióxido de carbono.

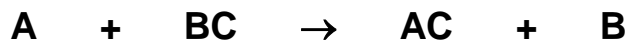


- b) El óxido de mercurio se descompone bajo calor produciendo mercurio metálico más oxígeno.



REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO SIMPLE:

También llamadas reacciones de reemplazo o sustitución simple. En este tipo de reacciones un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento para producir un elemento y un producto diferentes. Generalmente se representan de la siguiente manera:

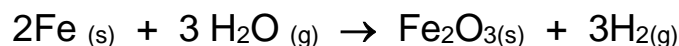


La mayoría de este tipo de reacciones se agrupan en tres subcategorías:

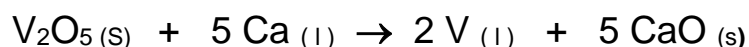
- a) De desplazamiento de hidrógeno.
- b) De desplazamiento de metal.
- c) De desplazamiento de halógeno.

Ejemplos:

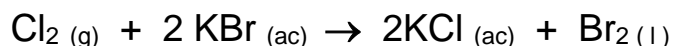
- a) Reacción de desplazamiento de hidrógeno:



- b) Reacción de desplazamiento de metal:

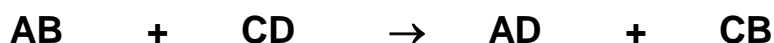


- c) Reacción de desplazamiento de halógeno:



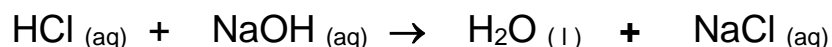
REACCIONES DE DESPLAZAMIENTO DOBLE:

Este tipo de reacciones también son denominadas reacciones de intercambio, de doble sustitución o reacciones de **metátesis**. En este tipo de reacciones los cationes y aniones de los reactivos se intercambian para dar nuevas sustancias. Particularmente estas reacciones ocurren en solución acuosa. Generalmente se representan así:



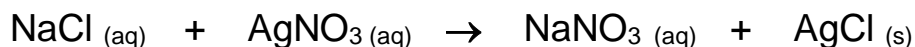
Ejemplos:

- a) El ácido clorhídrico se combina con hidróxido de sodio para formar agua y cloruro de sodio:



La reacción anterior involucra una combinación de los siguientes iones: del HCl se originan H^+ y Cl^- , mientras que del NaOH se originan Na^+ y OH^- (grupo hidroxilo), por las cargas que mantienen estos iones, es de esperar que las especies con cargas opuestas se atraigan y den como resultado los productos de la reacción; H^+ y OH^- se unen para formar H_2O , mientras que Na^+ y Cl^- se unen para formar NaCl.

- b) Cloruro de sodio se combina con nitrato de plata para formar nitrato de sodio y cloruro de plata:



Por la disociación de los reactivos en solución acuosa (aq) surgen las especies iónicas: del NaCl, Na^+ y Cl^- ; del AgNO_3 , Ag^+ y NO_3^- , la interacción entre los iones con cargas diferentes da como resultado AgCl y NaNO_3 .

REACCIONES REVERSIBLES E IRREVERSIBLES:

Las reacciones reversibles son aquellas en la que los productos pueden reaccionar para formar los reactivos originales, es decir que la reacción puede ocurrir en ambas direcciones (reactivos \leftrightarrow productos).

A diferencia de las reacciones reversibles, las reacciones irreversibles se caracterizan porque ocurren solamente en una dirección (reactivos \rightarrow productos).

REACCIONES DE OXIDO-REDUCCIÓN :

Este tipo de reacciones también son denominadas reacciones REDOX, se caracterizan porque en la reacción hay transferencia de electrones entre las sustancias que reaccionan, lo que implica un cambio en su número de oxidación.

En estas reacciones, una de las sustancias pierde electrones (la sustancia que se oxida) y otra los gana (la sustancia se reduce). A la sustancia que se oxida se le denomina **agente reductor** y a la que se reduce **agente oxidante**.

REACCIONES ENDOTÉRMICAS Y EXOTÉRMICAS:

Las reacciones endotérmicas son aquellas en las que se absorbe calor, mientras que las exotérmicas aquellas en las que se libera calor. Un ejemplo de reacción exotérmica es la combustión del gas propano donde se libera energía como calor. Si una reacción es exotérmica en una dirección, la reacción inversa es endotérmica.

EL BALANCEO DE EXPRESIONES QUÍMICAS

Las expresiones químicas que representan una reacción, deben cumplir con la ley de conservación de la masa, por consiguiente es necesario establecer

si la expresión presenta la igualdad en cuanto al número de átomos de cada clase presentes en ambos lados de la expresión.

Cuando la expresión no presenta la igualdad, entonces es necesario igualarla, para lograr esto se puede utilizar cualquiera de los siguientes procedimientos:

- a) Balanceo por el método al tanteo
- b) Balanceo por el método algebraico

BALANCEO AL TANTEO

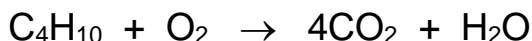
En este método, el procedimiento consiste en igualar el número de átomos de cada elemento en ambos lados de la expresión simplemente por “prueba y error”, es decir tratando de “adivinar” cual o cuáles deberían ser los coeficientes estequiométricos adecuados para cada compuesto de tal forma que la expresión quede igualada.

Ejemplo:

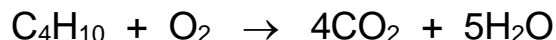
Balancear la siguiente expresión al tanteo: $\text{C}_4\text{H}_{10} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Solución:

Se puede notar que en la expresión, el número de átomos de carbono presentes en el lado izquierdo es de 4, mientras que en el lado derecho de solamente 1, por consiguiente al colocar un número 4 antes de la molécula de CO_2 se logra la igualdad de los átomos de carbono.

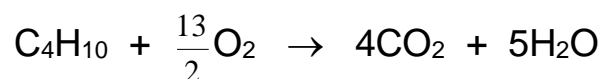


Ahora se puede notar que los átomos de hidrógeno están presentes en el lado izquierdo en un número de 10, mientras que del lado derecho solamente hay 2, el coeficiente adecuado en la molécula de agua para igualar el número de átomos debe ser 5.

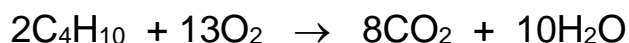


Solo hace falta igualar los átomos de oxígeno, y están presentes del lado izquierdo en un número de 2, mientras que del lado derecho hay 13 átomos (8 indicados por el CO_2 y 5 por el agua), para igualarlos es necesario colocar 13 delante de la molécula del oxígeno, sin embargo la molécula de oxígeno ya

incluye 2 átomos, lo que conduciría a 26 átomos en total, pero como solo son necesarios 13, entonces este número debe dividirse por los 2 átomos ya presentes, de tal forma que el coeficiente adecuado en la molécula de oxígeno debe ser $13/2$, lo que conduce a:



Finalmente se elimina la fracción que acompaña al oxígeno, esto se logra multiplicando cada uno de los coeficientes estequiométricos por 2 (el denominador de la fracción) para obtener la ecuación química:



BALANCEO POR MÉTODO ALGEBRAICO:

Cuando las expresiones a balancear son muy grandes, el método al tanteo ya no resulta tan fácil y se hace necesario utilizar otro procedimiento que ayude resolver el problema, siendo este por lo general el método algebraico.

Este método en esencia consiste en plantear un sistema de ecuaciones lineales que contendrá un número de ecuaciones igual al número de átomos diferentes presentes en la expresión, y un número de incógnitas igual al número de compuestos presentes.

Una vez planteado el sistema de ecuaciones, se selecciona una de las variables y se le asigna un valor, generalmente un valor pequeño que puede ser el número 1 o el número 2.

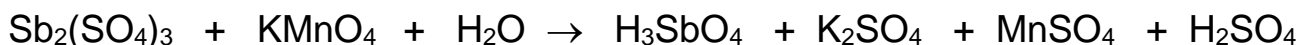
Se selecciona una o más de las ecuaciones planteadas, de preferencia las que poseen menos incógnitas y que contengan la variable escogida para ser sustituida en ellas el valor supuesto a dicha variable.

Se resuelve el sistema de ecuaciones por los procedimientos algebraicos convenientes, sustitución, igualación o eliminación para poder encontrar el valor de cada una de las variables, siendo estos valores encontrados los que se colocan como coeficientes estequiométricos delante de los compuestos que contiene la ecuación.

Finalmente, si uno o más de los coeficientes es una fracción, entonces se calcula el mínimo común denominador de las fracciones, siendo este el número por el cual se multiplican todos los coeficientes estequiométricos logrando así que las fracciones desaparezcan y solamente queden números enteros.

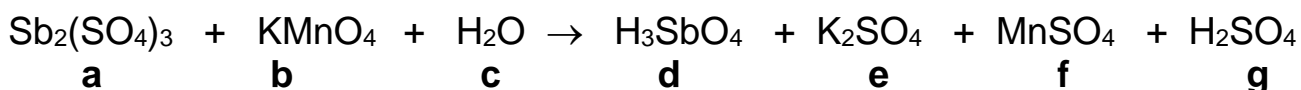
Ejemplo:

Balancear la siguiente expresión por el método algebraico:



Solución:

En primer lugar se identifica cada uno de los compuestos con una variable:



Ahora se plantea el sistema de ecuaciones, escribiendo una ecuación para cada elemento químico, identificando con la variable correspondiente el compuesto donde está presente el elemento en cuestión:

Ecuación para el antimonio (Sb)

De la expresión a balancear se puede notar que hay 2 átomos de antimonio en el lado de los reactivos, específicamente en el compuesto identificado como **a**, y del lado de los productos 1 átomo de antimonio en el compuesto identificado como **d**. La ecuación que puede plantearse es:

$$2a = d \quad \text{ecuación 1}$$

Ecuación para el Azufre (S)

Hay 3 átomos de azufre en el lado de los reactivos en el compuesto **a**, y del lado de los productos hay 1 átomo de azufre en el compuesto **e**, 1 átomo en el compuesto **f** y también 1 en el compuesto **g**, la ecuación a plantear es:

$$3a = e + f + g \quad \text{ecuación 2}$$

Ecuación para el oxígeno:

En el lado de los reactivos hay 12 átomos de oxígeno (4×3) en el compuesto **a**, 4 átomos en el compuesto **b**, y 1 átomo en el compuesto **c**; en los productos aparecen 4 átomos en el compuesto **d**, 4 en el compuesto **e**, 4 en el compuesto **f** y también 4 en el compuesto **g**, la ecuación a plantear es:

$$12a + 4b + c = 4d + 4e + 4f + 4g \quad \text{ecuación 3}$$

De forma semejante se procede para los otros átomos (K, Mn, H):

Para potasio (K): $b = 2e$ ecuación 4

Para manganeso (Mn): $b = f$ ecuación 5

Para hidrógeno: $2c = 3d + 2g$ ecuación 6

El sistema de ecuaciones planteado hasta el momento es:

ecuación 1	$2a = d$
ecuación 2	$3a = e + f + g$
ecuación 3	$12a + 4b + c = 4d + 4e + 4f + 4g$
ecuación 4	$b = 2e$
ecuación 5	$b = f$
ecuación 6	$2c = 3d + 2g$

Ahora se selecciona una de las variables y se le supone un valor pequeño (1 o 2), de preferencia una variable que aparezca en el mayor número de ecuaciones, de tal forma que con el valor que se suponga para esta variable sea posible encontrar el valor de más variables.

Para este ejemplo se seleccionará la variable **e** y se le asignará el valor de 1: **e = 1**

Ahora se sustituye el valor de **e** en una ecuación que la contenga y que permita hallar el valor de otra de las variables. De la ecuación 4:

$b = 2e$ al sustituir: $b = 2(1)$ de donde: **b = 2**

De la ecuación 5: como $b = f$ entonces: **f = 2**

Si en la ecuación 2, se sustituyen los valores conocidos para **e** y **f** se obtiene una ecuación más simplificada:

ecuación 2: $3a = e + f + g$ sustituyendo: $3a = 1 + 2 + g$

simplificando se obtiene: $3a = 3 + g$ ecuación 7

Como la ecuación anterior tiene dos variables no se puede resolver, lo que hace necesario buscar otra ecuación donde se puedan sustituir algunas de las variables ya conocidas.

De la ecuación 3: $12a + 4b + c = 4d + 4e + 4f + 4g$

Sustituyendo los valores conocidos para **b**, **e**, **f** y el valor de $a = d / 2$ despejado de la ecuación 1 se obtiene:

$$12(d / 2) + 4(2) + c = 4d + 4(1) + 4(2) + 4g$$

simplificando queda: $2d + c = 4 + 4g$ ecuación 8

Si en la ecuación 7 se despeja el valor de **g** se obtiene: $g = 3a - 3$

Al sustituir la expresión de **g** en las ecuaciones 6 y 8 se llega a:

Ecuación 6: $2c = 3d + 2g$

Sustituyendo: $2c = 3d + 2(3a - 3) \Rightarrow 2c = 3d + 6a - 6$

Ecuación 8: $2d + c = 4 + 4g$

Sustituyendo: $2d + c = 4 + 4(3a - 3) \Rightarrow 2d + c = 12a - 8$

Si en cada una de las ecuaciones anteriores se sustituye la ecuación 1, ($d = 2a$) se obtiene:

$2c = 3(2a) + 6a - 6 \Rightarrow 2c = 12a - 6$ ecuación 9

$2(2a) + c = 12a - 8 \Rightarrow c = 8a - 8$ ecuación 10

Las ecuaciones encontradas hasta ahora representan un sistema de ecuaciones con dos variables, este sistema se puede resolver sustituyendo en la ecuación 9 la variable **c** por la expresión dada en la ecuación 10:

$2(8a - 8) = 12a - 6$ resolviendo se encuentra: $a = 5 / 2$

Con el valor de **a**, se puede hallar el valor de **c** utilizando la ecuación 10:
 $c = 8(5/2) - 8$ de donde: $c = 12$

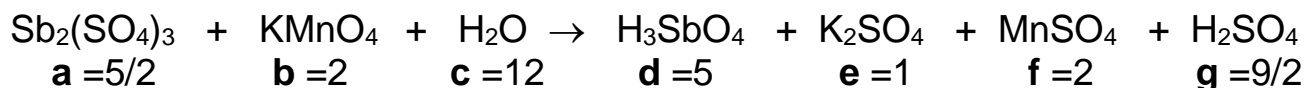
Sustituyendo el valor de **a** en la ecuación 7:

$3(5/2) = 3 + g$ se encuentra que: $g = 9/2$

Por último el valor para **d** se encuentra sustituyendo **a** en la ecuación 1:

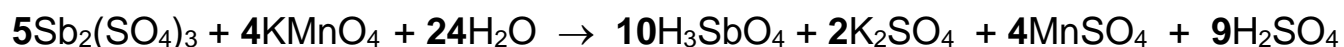
$$2(5/2) = d \quad \text{de donde: } d = 5$$

De esta forma se ha encontrado el valor de todas las variables:



Debido a que algunas variables presentan valores fraccionarios, se hace necesario encontrar su común denominador que resulta ser 2 para este ejemplo, siendo este el número por el que debe multiplicarse cada uno de los valores de las distintas variables para poder eliminar las fracciones.

Esta operación finalmente conduce a la ecuación con coeficientes estequiométricos enteros.



CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

Los cálculos estequiométricos son aquellos que se realizan para conocer con precisión la cantidad que se va a obtener de un determinado producto, conocidas las cantidades de los reactivos o, por el contrario, las cantidades de reactivo que se han de utilizar para obtener una determinada cantidad de producto.

La expresión “cantidad estequiométrica” indica la cantidad exacta que se necesita de una sustancia de acuerdo con una ecuación química.

Al realizar cálculos estequiométricos es bueno considerar algunos pasos elementales:

1. En primer lugar se debe escribir la ecuación química balanceada, esto para cumplir con la ley de la conservación de la materia.
2. Puesto que lo más fácil es utilizar relaciones de moles como base de cálculo, la segunda etapa consiste en transformar en moles la información suministrada.
3. Cuando en la reacción se suministran cantidades de dos o más reactivos, es necesario establecer cual es el reactivo limitante.

4. Finalmente se examinan las relaciones molares en la ecuación química (relaciones de coeficientes estequiométricos) para obtener la respuesta a la pregunta que haya sido formulada.

REACTIVO LIMITANTE:

El reactivo limitante es el reactivo que en una reacción química está presente en la cantidad estequiométrica más pequeña, en otras palabras es la sustancia que reacciona completamente, de manera que determina la cantidad máxima de producto que se puede obtener.

Cuando este reactivo se ha consumido, ya no se puede formar más productos.

REACTIVO(S) EN EXCESO:

El reactivo o reactivos en exceso son aquellas sustancias que en una reacción química están presentes en cantidades superiores a las que en realidad son necesarias para que reaccione todo el reactivo limitante.

PORCENTAJE DE RENDIMIENTO:

La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el **rendimiento teórico** de la reacción, es decir, la máxima cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante.

En la práctica el **rendimiento real**, también llamado rendimiento experimental, o bien la cantidad de producto que se obtiene realmente en una reacción, por lo general siempre es menor que el rendimiento teórico.

Para determinar qué tan eficiente es una reacción, se utiliza el **rendimiento porcentual** o **porcentaje de rendimiento**, que describe la relación del rendimiento real y el rendimiento teórico.

Se calcula como sigue:

$$\% \text{ de rendimiento} = \frac{\text{rendimiento real}}{\text{rendimiento teórico}} \times 100$$

EJEMPLOS:

1. ¿Qué cantidad de moles de cada uno de los elementos que forman el sulfato férrico, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ están presentes en 25 moles del compuesto? ¿cuántos gramos de cada elemento están presentes? ¿cuántos átomos de cada elemento hay?

Solución:

La molécula del sulfato férrico proporciona las siguientes relaciones:

- a) Por cada mol de sulfato férrico hay dos moles de átomos de hierro.
- b) Por cada mol de sulfato férrico hay 3 moles de átomos de azufre.
- c) Por cada mol de sulfato férrico hay 12 moles de átomos de oxígeno.

En consecuencia:

$$\text{Moles de hierro:} \quad 25 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \mathbf{50 \text{ mol Fe}}$$

$$\text{Moles de azufre:} \quad 25 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{3 \text{ mol S}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \mathbf{75 \text{ mol S}}$$

$$\text{Moles de oxígeno:} \quad 25 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \times \frac{12 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = \mathbf{300 \text{ mol O}}$$

Con los moles de cada elemento y la masa atómica dada por la tabla periódica para cada elemento, se puede calcular la cantidad de gramos de cada uno presentes en los 25 moles del sulfato férrico:

$$\text{Para hierro:} \quad 50 \text{ mol Fe} \times \frac{55.85 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = \mathbf{2792.5 \text{ g Fe}}$$

$$\text{Para azufre:} \quad 75 \text{ mol S} \times \frac{32.06 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = \mathbf{2404.5 \text{ g S}}$$

$$\text{Para oxígeno:} \quad 300 \text{ mol O} \times \frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = \mathbf{4800 \text{ g O}}$$

Finalmente, el número de átomos de cada elemento se puede establecer a partir del número de moles calculado y el número de avogadro:

$$\text{Hierro:} \quad 50 \text{ mol Fe} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = \mathbf{3.011 \times 10^{25} \text{ átomos Fe}}$$

$$\text{Azufre: } 75 \text{ mol S} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} = 4.5165 \times 10^{25} \text{ átomos S}$$

$$\text{Oxígeno: } 300 \text{ mol O} \times \frac{6.022 \times 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 1.8066 \times 10^{25} \text{ átomos O}$$

2. Considere la ecuación: $2\text{C}_4\text{H}_{10} + 13\text{O}_2 \rightarrow 8\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O}$

Si se hacen reaccionar 500 gramos de cada uno de los reactivos, ¿cuál sustancia es el reactivo limitante? ¿cuál el reactivo en exceso? ¿cuál es la cantidad máxima de CO_2 (en gramos) que se puede formar?

Solución:

Como la expresión ya está balanceada, entonces se encuentra el equivalente en moles de la masa dada para cada reactivo:

$$500 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \times \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} = 8.62 \text{ moles de C}_4\text{H}_{10}$$

$$500 \text{ g O}_2 \times \frac{1 \text{ mol O}_2}{32 \text{ g O}_2} = 15.62 \text{ moles de O}_2$$

Para establecer cual es el reactivo limitante, se divide los moles de cada sustancia entre el coeficiente estequiométrico que tiene la sustancia en la ecuación balanceada, el cociente más pequeño indicará cual es el reactivo limitante:

$$\text{Para C}_4\text{H}_{10}: 8.62 \text{ mol} / 2 \text{ mol} = 4.31$$

$$\text{Para O}_2: 15.62 \text{ mol} / 13 \text{ mol} = 1.20 \quad (\text{reactivo limitante})$$

De lo anterior, el reactivo limitante es el O_2 y el reactivo en exceso el C_4H_{10} .

La máxima cantidad de dióxido de carbono que puede obtenerse en la reacción se calcula a partir de los moles de reactivo limitante:

$$15.62 \text{ mol O}_2 \times \frac{8 \text{ moles CO}_2}{13 \text{ moles O}_2} \times \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 422.94 \text{ g CO}_2$$

gared