

La parte de la Química que estudia las relaciones cuantitativas entre los reactivos y los productos que intervienen en una reacción química se denomina **estequiometría**.

El término estequiometría -del griego "στοιχείον" = stoicheion (elemento) y "μέτρον"= *métrón*, (medida)- fue introducido por primera vez por Richter en 1792.

Cuando quieres obtener una cantidad de un producto determinado necesitas saber qué cantidad de reactivo debes utilizar o, a la inversa, dispones de una cantidad de reactivo y quieres saber cuánto producto puedes obtener. Las ecuaciones químicas ajustadas te proporcionan la información cuantitativa necesaria para dar respuesta a esas cuestiones.

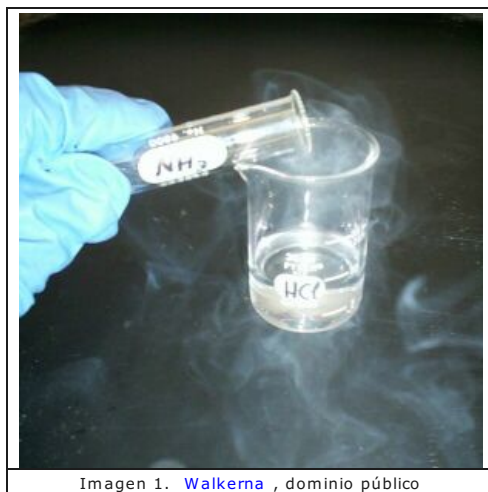


Imagen 1. Walkerna, dominio público

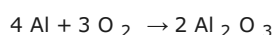
1. Cálculos estequiométricos



Las distintas operaciones matemáticas que permiten calcular la cantidad de una sustancia que reacciona o se produce en una determinada reacción química reciben el nombre de **cálculos estequiométricos**.

Una reacción se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Como ejemplo, considera la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, que se utiliza en los fuegos artificiales para conseguir chispas plateadas. La ecuación química ajustada es:



Esta ecuación puedes leerla a escala macroscópica: "cuando el aluminio reacciona con el oxígeno, cuatro moles de aluminio reaccionan con tres moles de dióxido de aluminio para formar dos moles de óxido de aluminio".

La ecuación ajustada para esta reacción puedes usarla para establecer la **relación molar** (estequiométrica) que te permita convertir moles de aluminio en un número equivalente de moles de dióxido de aluminio o en moles de óxido de aluminio.

Mediante esa relación estequiométrica podrás calcular la cantidad de producto o de reactivo, según te interese.



Imagen 2. Corrado Ignotti, Creative commons

Importante

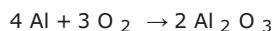
Los datos sobre los reactivos y los productos no se expresan, normalmente, en cantidad de sustancia (moles), sino que se expresan en masa (gramos) o en volumen (litros) de disolución o de un gas. Por ello, es necesario seguir un procedimiento en los cálculos estequiométricos.

Los pasos a seguir son:

- 1º- Escribe la ecuación química ajustada.
- 2º- Calcula la cantidad de sustancia en moles de la sustancia dato.
- 3º- Usa la relación estequiométrica para obtener la cantidad de sustancia en moles de la sustancia incógnita.

Siguiendo con el ejemplo, ¿qué masa de óxido de aluminio se obtiene si reaccionan 54 g de aluminio con suficiente oxígeno? Datos de masas atómicas relativas: Al = 27; O = 16.

1º- La ecuación química ajustada es la que has escrito anteriormente:



2º- El dato son los 54 g de aluminio que reaccionan. Como la masa molar del aluminio es $M(\text{Al}) = 27 \text{ g/mol}$, la cantidad de sustancia de aluminio es:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{54 \text{ g}}{27 \text{ g/mol}} = 2 \text{ mol de Al}$$

3º- La relación estequiométrica entre el aluminio (dato) y el óxido de aluminio (Al_2O_3) (incógnita) es:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n(\text{Al}_2\text{O}_3)}$$

Si despejas la cantidad de sustancia de Al_2O_3 ,

$$n(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

4º- Como te piden la masa de Al_2O_3 que se obtiene, calculas la masa molar del Al_2O_3 , $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 102 \text{ g/mol}$, y al final resulta:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = n(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 1 \text{ mol} \cdot 102 \text{ g/mol} = 102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$



Imagen 3. [Dorgan](#), Creative commons

Ejercicio resuelto

En espeleología se usan como iluminación principal las lámparas de acetileno (etino). La reacción que se produce en ellas es: el carburo de calcio (CaC_2) reacciona con el agua (H_2O) para formar hidróxido de calcio ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) y acetileno (C_2H_2). ¿Qué masa de acetileno obtendrás si haces reaccionar 54 g de agua con suficiente carburo?

Masas atómicas relativas: Ca = 40 ; O = 16 ; C = 12 ; H = 1

Mostrar retroalimentación

¿Qué masa de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ se producirá?

Aquí puedes ver el funcionamiento de una [lámpara de carburo](#)

Mostrar retroalimentación



Imagen 4. [Scott Ehardt](#), dominio público

Reflexiona

Para obtener oxígeno en el laboratorio se descompone el clorato de potasio (KClO_3) en cloruro de potasio (KCl) y dióxigeno (O_2), calentando en presencia de un catalizador. ¿Qué masa de oxígeno obtendrás si descompones 30,6 g de KClO_3 ?

Masas atómicas relativas: K = 39 ; Cl = 35,5 ; O = 16

Pulse aquí



Imagen 5. [Chemik10](#), Creative commons

2. Factores de conversión

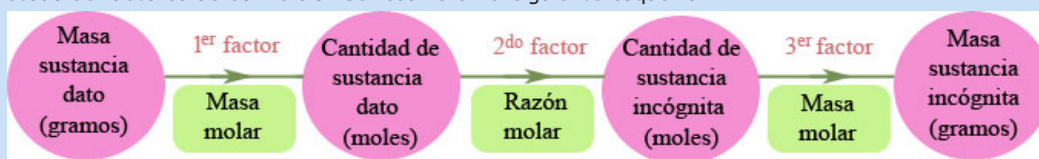
Para evitar muchos de los errores que se cometen al realizar cálculos en las reacciones químicas, se utilizan los **factores de conversión**.

Un factor de conversión es una fracción que relaciona las cantidades de dos sustancias contenidas en la reacción química ajustada, o cantidades de distintas magnitudes de una misma sustancia.

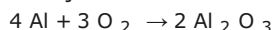
El uso de los factores de conversión supone que debes establecer una secuencia de transformaciones que te facilitará la realización de los cálculos estequiométricos.

Actividad

El método de factores de conversión se resume en el siguiente esquema:



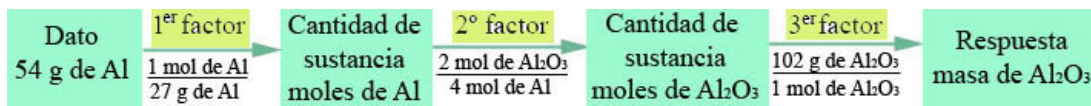
Considera el ejemplo del apartado anterior, la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, y escribe la ecuación ajustada:



La secuencia de operaciones sucesivas es:



Imagen 6. [Paginazero](#) .
Creative commons



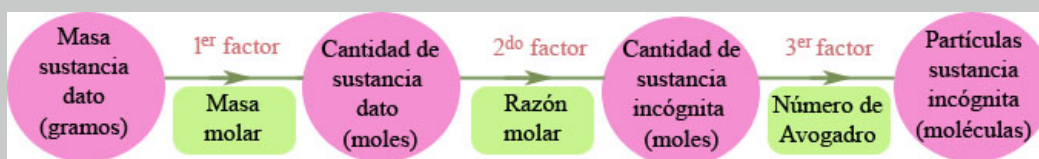
Y serán necesarios tres factores de conversión. Las tres etapas del cálculo quedan resumidas en una:

$$m(\text{Al}_2\text{O}_3) = 54 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{27 \text{ g de Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g de Al}_2\text{O}_3$$

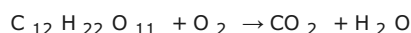
Para saber más

En ocasiones interesa conocer el número de partículas que se forman de una determinada sustancia en una reacción química. Para ello debes utilizar un factor, que relacione las partículas (N) con la cantidad de materia (n). Recuerda que en un mol de cualquier sustancia hay el número de Avogadro de partículas (N_A).

$$N = n \cdot N_A$$



El azúcar llega a tu organismo como $C_{12}H_{22}O_{11}$ (sacarosa) y lo "quemamos" de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Qué masa de oxígeno consumes para quemar 10 g de azúcar?

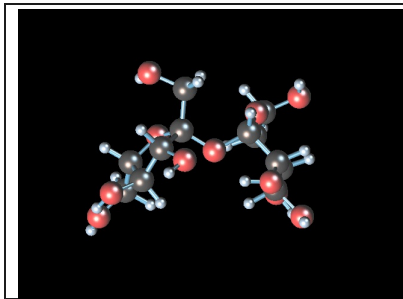
Masas atómicas relativas: $H = 1$; $C = 12$; $O = 16$

Mostrar retroalimentación

¿Cuántas moléculas de CO_2 se forman en el proceso anterior?

N_A = número de Avogadro = $6.02 \cdot 10^{23}$

Mostrar retroalimentación



Animación 1. [RedAndr](#), Creative commons

El óxido de hierro (III) se hace reaccionar con monóxido de carbono para obtener el hierro. Como producto de la reacción se forma, además, dióxido de carbono. Si dispones de 2000 kg de Fe_2O_3 , ¿qué masa de hierro puedes obtener?

Masas atómicas relativas: $C = 12$; $O = 16$; $Fe = 56$

Pulse aquí



Imagen 7. [Benjah-bmm27](#), dominio público

3. Reactivos limitante y en exceso



Una reacción química se produce en condiciones estequiométricas cuando las cantidades de reactivos (en moles) están en las proporciones idénticas a las de la ecuación química ajustada.

Es frecuente que se use un exceso de alguno de los reactivos para conseguir que reaccione la mayor cantidad del reactivo menos abundante.

El reactivo que se consume en su totalidad es el que va a limitar la cantidad de producto que se obtendrá y se denomina **reactivo limitante**. Los otros reactivos se llaman **excedentes** o **en exceso** y no se consumen totalmente.

¿Cómo puedes saber cuál es el reactivo limitante? Por ejemplo, en la reacción del aluminio con el oxígeno para formar óxido de aluminio, mezclas para que reaccionen dos moles de aluminio con dos moles de dióxígeno.

La ecuación ajustada es: $4 Al + 3 O_2 \rightarrow 2 Al_2O_3$

y haciendo uso de la proporción estequiométrica entre el aluminio y el dióxígeno:

$$\frac{4 \text{ mol de Al}}{3 \text{ mol de } O_2} = \frac{2 \text{ mol de Al}}{n(O_2)}$$

$$n(O_2) = 1,5 \text{ mol de } O_2$$

Por tanto, únicamente reaccionan 1,5 moles de O_2 y quedan sin reaccionar 0,5 moles de dióxígeno. El reactivo limitante es el aluminio, que se consume totalmente.

Fíjate en la animación siguiente, que te ayudará a entender el concepto de reactivo limitante y excedente (el título es "estudio de la evolución de una reacción"). En ella se hacen reaccionar dos sustancias (A y B) para formar otras dos (C y D); puedes variar los coeficientes estequiométricos y la cantidad de sustancia inicial de A y de B. Haciendo descender el cursor central la reacción avanza.



Imagen 8. [Pluca](#), Creative Commons

Ejercicio resuelto

Mantén los coeficientes estequiométricos de A, B, C y D como 1 y haz reaccionar 3 moles de A con 5 moles de B. ¿Cuál es el reactivo que se consume totalmente (limitante)? ¿Qué cantidades se forman de C y de D?

Mostrar retroalimentación

Modifica el coeficiente estequiométrico de A y por 2 y haz reaccionar 3 moles de A con 5 moles de B. ¿Cuál es el reactivo que se consume totalmente (limitante)? ¿Qué cantidades se forman de C y de D?

Mostrar retroalimentación

Mantén el coeficiente estequiométrico de A como 2 y haz reaccionar 7 moles de A con 4 moles de B. ¿Cuál es el reactivo que se consume totalmente (limitante)? ¿Qué cantidades se forman de C y de D?

Mostrar retroalimentación

Modifica los coeficientes estequiométricos poniendo 1 en A, 2 en B, 2 en C y 1 en D. Haz reaccionar 4 moles de A con 4 moles de B. ¿Cuál es el reactivo que se consume totalmente (limitante)? ¿Qué cantidades se forman de C y de D?

Mostrar retroalimentación

Comprueba lo aprendido

Se hacen reaccionar 7,5 moles de dicloro (Cl_2) con 5,5 moles de aluminio (Al) para formar cloruro de aluminio (AlCl_3). ¿Qué afirmaciones son ciertas?



Imagen 9. [Victorclaessen](#), Creative commons

- ☒ El reactivo limitante es el cloro.
- ☐ El reactivo limitante es el aluminio.
- ☐ No reaccionan 0,5 moles de aluminio.
- ☐ Se forman 5 moles de cloruro de aluminio (AlCl_3).

Mostrar retroalimentación

3.1. Ejercicios con reactivo limitante



Actividad

Cuando en una reacción química intervengan cantidades de dos o más reactivos, antes de realizar los cálculos estequiométricos debes determinar cuál es el reactivo limitante, ya que será la referencia para todos los cálculos relacionados con la ecuación química ajustada.

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?

Masas atómicas relativas: N = 14 ; O = 16 ; Al = 27 ; Cl = 35,5; Ag = 107,9

Mostrar retroalimentación

¿Qué masa de reactivo excedente queda sin reaccionar?

Mostrar retroalimentación

¿Qué masa de cloruro de plata obtendrás?

Mostrar retroalimentación



Imagen 10. [The mad scientist](#) , dominio público

El butano (C_4H_{10}) se utiliza como combustible, tanto para cocinar y en 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?



Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12 ; O =16

Imagen 11. [Anders Adermark](#) ,
Creative commons

Mostrar retroalimentación

Para obtener metales de gran pureza a partir de sus óxidos, se hace reaccionar el óxido del metal con polvo de aluminio (termita).

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?

Masas atómicas relativas: O = 16; Al = 27 ; Cr = 52

Pulse aquí



Imagen 12. [Benjah-bmm27](#) ,
dominio público

4. Reactivos impuros



En general, en las reacciones químicas, los reactivos que se utilizan no se encuentran puros, sino que están mezclados con algunas impurezas. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario conocer la pureza del reactivo.

Actividad

La pureza de un reactivo puede definirse como:

$$P = \frac{\text{masa de sustancia pura}}{\text{masa de sustancia total (con impurezas)}} \cdot 100$$

A partir de esta definición puedes calcular la cantidad de reactivo que realmente interviene en la reacción.

Joseph Priestley descubrió el oxígeno en 1772, al calentar monóxido de mercurio (HgO). El monóxido de mercurio se descompone por el calor en dióxígeno y mercurio.

A partir de una muestra de monóxido de mercurio de 13,5 g y del 80% de pureza, ¿qué masa de mercurio podrías obtener? Masas atómicas relativas: Hg = 200,6 ; O = 16

Para resolver el ejercicio escribes la ecuación química ajustada:

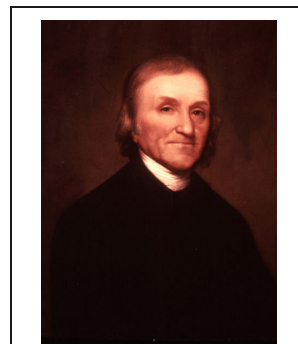
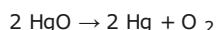


Imagen 13. [Rembrandt Peale](#) .
dominio público

La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta el tanto por ciento de pureza:

$$m(\text{Hg}) = 13,5 \text{ g HgO (impuro)} \cdot \frac{80 \text{ g HgO (puro)}}{100 \text{ g HgO (impuro)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HgO}}{216,6 \text{ g HgO}} \cdot \frac{2 \text{ mol Hg}}{2 \text{ mol HgO}} \cdot \frac{200,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 10 \text{ g Hg}$$

Como se indica en la historia inicial, el aluminio se obtiene a partir de la bauxita, que es un mineral formado principalmente por Al_2O_3 y que contiene una proporción importante de óxidos de hierro. Para separar el Al_2O_3 se realiza una serie de reacciones que pasan por la formación de hidróxido de aluminio.

El hidróxido de aluminio, $\text{Al}(\text{OH})_3$, se **calcina** para obtener de nuevo Al_2O_3 y agua. Si la pureza del $\text{Al}(\text{OH})_3$ es del 95%, ¿qué masa de óxido de aluminio obtendrás a partir de 100 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$ impuro?

Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16 ; Al = 27

Mostrar retroalimentación



Imagen 14. [Svdmolen](#). dominio público

Curiosidad

Piedras preciosas

El óxido de aluminio (Al_2O_3) se encuentra en la naturaleza no sólo en la bauxita, sino que forma minerales como el **corindón**, que posee una gran dureza.

Cuando tienen pequeñas cantidades de impurezas, los minerales cuya composición es óxido de aluminio destacan por su extraordinaria belleza. Es el caso de los **zafiros**, que son Al_2O_3 con pequeñas cantidades de hierro y titanio, o de los **rubíes** que contienen algo de cromo.

El aluminio también entra en la composición de otros minerales utilizados en joyería, como los granates, las turquesas o las aguamarinas.



Imagen 15. [Zimbres](#), Creative commons



Imagen 16. [Azuncha](#), Creative commons



Imagen 17. [Arpingtonstone](#). dominio público

El segundo mineral más abundante en la corteza terrestre es la piedra caliza.

Una piedra caliza del 72 % de contenido en carbonato de calcio, reacciona con un exceso de ácido clorhídrico y se produce cloruro de calcio, dióxido de carbono y agua.

Si necesitas obtener 350 g de cloruro de calcio, ¿qué masa de caliza debes emplear?

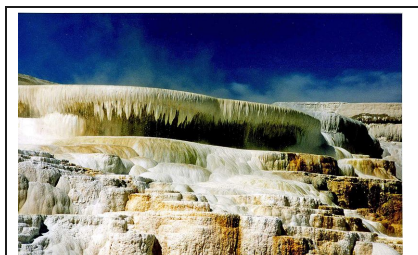


Imagen 18. [CBDunkerson](#), dominio público

Masas atómicas relativas: H = 1; C = 12 ; O = 16 ; Cl = 35,5; Ca = 40

5. Rendimiento de la reacción

En general, cuando se produce una reacción química se obtienen menores cantidades de producto de las que cabría esperar teóricamente por la estequiometría de la reacción.

Los motivos son diversos, como pueden ser:

- La reacción se produce en condiciones inadecuadas.
- Se pierde algo de la sustancia al manipularla.
- Existen reacciones alternativas o secundarias que dan lugar a productos no deseados.

Además, hay muchos casos en los que la conversión de reactivos en productos no es total por razones energéticas, independientemente de que se den las circunstancias anteriores.



Imagen 19. Sebastian Ritter . Creative commons

Actividad

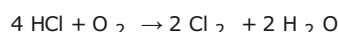
Se define el rendimiento de una reacción química como:

$$\text{Rendimiento} = \frac{\text{Cantidad de producto obtenido}}{\text{Cantidad de producto teorico}} \cdot 100$$

Ahora vas a tener en cuenta el rendimiento en una reacción concreta.

Un método usado para reducir emisiones de cloruro de hidrógeno, que fue utilizado para obtener cloro antes de los procesos [electrolíticos](#), es la oxidación directa del HCl con el oxígeno, con el empleo de un catalizador y a alta temperatura.

La ecuación química ajustada del proceso es:



Partiendo de 27 g de HCl y con suficiente dióxígeno, ¿cuál es la masa de Cl_2 que obtendrás si el rendimiento de la reacción es del 36 % ? Masas atómicas relativas: H = 1 ; O = 16 ; Cl = 35,5.

La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$m(\text{Cl}_2) = 27 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{71 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{36 \text{ g Cl}_2 \text{ obtenidos}}{100 \text{ g Cl}_2 \text{ teorico}} = 9,5 \text{ g de cloro}$$



Imagen 20. Benjah-bmm27 , dominio público

El amoniaco se obtiene mediante el proceso de Haber-Bosch, por reacción entre _____

el nitrógeno y el hidrógeno. Calcula la masa de amoníaco que se obtiene a partir de una mezcla de 140 g de dinitrógeno y 26 g de dihidrógeno, sabiendo que el rendimiento de la reacción, en las condiciones que se produce, es del 25 %.

Masas atómicas relativas: $H = 1$; $N = 14$

Mostrar retroalimentación

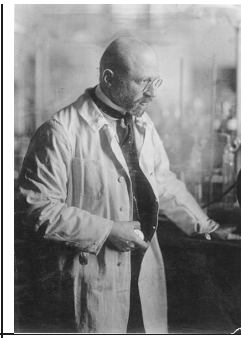


Imagen 21. [Unknown](#),
Creative commons

La glucosa de la uva ($C_6H_{12}O_6$) [fermenta](#) por la acción de una levadura y se transforma en alcohol (etanol, C_2H_6O) y en dióxido de carbono, transformando el mosto en vino. Si la reacción que se produce tiene un rendimiento del 95%, ¿cuál es la masa de alcohol que se obtiene a partir de 1,5 kg de glucosa?

Masas atómicas relativas: $C = 12$; $O = 16$; $H = 1$

Pulse aquí



Imagen 22. [Agne27](#) . Creative
commons