



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad



Enero de 2022

Docente:

Fernando Salazar

4to Año

Secciones: “A” y “B”

Área de formación: Química

Tema Indispensable

Preservación de la vida en el planeta, salud y vivir bien

Tema Generador

La agricultura como proceso fundamental para la independencia alimentaria.

Referentes Teóricos-Prácticos

Estequiometria:

Fórmula empírica.

Fórmula molecular.

Balaceo de ecuaciones químicas.

Reactivo limitante.

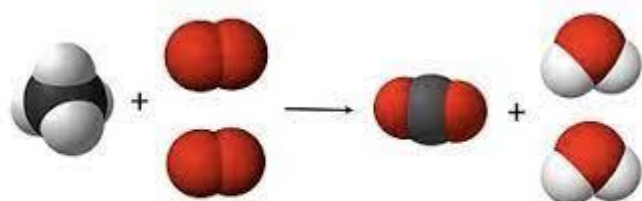
Reactivo exceso.



Desarrollo del Tema

Si revisamos las cajas, frascos y envolturas de cereales, medicinas, jabones, desinfectantes, abonos y una gran variedad de productos de uso diario, veremos que contienen una gran cantidad de sustancias químicas y las etiquetas de esos productos especifican el nombre de los ingredientes.

Sin embargo, para elaborarlos no es suficiente conocer las sustancias contenidas en los productos. La clave de la elaboración o fabricación reside en la cantidad o proporción de cada ingrediente. Las cantidades o proporciones de los ingredientes de un producto industrial son muy importantes para garantizar la calidad y eficacia del mismo. Desviaciones en las proporciones de los diferentes productos alteran sus propiedades y acción, lo que puede causar daño a las personas que las consumen o utilizan, y al ambiente en general.



En química, la **estequiometría** (del griego στοιχειον, stoikheion, 'elemento' y μετρον, métrón, 'medida') es el cálculo de las relaciones cuantitativas entre los reactivos y productos en el transcurso de una reacción química.

Estas relaciones se pueden deducir a partir de la teoría atómica, aunque históricamente no se enunciaron sin hacer referencia a la composición de la materia, según distintas leyes y principios.

Una reacción química se produce por la colisión de las partículas que intervienen ya sean moléculas, átomos o iones, aunque puede producirse también, por el choque de algunos átomos o moléculas con otros tipos de partículas, tales como electrones o fotones. Este choque, provoca que las uniones que existían previamente entre los átomos se rompan y facilite que se formen nuevas uniones, es decir que, a escala atómica, es un reordenamiento de los enlaces entre los átomos que intervienen. Este ordenamiento se produce por desplazamientos de electrones: unos enlaces se rompen y otros se forman. Sin embargo, los átomos implicados no desaparecen, ni se crean nuevos átomos. Esto es lo que se conoce como ley de conservación de la masa, e implica los dos principios siguientes:

- El número total de átomos antes y después de la reacción química no cambia.
- El número de átomos de cada tipo es igual antes y después de la reacción.

En el transcurso de las reacciones químicas las partículas subatómicas tampoco desaparecen, el número total de protones, neutrones y electrones permanece constante. Y como los protones tienen carga positiva y los electrones



tienen carga negativa, la suma total de cargas no se modifica. Esto es especialmente importante tenerlo en cuenta para el caso de los electrones, ya que es posible que durante el transcurso de una reacción química salten de un átomo a otro o de una molécula a otra, pero el número total de electrones permanece constante. Esto que es una consecuencia natural de la ley de conservación de la masa se denomina ley de conservación de la carga e implica que:

“La suma total de cargas antes y después de la reacción química permanece constante”.

Las relaciones entre las cantidades de reactivos consumidos y productos formados dependen directamente de estas leyes de conservación, y por lo tanto pueden ser determinadas por una ecuación (igualdad matemática) que las describa. A esta igualdad se le llama ecuación estequiométrica.

Una ecuación química es una representación escrita de una reacción química. Se basa en el uso de símbolos químicos que identifican a los átomos que intervienen y como se encuentran agrupados antes y después de la reacción. Cada grupo de átomos se encuentra separado por símbolos (+) y representa a las moléculas que participan, cuenta además con una serie de números que indican la cantidad de átomos de cada tipo que las forman y la cantidad de moléculas que intervienen, y con una flecha que indica la situación inicial y la final de la reacción.

Composición centesimal

Esta indica el porcentaje en masa, de cada elemento que forma parte de un compuesto. Se obtiene por análisis gravimétrico y conociendo los pesos atómicos de los compuestos, puede determinarse su fórmula mínima o molecular. También, se obtiene a partir de la fórmula molecular del compuesto, ya que esta nos indica el número de átomos de cada elemento presente en el compuesto. Forma parte de los cálculos estequiométricos, y fue de gran importancia en la Historia de la química para la determinación de los pesos atómicos y moleculares, por ejemplo los trabajos de Berzelius y Canizzaro.

Se calcula utilizando la siguiente ecuación:

$$\%? = \frac{n? \cdot MM?}{MMc} \times 100$$

Donde %? representa el porcentaje del elemento que se desea calcular; n? el número de átomos del elemento presente en el compuesto; MM? Representa la masa molar del elemento y MMc representa la masa molar del compuesto.

Se puede representar gráficamente MEDIANTE UN DIAGRAMA DE SECTORES la composición centesimal utilizando una hoja de cálculo





Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Ejemplo:

Calcular el % de cada uno de los elementos presentes en el ácido sulfúrico H_2SO_4 .

1. Con el uso de la tabla periódica, ubicamos las masas molares de los elementos presentes en el compuesto y determinamos la masa molar del compuesto:

H: $1g/mol \cdot 2 = 2g/mol$

S: $32g/mol \cdot 1 = 32g/mol$

O: $16g/mol \cdot 4 = 64g/mol$

98g/mol

2. Procedemos a efectuar los cálculos, utilizando la ecuación antes descrita:

$$\%H = \frac{nH \cdot MMH}{MMH_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%H = \frac{2 \cdot 1g/mol}{98g/mol} \times 100 \rightarrow \%H = 2,04$$

$$\%S = \frac{nS \cdot MMS}{MMH_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%S = \frac{1 \cdot 32g/mol}{98g/mol} \times 100 \rightarrow \%S = 32,65$$

$$\%O = \frac{nO \cdot MMO}{MMH_2SO_4} \times 100 \rightarrow \%O = \frac{4 \cdot 16g/mol}{98g/mol} \times 100 \rightarrow \%O = 65,31$$

Para comprobar que los resultados arrojados son los correctos, la sumatoria de los resultados debe ser igual a 100 o aproximado a 100 (99,98 % como mínimo)

$$2,04 + 32,65 + 65,31 = 100\%$$

Fórmula empírica

En química, la fórmula empírica "f.e" es una expresión que representa los átomos que forman un compuesto químico, sin atender a su estructura. Es por tanto, la representación más sencilla de un compuesto. Por ello, a veces, se le llama fórmula mínima y se representa con "f.m".

La fórmula empírica es aquella en la cual se indica la relación más pequeña en términos de números enteros en que se encuentran los átomos de los elementos que forman el compuesto. Esta fórmula deriva directamente de la experimentación.



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



Determinación de la fórmula empírica o simplificada: para llegar a la fórmula empírica se divide cada porcentaje entre las respectivas masas atómicas, luego, cada resultado será dividido por el menor de ellos.

Ejemplo:

Utilizando los porcentajes obtenidos anteriormente, determine la fórmula empírica del ácido sulfúrico H_2SO_4 .

$$H = \frac{2,04}{1} = \frac{2,04}{1,02} = 2$$

$$S = \frac{32,65}{32} = \frac{1,02}{1,02} = 1$$

$$O = \frac{65,31}{16} = \frac{4,08}{1,02} = 4$$

La fórmula empírica del ácido sulfúrico H_2SO_4 , es igual a H_2SO_4

Nota: no siempre la fórmula empírica será igual a la fórmula del compuesto real.

Fórmula molecular

La **fórmula molecular** expresa el número real de átomos que forman una molécula, a diferencia de la fórmula química que es la representación convencional de los elementos que forman una molécula o compuesto químico. Una fórmula molecular se compone de símbolos y subíndices numéricos; los símbolos corresponden a los elementos que forman el compuesto químico representado y los subíndices son la cantidad de átomos presentes de cada elemento en el compuesto. Así, por ejemplo, una molécula de ácido sulfúrico, descrita por la fórmula molecular H_2SO_4 posee dos átomos de hidrógeno, un átomo de azufre y cuatro átomos de oxígeno. El término se usa para diferenciar otras formas de representación de estructuras químicas, como la fórmula desarrollada. La fórmula molecular se utiliza para la representación de los compuestos inorgánicos y en las ecuaciones químicas. También es útil en el cálculo de las masas moleculares.

En un sentido estricto, varios compuestos iónicos, como el carbono o el cloruro de sodio o sal común no pueden ser representados por una fórmula molecular, ya que no es posible distinguir átomos o moléculas independientes y por ello, solo es posible hablar de **fórmula empírica**. Ejemplo: NaCl es la fórmula mínima del cloruro de sodio, constituido por iones positivos (Na^+) e iones negativos (Cl^-) formando una red cristalina tridimensional.

Para determinar la fórmula verdadera o molecular de un compuesto, es necesario conocer su masa molar molecular, ya que este dato viene a confirmar cuantos átomos de cada elemento están presentes en el compuesto químico. Si en un problema donde se calculó la fórmula empírica se tiene como dato adicional la masa molecular del compuesto, se procede a dividir la masa molecular entre la masa de la fórmula empírica.

$$\frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}} =$$

el número que se obtiene es utilizado para multiplicar los subíndices de cada elemento de la fórmula empírica para obtener la fórmula verdadera.

Ejemplo:

Determinar la fórmula empírica y la fórmula molecular de un compuesto que contiene 47,40% de S y 52,60% de Cl, sabiendo que su masa molecular es de 135g/mol.

1. Determinación de la fórmula empírica

$$S = \frac{47,40}{32} = \frac{1,481}{1,481} = 1$$

$$Cl = \frac{52,60}{5,5} = \frac{1,481}{1,481} = 1$$

La fórmula empírica es **SiCl**

2. Determinación de la fórmula molecular (f.m)

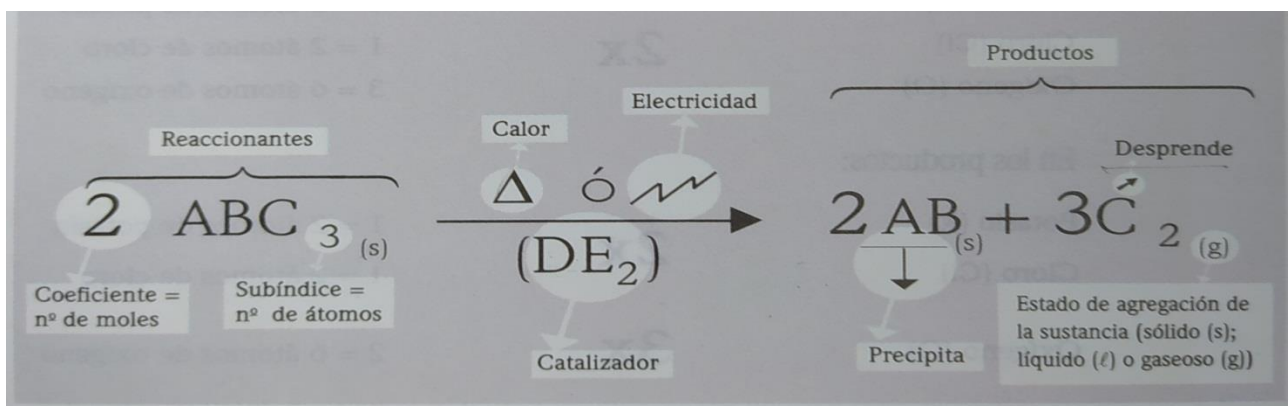
$$f.m = \frac{\text{masa molecular}}{\text{masa fórmula empírica}}$$

$$\frac{135g/mol}{32g/mol + 35,5g/mol} = 2$$

Luego, la fórmula empírica debe multiplicarse por 2 para obtener la fórmula molecular: 2 x (SiCl) = S₂Cl₂

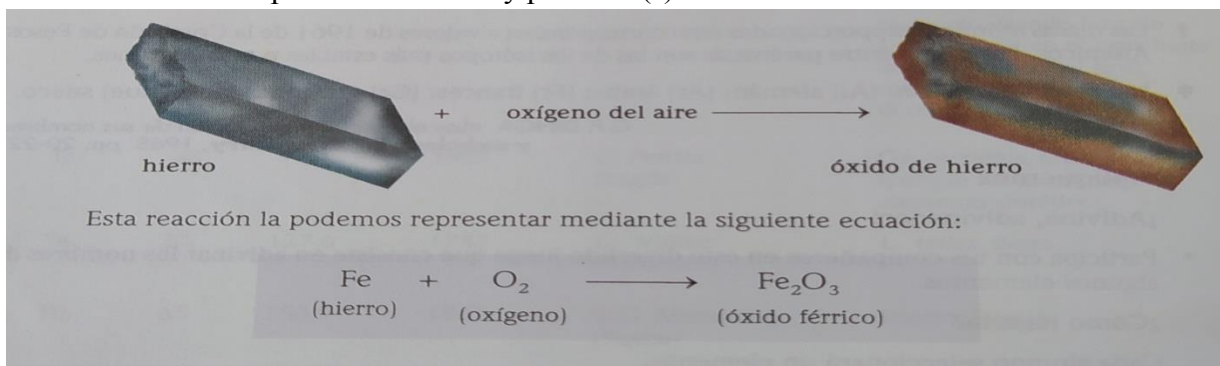
Balanceo de ecuaciones químicas

Las reacciones químicas que se efectúan entre sí se representan gráficamente mediante las ecuaciones químicas. Toda ecuación química debe ser balanceada o igualada, es decir, colocar coeficientes (números de moles) delante de los elementos y sustancias hasta que el número de átomos del lado izquierdo sea igual al número de átomos del lado derecho de la ecuación, cumpliéndose así la ley de conservación de la materia.



✚ Método simple o de tanteo

1. Plantear la ecuación para los reactivos y producto(s):



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

Reactivos: 1 átomo de Fe, 2 átomos de O

Producto: 2 átomos de Fe, 3 átomos de O

Vemos que la ecuación química no está balanceada.

3. Ajustar la ecuación química colocando coeficientes delante de las fórmulas de los reactivos y de los productos, a su vez, es multiplicado por los subíndices de la fórmula. En este caso como existen 2



Educación Media General

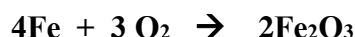


Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



átomos de oxígeno en los reactivos y **3 átomos de oxígeno** en el producto, se coloca un **2** como coeficiente del producto, multiplicando el coeficiente con el subíndice del hierro y del oxígeno respectivamente (**2Fe₂O₃**), ahora tenemos en el producto **4 átomos de hierro y 6 átomos de O**.

A continuación, se colocan los coeficientes a los reactivos; **4 como coeficiente para el Fe y 3 como coeficiente del O₂**. Con estos coeficientes a ecuación queda:



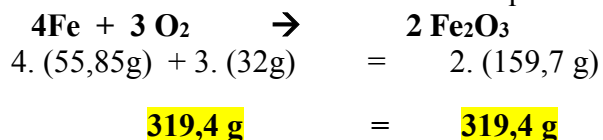
Nota: Es importante tener presente que por ningún motivo se puedan variar los valores de los subíndices en las fórmulas, pues de lo contrario estaríamos alterando la constitución química de las sustancias y por consiguiente, los materiales involucrados en la reacción perderían su identidad.

4. Comprobar que la ecuación química haya quedado balanceada.

Reactivos: 4 átomos de Fe, 6 átomos de O.

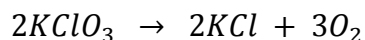
Producto: 4 átomos de Fe, 6 átomos de O.

Relacionando las masas molares de las sustancias con la ecuación química balanceada tenemos:



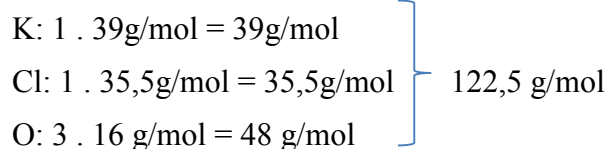
Calcule el volumen de oxígeno gaseoso O₂ en condiciones normales, que se producirán por la descomposición de 56g de clorato de potasio KClO₃

Paso1: planteamiento y balanceo de la ecuación química



Paso 2: se determinan las masas molares de los compuestos mencionados en el planteamiento

KClO₃





Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



O₂

O: 2 · 16 = 32 g/mol

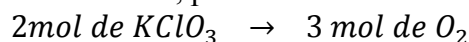
Paso 3: convertir los moles provenientes del balanceo a gramos

$$mol = \frac{m}{MM} \rightarrow m = mol \times MM$$

$$mKClO_3 = 2 \text{ mol} \times 122,5 \frac{g}{mol} = 245g$$

$$mO_2 = 3 \text{ mol} \times 32 \frac{g}{mol} = 96g$$

Paso 4: se determinan las relaciones necesarias, partiendo de la ecuación química balanceada.



$$\begin{array}{l} 245 \text{ g } KClO_3 \rightarrow 96 \text{ g } O_2 \\ 56 \text{ g } KClO_3 \rightarrow X \end{array}$$

$$X = \frac{56g \cdot 96g}{245g} = 21,943 \text{ g de } O_2$$

Paso 5: convertir los gramos obtenidos de O₂ a volumen (l) en condiciones normales

$$\begin{array}{l} 32 \text{ g } O_2 \rightarrow 22,4 \text{ l} \\ 21,943 \text{ g } O_2 \rightarrow X \end{array}$$

$$X = \frac{21,943g \cdot 22,4 \text{ l}}{32 \text{ g}} = 15,36 \text{ l de } O_2$$

Reactivo limitante y reactivo en exceso

El reactivo limitante da a conocer o *limita* la cantidad de producto conformado, y provoca una concentración específica o limitante ya que este puede dar "un salto" a las cantidades.

Cuando una ecuación está ajustada, la estequiometría se emplea para saber los moles de un producto obtenido a partir de un número conocido de moles de un reactivo. La relación de moles entre el reactivo y producto al obtenerse de la ecuación balanceada.

Generalmente, cuando se efectúa una reacción química los reactivos no se encuentran en cantidades simétricamente exactas, es decir, en las proporciones que indica su ecuación balanceada. En consecuencia, algunos reactivos se consumen totalmente, mientras que otros son recuperados al finalizar la reacción. El reactivo que se consume en primer lugar es llamado reactivo limitante, ya que la cantidad de este determina la cantidad total del producto formado. Cuando este reactivo se consume, la reacción se detiene. El o los reactivos que se consumen parcialmente son los reactivos en exceso.

Educación Media General

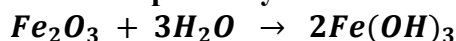
La cantidad de producto que se obtiene cuando reacciona todo el reactivo limitante se denomina rendimiento teórico de la reacción.

El concepto de reactivo limitante, permite a los químicos asegurarse de que un reactivo, el más costoso, sea completamente consumido en el transcurso de una reacción, aprovechándose así al máximo.

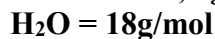
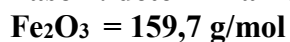
Ejemplo:

Se hacen reaccionar 60 g de óxido férrico (Fe_2O_3) con 100g de agua. Calcule la cantidad de reactivo en exceso.

Paso 1: se plantea y se balancea la ecuación química



Paso 2: determinar la masa molar de los compuestos descritos en el planteamiento.



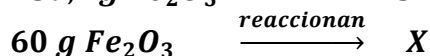
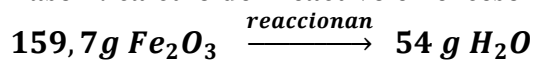
Paso 3: convertir los moles a gramos

$$\text{mol} = \frac{m}{MM} \rightarrow m = \text{mol} \times MM$$

$$m\text{Fe}_2\text{O}_3 = 1\text{mol} \times 159,7 \text{ g/mol} = 159,7 \text{ g}$$

$$m\text{H}_2\text{O} = 3\text{mol} \times 18 \text{ g/mol} = 54 \text{ g}$$

Paso 4: calculo del reactivo en exceso



$$X = \frac{60 \text{ g} \cdot 54 \text{ g}}{159,7 \text{ g}} = 20,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

El reactivo en exceso es el agua. Cantidad: $100\text{g} - 20,28\text{g} = 79,72\text{g}$

Actividades de Evaluación

1. Balancear las siguientes

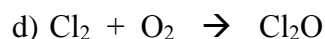
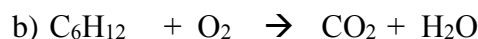




Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la **Educación**
Inclusión y Calidad

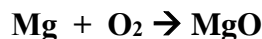


- Experimentalmente, mediante análisis cualitativo, se ha determinado que un compuesto contiene calcio y cloro. El análisis cuantitativo revela que tiene 6,04% de calcio y el restante de cloro. Determine la fórmula verdadera del compuesto cuya masa molar es de 111g/mol.
- Determine la fórmula empírica del $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ y el número de moléculas que hay en 60g de dicho compuesto.
- El clorato de potasio, KClO_3 , se obtiene por la acción del cloro sobre una disolución de hidróxido de potasio KOH en caliente, según la reacción:



Calcule los gramos de clorato de potasio KClO_3 se obtendrán al reaccionar 10 moles de KOH, el volumen de cloro Cl_2 que reaccionó en condiciones normales y las partículas de cloruro de potasio KCl que se formaron.

- 36 g de magnesio (Mg) reaccionan con suficiente oxígeno (O_2) para producir 60 g de óxido de magnesio (MgO). ¿Qué cantidad de oxígeno reaccionó?



- Al descomponer 32 g de clorato de potasio (KClO_3) se liberan 9 g de O_2 . ¿Qué cantidad de cloruro de potasio (KCl) se forma?



Masas molares:

Mg: 24g/mol

O: 16g/mol

Cl: 35,5g/mol

Ca: 40gg/mol

K: 39g/mol



- Leer cuidadosamente el instrumento pedagógico.
- Leer cuidadosamente las orientaciones generales.



Educación Media General



Ministerio
del Poder Popular
para la Educación
Inclusión y Calidad



- Leer cada uno de los planteamientos, responder en forma organizada, clara, precisa y debidamente justificada.
- La actividad debe realizarse a mano (**letras legibles**).
- **Abstenerse de realizar la actividad a computadora.**
- **Las imágenes de la actividad deben ser lo suficientemente claras.**
- **Anexar las imágenes en un documento Word o pdf para que la actividad se envíe de manera organizada.**
- Enviar la actividad únicamente al correo fernandosalazar2626@gmail.com
- **Si desea entregar la actividad en físico, comuníquese conmigo.**
- La actividad tiene un valor de **20 puntos**.
- **Fecha de entrega: hasta el 04-02-2022 sin excepción.**
- **La puntualidad en la entrega y el cumplimiento de las orientaciones generales son algunos de los rasgos que se tomarán en cuenta para la nota en el convivir.**
- Recuerde que soy su profesor de química, cualquier duda o inquietud, escribir o llamar al número de teléfono **04128614364**