



QUÍMICA

II

10º

BACHILLERATO

Relaciones estequiométricas

Son todas las relaciones que se deducen luego de haber realizado el balance estequiométrico de una determinada ecuación química. Recordemos que la ecuación química balanceada nos indica las cantidades, en moles, de las sustancias que intervienen en la reacción química. Por ejemplo, cuando se coloca en un recipiente con solución de sulfato de cobre (II) (color celeste), electrolito (sustancia que en estado líquido es capaz de conducir la electricidad, en solución o fundido), un trozo de chapa de zinc (Zn) previamente lijada (bien blanco brillante), se observa que se forma una capa rojiza sobre la misma, y que la solución, inicialmente celeste, se va aclarando. Esto es porque reaccionaron el cobre y el zinc, obteniéndose como producto cobre metálico (Cu^0) y una solución de sulfato de zinc, transparente e incolora (que al mezclarse con la solución original se diluye, y por eso se aclara el color, esto es que el Cu^{2+} que da color celeste va desapareciendo y en su lugar aparece Zn^{2+} incoloro). Se debe cumplir que la masa total de reactivos es igual a la masa total de productos. Esto es porque se cumple que en una reacción química de un sistema cerrado la materia no se crea ni se destruye, sino que se transforma. Este es el conocido principio o ley de conservación de la masa que descubrió y enunció Antoine Lavoisier después de mucha experimentación, allá por el año 1789. Principio que revolucionó todo lo conocido hasta el momento y permitió los grandes avances de la Química del S. XVIII.

Si este principio se cumple en nuestra ecuación química estamos seguros de haber resuelto correctamente el balance estequiométrico es decir nos sirve de control.

Si hay sustancias gaseosas también será posible establecer relaciones de Volumen, ya que los gases ocupan todo el volumen del recipiente que los contiene. Como el volumen es función de la Presión y la Temperatura, entonces para trabajar con el Volumen hay que definir a qué P y T se lo considera. Para hacerlo tenemos en cuenta un Estado de Referencia muy común en Termodinámica y en Química y es el Volumen en Condiciones Normales de P y T (en adelante las llamaremos CNPT), esto es una P: 1 atmósfera y T: 273 K o 0 °C.

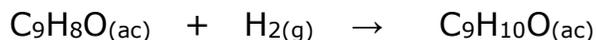
Las relaciones estequiométricas pueden ser: Entre reactivos, en una reacción química. O pueden ser: Entre masas, moles, moléculas, masa-moles, masa-moléculas, moles-moléculas, etc.

Contesta los siguientes ejercicios en tu cuaderno:

1) ¿Cuántos moles de cloruro de magnesio (MgCl_2), se producirán, si se hacen reaccionar 2.4 g de Mg con suficiente cantidad de ácido clorhídrico (HCl)? (estas son las condiciones de reacción). La reacción química es la siguiente: $\text{Mg}_{(s)} + 2 \text{HCl}_{(ac)} \rightarrow \text{MgCl}_{2(ac)} + \text{H}_{2(g)}$

2) Un forma de obtener I_2 sólido es a través de la reacción del bromo, Br_2 , con solución acuosa de KI, según la reacción: Si se hacen reaccionar 0.25 moles de $\text{Br}_{2(l)}$ con 150 mL de solución acuosa 1,5 M de KI, determina la masa de KBr que se produce. $\text{Br}_{2(l)} + 2 \text{KI}_{(ac)} \rightarrow 2 \text{KBr}_{(ac)} + \text{I}_{2(s)}$

3) El aceite de cinamon, obtenido de las ramas y hojas de árboles de canela que crecen en las zonas tropicales, se utiliza en la producción de perfumes y cosméticos. Su constituyente principal es el aldehído cinámico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$, sin embargo una concentración elevada de éste ocasiona severas irritaciones en la piel, por lo que las concentraciones presentes en los perfumes deben ser bajas. Con la finalidad de evitar irritaciones en la piel se buscó un derivado del aldehído cinámico, de fórmula $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$, con propiedades similares, pero que no causa irritaciones a la piel. Éste se prepara haciendo reaccionar aldehído cinámico, $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}$, con hidrógeno gaseoso, H_2 , según la reacción:



Para obtener el derivado, $\text{C}_9\text{H}_{10}\text{O}$, se hacen reaccionar 15 L de solución de aldehído cinámico 3.5 M con 30.7 moles de hidrógeno gaseoso. Determina lo siguiente:

- La cantidad en gramos, qué se obtendrán del derivado $C_9H_{10}O$, considerando un rendimiento del 95 %.
- El derivado se utiliza en soluciones acuosas al 3.5 % en peso, ¿cómo prepararías 1 L de esta solución? Indica los pasos y las cantidades requeridas. La densidad de la solución es 1.08 g/mL.
- A partir de la solución anterior (al 3.5 % en peso) se quiere preparar 2 L de una solución de 0.1 M del derivado, ¿qué volumen de la solución se requerirá?

Composición porcentual a partir de la fórmula de un compuesto.

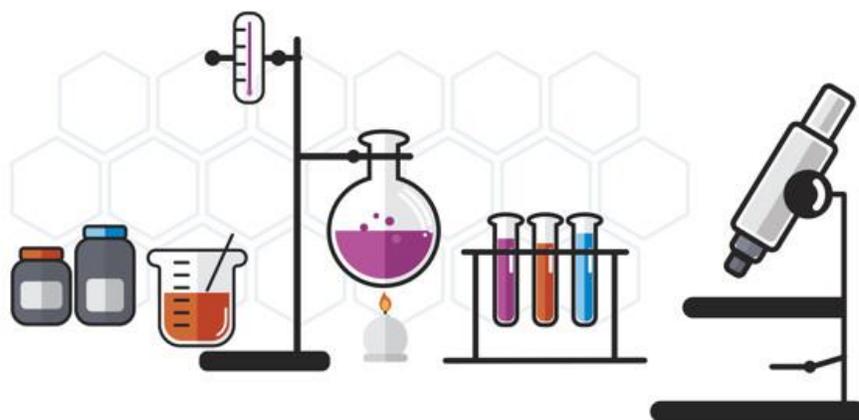
Cada año se sintetizan o se descubren en la naturaleza miles de compuestos nuevos. Unos de los primeros pasos para sintetizar un compuesto nuevo es determinar su composición porcentual, para lo cual se realiza un análisis cualitativo que determina los elementos presentes en un compuesto. La composición porcentual o centesimal indica el porcentaje en masa, de cada elemento que forma parte de un compuesto. Básicamente se puede definir como: una parte dividida entre todas las partes multiplicada por 100. Se obtiene por análisis gravimétrico y conociendo los pesos atómicos de los compuestos puede determinarse su fórmula empírica o molecular. También se obtiene a partir de la fórmula molecular del compuesto, ya que ésta nos indica el número de átomos de cada elemento presentes 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 Cannizzaro.

La Composición Porcentual es una medida de la cantidad de masa que ocupa un elemento en un compuesto. Se mide en porcentaje de masa. La Composición Porcentual de un elemento en una molécula se calcula a partir del peso molecular y viene determinada por la siguiente fórmula:

$$\text{Composición Porcentual} = \frac{(\text{Peso atómico})(n^{\circ} \text{ átomos en la molécula})}{\text{PM}} \times 100$$

Calcula y determina los siguientes ejercicios en tu cuaderno:

- 1) Calcular la composición porcentual del H, S y O en el ácido sulfúrico (H_2SO_4) si su peso molecular es 98 y los pesos atómicos del H, S y del O son 1, 32 y 16 respectivamente.
- 2) Calcular la composición porcentual del H y O en el agua (H_2O).
- 3) Calcular la composición porcentual del C y H en el etano ($\text{CH}_3\text{-CH}_3$) si su peso molecular es 30 y los pesos atómicos del C y H son 12 y 1 respectivamente.
- 4) Calcular la composición porcentual del azufre y del oxígeno en el dióxido de azufre (SO_2) si los pesos atómicos del S y O son 32.1 y 16 respectivamente.
- 5) Calcular la composición porcentual del hidrógeno y del oxígeno en el agua oxigenada (H_2O_2) si los pesos atómicos del H y O son 1 y 16 respectivamente
- 6) Calcular la composición porcentual del hidrógeno y del oxígeno en el agua oxigenada (C_6H_6) si los pesos atómicos del C y H son 12 y 1 respectivamente.



Formula empírica y molecular

Es la fórmula química más sencilla para un compuesto químico. Indica cuales elementos están presentes y la proporción mínima en números enteros entre sus átomos, es decir, los subíndices de las fórmulas químicas se reducen a los números enteros más pequeños que sean posibles. Si nos dan la fórmula química de un compuesto, debemos descomponer el número de átomos presentes de cada elemento químico si y solo si todos se puedan factorizar por un mismo número primo. La fórmula molecular es la fórmula química que indica el número y tipo de átomos distintos presentes en la molécula. La fórmula molecular es la cantidad real de átomos que conforman una molécula. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular si el elemento o el compuesto están formados por moléculas; en el caso de que se trate de cristales, se habla de su fórmula empírica.

La fórmula empírica nos muestra la proporción entre los átomos de un compuesto químico. A veces puede coincidir con la fórmula molecular del compuesto. La fórmula empírica se puede usar tanto en compuestos formados por moléculas como en los que forman cristales y macromoléculas.

La fórmula empírica representa la proporción entre las cantidades de átomos de cada elemento presentes en la molécula.

Como el número de átomos es proporcional a la cantidad de átomos-gramo de un elemento dado, la proporción entre números de átomos de dos elementos será la misma que entre las cantidades de átomos-gramo de los mismos elementos.

Estas dos cuestiones justifican, por tanto, el paso en que dividimos el número de átomos-gramo de cada elemento por el valor más bajo de los que se tenga.

Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno:

- 1) Se determina que una muestra de benzoato de metilo, un compuesto empleado en la elaboración de perfumes, contiene 70.57% de Carbono, 5.93% de Hidrógeno y 23.49% de Oxígeno. Obtenga la fórmula empírica de esta sustancia.
- 2) Un análisis hecho al ibuprofeno, un analgésico, muestra la siguiente composición porcentual en masa: 75.69% de Carbono, 8.80% de Hidrógeno y 15.51% de Oxígeno. Calcule su fórmula empírica.
- 3) Deduzca la fórmula empírica de un hidrocarburo que al analizarlo resultó con la siguiente composición porcentual: C = 85.63% y H = 14.37%.
- 4) Un compuesto contiene 21.6% de sodio, 33.3% de cloro y 45.1% de oxígeno. Determine la fórmula empírica del compuesto.
- 5) Determine la fórmula más simple de un compuesto que tiene la composición siguiente: Cr = 26.52%, S = 24.52% y O = 48.96%.
- 6) Se determinó que un compuesto orgánico contenía 47.37% de carbono y 10.59% de hidrógeno. Se supuso que el resto es oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
- 7) El análisis de un compuesto indica que su composición es 26.57% de Potasio, 35.36% de Cromo y 38.07% de Oxígeno. Deduzca la fórmula empírica de ese compuesto.
- 8) El índigo, el colorante azul de los pantalones, tiene una composición porcentual en masa de: 73.27% de Carbono, 3.84% de Hidrógeno, 10.68% de Nitrógeno y el resto de Oxígeno
- 9) Determine la fórmula empírica de la 2-desoxirribosa, un azúcar que es un constituyente básico del ADN (ácido desoxirribonucleico) cuya composición centesimal en masa es, 44.77% de carbono, 7.52 % de hidrógeno y 47.71 % de oxígeno.

- 10) El succinato de dibutilo es un repelente utilizado en casas para los insectos. Su composición es 62.58% de Carbono, 9.63% de Hidrógeno y 27.79% de Oxígeno. Si su peso molecular determinado experimentalmente es de 239g/mol, obtén su fórmula molecular.

Procesos químicos y el reactivo limitante

Un proceso químico es un conjunto de operaciones químicas o físicas ordenadas a la transformación de unas materias iniciales en productos finales diferentes. Un producto es diferente de otro cuando tenga distinta composición, esté en un estado distinto o hayan cambiado sus condiciones.

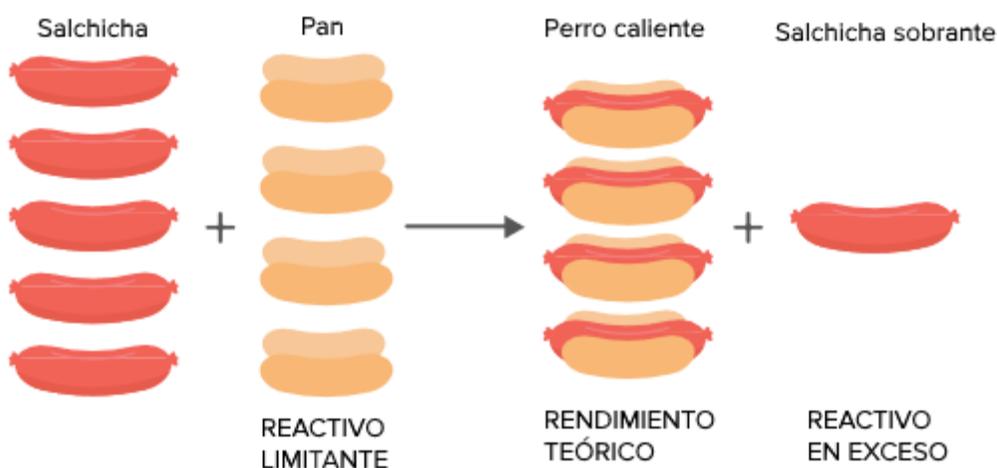
En la descripción general de cualquier proceso químico existen diferentes operaciones involucradas. Unas llevan inherentes diversas reacciones químicas. En cambio otros pasos son meramente físicos, es decir, sin reacciones químicas presentes. Podemos decir que cualquier proceso químico que se pueda diseñar consta de una serie de operaciones físicas y químicas. Cada una de estas operaciones es una operación unitaria dentro del proceso global.

En una reacción química, el reactivo limitante es aquel que se encuentra en menor cantidad estequiométrica, es decir, se encuentra en una proporción inferior respecto a los demás reactivos. El reactivo limitante se consume primero y limita la formación de más productos. Los reactivos que participan en una reacción y que no son limitantes se llaman reactivos en exceso o RNL, porque al consumirse completamente el reactivo limitante, sobra una cantidad (un exceso) de aquéllos. 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.

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

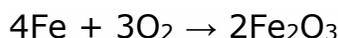
El concepto de reactivo limitante, permite a los químicos asegurarse de que un reactivo, el más costoso, sea completamente consumido en el transcurso de una reacción, aprovechándose así al máximo.



Determinación del reactivo limitante

La mayoría de las veces, cuando producimos una reacción química en el laboratorio, uno de los reactivos se coloca en exceso, para asegurarnos que una cierta cantidad del otro reactivo (el reactivo limitante) reaccionará por completo, y de esta manera poder utilizar la ecuación química balanceada (con sus correspondientes coeficientes estequiométricos) para realizar cálculos. Si colocáramos la cantidad justa de ambos reactivos correríamos el riesgo de que alguno de los dos no reaccione totalmente, y en ese caso no podríamos realizar cálculo alguno.

Por ejemplo, sabemos que el hierro reacciona con el oxígeno para formar óxido de hierro (III), como se ve en la siguiente reacción, ya hecho el ajuste estequiométrico:



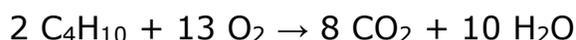
Si tenemos un clavo que pesa 12.68 g, y reacciona con oxígeno en exceso, se puede calcular cuántos gramos de óxido de hierro se obtendrán. Los coeficientes estequiométricos indican el número de moles de reactivos que se combinan para formar el producto, entonces tenemos que:

$$12.68 \text{ g Fe} \times (\text{mol Fe} / 56 \text{ g Fe}) \times (2 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 / 4 \text{ mol Fe}) \times (160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 / \text{mol Fe}_2\text{O}_3) = 18.11 \text{ g Fe}_2\text{O}_3$$

Realiza los siguientes ejercicios en tu cuaderno:

1) Haces reaccionar 21.3 g de nitrato de plata con 33.5 g de cloruro de aluminio para preparar cloruro de plata y nitrato de aluminio. ¿Cuál es el reactivo limitante? $3\text{AgNO}_3 + \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{AgCl}$

2) El butano (C_4H_{10}) se utiliza como combustible, tanto para cocinar como para tener calefacción y agua caliente. El C_4H_{10} se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua. Si haces reaccionar 23 g de butano con 96 g de dióxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá?



3) Cuando haces reaccionar 250 g de trióxido de dicromo con 100 g de aluminio, se forma cromo y óxido de aluminio. ¿Cuál es la masa de cromo que obtienes? $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2 \text{Al} \rightarrow 2 \text{Cr} + \text{Al}_2\text{O}_3$

4) La reacción de combustión del propano, es la siguiente:



Si se hacen reaccionar 3 moles de C_3H_8 con 20 moles de O_2 . ¿Cuál de los dos será el reactivo limitante?

Rendimiento de una reacción

En química, el rendimiento, también referido como rendimiento químico y rendimiento de reacción, es la cantidad de producto obtenido en una reacción química. El rendimiento absoluto puede ser dado como la masa en gramos o en moles (rendimiento molar). El rendimiento fraccional, rendimiento relativo o rendimiento porcentual, que sirve para medir la efectividad de un procedimiento de síntesis, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el rendimiento teórico en moles:

$$\text{Rendimiento de una reacción} = \frac{\text{Rendimiento real}}{\text{Rendimiento teórico}} \times 100$$

El rendimiento real es el resultado que la reacción química en verdad produce con todos los factores que se encuentren en el ambiente, se puede acercar al 100%, pero nunca llegar a esa cifra.

Rendimiento teórico es el resultado que se calcula cuando la reacción se hace totalmente, se busca el reactivo limitante, con el cual ya podemos encontrar el total de la reacción, si el reactivo limitante se consume totalmente.

Uno o más reactivos en una reacción química suelen ser usados en exceso. El rendimiento teórico es calculado basado en la cantidad molar del reactivo limitante, tomando en cuenta la estequiometría de la reacción. Para el cálculo, se suele asumir que hay una sola reacción involucrada.

El rendimiento teórico o ideal de una reacción química debería ser el 100%, un valor que es imposible alcanzar en la mayoría de puestas experimentales. De acuerdo con Vogel, los rendimientos cercanos al 100% son denominados cuantitativos, los rendimientos sobre el 90% son denominados excelentes, los rendimientos sobre el 80% muy buenos, sobre el 70% son buenos, alrededor del 50% son regulares, y debajo del 40% son pobres.

Los rendimientos parecen ser superiores al 100% cuando los productos son impuros. Los pasos de purificación siempre disminuyen el rendimiento, y los rendimientos reportados usualmente se refieren al rendimiento del producto final purificado.

De acuerdo al siguiente problema realiza el procedimiento en tu cuaderno.

La aspirina, $C_9H_8O_4$, se produce a partir de ácido salicílico, $C_7H_6O_3$, y anhídrido acético, $C_4H_6O_3$, produciendo además ácido acético ($C_2H_4O_2$).

- 1.- Escribe la ecuación balanceada de la producción de la aspirina.
- 2.- ¿Cuánto ácido salicílico se requiere para producir 150 kg de aspirina, suponiendo que todo el ácido salicílico se convierte en aspirina? Recuerda que todo cálculo estequiométrico debe hacerse en moles.
- 3.- ¿Cuánto ácido salicílico se requeriría si la reacción tiene un rendimiento de 80 %? Ten en cuenta que se producen 150 kg (rendimiento real), debes averiguar cuanto es el rendimiento teórico, y con esta cantidad, calcular la cantidad de ácido salicílico necesaria para esa producción, haciendo uso de las relaciones estequiométricas de la reacción.
- 4.- Calcula el rendimiento teórico de producción de aspirina, si se hacen reaccionar 185 kg de ácido salicílico con 125 kg de anhídrido acético.
- 5.- Si la situación descrita en la pregunta 4, produjera solo 182 kg de aspirina, calcula el porcentaje de rendimiento.