

INTRO.LA MATERIA EN LAS REAC ...

Las reacciones químicas son procesos de cambio de unas sustancias en otras. De acuerdo con la teoría atómica de la materia se explican como el resultado de un reagrupamiento de átomos para dar nuevas moléculas. Las sustancias que participan en una reacción química y las proporciones en que lo hacen, quedan expresadas en la ecuación química correspondiente, que sirve de base para la realización de diferentes tipos de cálculos químicos.

La naturaleza es dinámica. Tanto la materia viva como la inerte sufren continuamente procesos de transformación, de los cuales los más importantes son los que afectan a su constitución. La formación de las rocas, la erosión química de las aguas, el nacimiento de una planta o la respiración de un mamífero son procesos observables que suponen cambios de unas sustancias en otras. Todos ellos, más allá de sus diferencias, tienen algo en común: implican transformaciones a escala molecular, que son las responsables de los cambios materiales observables a simple vista.

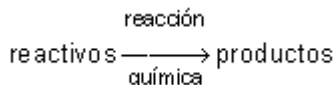
LAS REACCIONES QUÍMICAS

Conceptos fundamentales

Una molécula de una determinada sustancia pura constituye el representante elemental de dicha sustancia, es decir, la cantidad más pequeña de ella que posee todas sus propiedades químicas. Cuando una sustancia dada, bajo ciertas condiciones, se transforma en otra u otras con diferentes propiedades, se ha de pensar que algo ha ocurrido a nivel molecular.

De forma espontánea unas veces y provocada otras, los átomos, que en número y proporciones fijas forman unas moléculas determinadas, pueden desligarse unos de otros por rotura de sus enlaces y reunirse nuevamente de diferente manera, dando lugar, por tanto, a nuevas moléculas. El efecto conjunto de estas transformaciones moleculares se traducirá en un cambio observable de sustancia o cambio químico. Dicho proceso de transformación recibe el nombre de *reacción química*. Con frecuencia, sustancias formadas por iones participan en las reacciones químicas. En tales casos, las moléculas de la descripción anterior deben ser consideradas realmente como agregados iónicos.

En las reacciones químicas la sustancia o sustancias iniciales se denominan *reactivos* y las finales *productos*; el proceso de transformación se representa mediante las llamadas *ecuaciones químicas* en la forma:



Tanto los reactivos como los productos se escriben mediante sus fórmulas correspondientes. La flecha indica el sentido de la transformación. Si es posible conviene indicar en la ecuación química el estado físico de reactivos y productos, el cual se suele expresar mediante las siguientes abreviaturas situadas a continuación de la fórmula química:

(s) sólido, (l) líquido, (g) gas, (aq) solución acuosa

Cada uno de los símbolos químicos que aparecen en la ecuación no sólo constituye la abreviatura del nombre del elemento correspondiente, sino que además representa un átomo de dicho elemento. Análogamente sucede con la fórmula de un compuesto, la cual designa a dicho

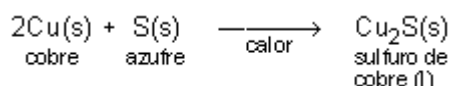
compuesto y muestra los átomos (o los iones) que componen su molécula (o su agregado iónico elemental) así como la relación numérica entre ellos.

Esta forma simbólica de escribir las reacciones químicas constituye, por tanto, la descripción de las transformaciones a nivel molecular que aquéllas implican. La representación visual de tales procesos puede efectuarse recurriendo a modelos o construcciones mediante esferas que reproducen la estructura aproximada de la molécula o del agregado iónico en cuestión. En este tipo de modelos, cada esfera, con su correspondiente color, representa un átomo o un ion y el conjunto describe la forma exterior de la molécula o del agregado iónico.

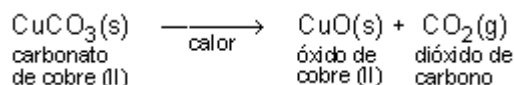
Tipos de reacciones químicas

El reagrupamiento que experimentan los átomos de los reactivos en una transformación química puede ser de diferentes tipos. He aquí algunos de ellos:

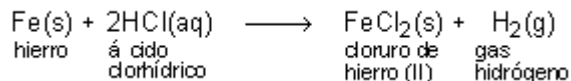
a) *Reacciones de síntesis*. Se caracterizan porque los productos son sustancias más complejas, desde un punto de vista químico, que los reactivos. La formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes es el tipo de reacción de síntesis más sencilla. Así, el cobre, a suficiente temperatura, se combina con el azufre para formar sulfuro de cobre (I) según la reacción:



b) *Reacciones de descomposición*. Al contrario que en las reacciones de síntesis, los productos son en este caso sustancias más sencillas que los reactivos. Así, cuando el carbonato de cobre se calienta fuertemente se descompone según la reacción:



c) *Reacciones de desplazamiento*. Tienen lugar cuando siendo uno de los reactivos una sustancia simple o elemento, actúa sobre un compuesto desplazando a uno de sus elementos y ocupando el lugar de éste en la correspondiente molécula. Así las reacciones de ataque de los metales por los ácidos llevan consigo la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente. Tal es el caso de la acción del ácido clorhídrico sobre limaduras de hierro que tiene lugar en la forma:



d) *Reacciones de doble descomposición*. Se producen entre dos compuestos y equivalen a un intercambio o sustitución mutua de elementos que da lugar a dos nuevas sustancias químicamente análogas a las primeras. Así el sodio desplaza a la plata en el nitrato de plata, pero es a su vez desplazado por aquélla en el cloruro de sodio:



MASA Y VOLUMEN EN LAS REACCI ...

La conservación de la masa

Toda reacción química establece una relación cualitativa entre reactivos y productos, pues expresa la naturaleza de éstos en función de la de aquéllos. Pero, además, fija las proporciones o cantidades medibles en las que unos y otros intervienen. El fundamento de esta relación cuantitativa entre las diferentes sustancias que participan en una reacción dada fue establecido en la última mitad del siglo XVIII por el químico francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794). La aplicación de la balanza y de la medida de masas al estudio de multitud de reacciones químicas le permitió descubrir que en cualquier proceso químico la suma de las masas de las sustancias que intervienen (reactivos) es idéntica a la de las sustancias que se originan como consecuencia de la reacción (productos). Es decir, en toda reacción química la masa no se crea ni se destruye, sólo cambia de unas sustancias a otras.

La teoría atómica dio una sencilla interpretación a esta ley de conservación. Si los átomos no son alterados esencialmente en las reacciones químicas, sino únicamente las moléculas, el número de átomos de cada elemento que constituye los reactivos ha de coincidir exactamente con el correspondiente de los productos, por lo que la masa total en juego se mantendrá constante en la reacción. La *ley de conservación de la masa* de Lavoisier constituyó una pieza fundamental en el desarrollo y consolidación de la química como ciencia.

Las proporciones en masa en las combinaciones químicas

El estudio de las cantidades en las que diferentes sustancias participan en una reacción química fue objeto de la atención de los primeros químicos. Junto con Lavoisier, Proust (1754-1826), Dalton (1766-1844) y Richter (1824-1898) enunciaron diferentes leyes que en conjunto se conocen como *leyes ponderales* o relativas al peso. La utilización del concepto de peso en química sería sustituida más adelante por el de masa, de modo que las leyes ponderales hacen referencia a las proporciones en masa características de las combinaciones químicas. Dichas leyes fueron enunciadas en su mayoría, antes de que se dispusiese de un modelo atómico sobre la constitución de la materia y contribuyeron notablemente a la formulación por Dalton de dicho modelo.

La ley de Proust o de las proporciones definidas o constantes: Cuando dos o más elementos se combinan para formar un compuesto lo hacen en una relación ponderal (o de masas) fija y definida.

Esta ley indica que la composición de una combinación es siempre la misma y que, por lo tanto, el porcentaje o proporción en la que intervienen los diferentes elementos es constante y característica de la sustancia compuesta considerada. Así en el amoníaco (NH₃) la proporción en masa nitrógeno/hidrógeno es de 4,67:1 cualquiera que sea la muestra que se considere.

La ley de Dalton o de las proporciones múltiples: Cuando dos elementos se unen para formar más de un compuesto, las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija del otro, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos.

Para ilustrar el significado de esta ley puede considerarse el caso de los óxidos de carbono; distintas experiencias de síntesis indican que es posible conseguir dos combinaciones diferentes de carbono y oxígeno. En una de ellas las masas de oxígeno y carbono que se combinan están en una relación de 4 a 3, es decir, $O/C = 4/3$; se trata del monóxido de carbono (CO). En la otra, dicha relación es de 8 a 3, $O/C = 8/3$; se trata en este caso del dióxido de carbono (CO₂). Ambos cocientes representan la cantidad de oxígeno que se combina por unidad de masa de carbono para formar los óxidos. De acuerdo con la ley, tales cantidades guardan entre sí una relación entera sencilla: $8/3 \div 4/3 = 2$.

La ley de Richter o de las proporciones recíprocas: Las masas de dos elementos diferentes que se combinan con una misma cantidad de un tercer elemento, guardan la misma relación que las masas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí.

Considerando los compuestos Cl_2O y H_2O las cantidades de cloro e hidrógeno que se combinan con 16,0 g de oxígeno son 72,0 y 2,0 g respectivamente. Lo que indica la ley de Richter es que cuando Cl y H se combinan para formar HCl lo hacen en la proporción de 72,0/2.

Las leyes ponderales pueden interpretarse de una forma sencilla recurriendo a las fórmulas químicas, al concepto de masa atómica y al modelo atómico de Dalton que se esconde detrás de estos conceptos. Así la ley de Proust es consecuencia de que la composición en cuanto al tipo de átomos y a su número en una fórmula dada sea siempre la misma. La ley de Dalton refleja la existencia de las diferentes valencias químicas de un elemento que se traducen en subíndices definidos en las fórmulas de sus combinaciones con otro elemento dado. La ley de Richter puede considerarse como una consecuencia de la de Proust y de las propiedades aritméticas de las proporciones.

Las proporciones en volumen en las combinaciones químicas

La importancia de la medida en el desarrollo de la química alcanzó también a los volúmenes de las sustancias gaseosas en las reacciones químicas. El químico francés Gay-Lussac estudió con detalle algunas reacciones químicas entre gases tales como la síntesis del vapor de agua y del amoníaco a partir de sus elementos correspondientes. En todos los casos las proporciones de los volúmenes de las sustancias guardaban una cierta regularidad que la expresó en forma de ley.

La ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación: En cualquier reacción química, los volúmenes de las sustancias gaseosas que intervienen en ella, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, guardan entre sí una relación que corresponde a números enteros sencillos.

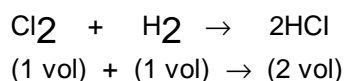
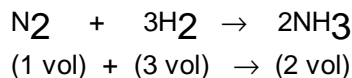
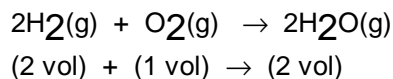
Así, dos volúmenes de hidrógeno se combinan con uno de oxígeno para dar uno de vapor de agua. Un volumen de cloro se combina con otro de hidrógeno para dar dos de cloruro de hidrógeno. Un volumen de nitrógeno se combina con tres de hidrógeno para dar dos de amoníaco.

Los experimentos de Gay-Lussac indicaban que el volumen de la combinación gaseosa resultante era igual o menor que la suma de los volúmenes de las sustancias gaseosas reaccionantes; por lo tanto, los volúmenes de combinación no podían, en general, sumarse. La ley de Gay-Lussac enunciada en 1808 se limitaba a describir los resultados de los experimentos de un modo resumido, pero no los explicaba. La explicación a dicha ley sería efectuada tres años más tarde por el físico italiano Amadeo Avogadro (1776-1856).

La ley de Avogadro: En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen igual número de moléculas.

Avogadro era conocedor del trabajo de Gay-Lussac y particularmente de su descubrimiento de que el volumen de un gas aumenta con la temperatura en una proporción que es la misma para todos los gases (1.^a ley de Gay-Lussac). Este resultado le sugirió que, si la composición de la molécula de la sustancia gaseosa no influía en la relación entre volumen y temperatura, dicha relación debería depender del número de moléculas existente; es decir, a igualdad de presión y temperatura el volumen de un gas debería ser proporcional al número de moléculas contenidas en él. Además, Avogadro especificó que las moléculas de los elementos gaseosos debían ser diatómicas (H_2 , O_2 , Cl_2 , etc.). Esta idea entraba en conflicto con la sostenida erróneamente por Dalton, pero junto con la anterior, explicaba la ley de los volúmenes de combinación. De

acuerdo con ella los resultados de las experiencias de Gay-Lussac representados por medio de ecuaciones químicas toman la forma:



y muestran por qué las proporciones en volumen corresponden a números sencillos.

Empleando algunas ecuaciones de la física puede demostrarse que un mol de cualquier gas, es decir, $6,029 \cdot 10^{23}$ moléculas, medido en condiciones normales de presión y temperatura (0 °C y 1 atm de presión), ocupa un volumen de 22,4 litros. Esta cantidad recibe el nombre de *volumen molar* y permite expresar, sólo para sustancias gaseosas, una misma cantidad de sustancia en moles, su volumen correspondiente en litros o su masa en gramos.

MASA Y ENERGÍA

En 1789 Lavoisier escribía: «Debemos considerar como un axioma incontestable que en todas las operaciones del Arte y la Naturaleza, nada se crea; la misma cantidad de materia existe antes y después del experimento... y no ocurre otra cosa que cambios y modificaciones en la combinación de estos elementos. »

El principio de la conservación de la masa en las reacciones químicas ha sido puesto en duda en diferentes ocasiones desde que fuera formulado por Lavoisier, sin embargo, hasta la llegada de la teoría de la relatividad de Einstein en 1905 esa intuición vaga de algunos científicos no se vería materializada en un resultado positivo. De acuerdo con Einstein «si un cuerpo cede la energía ΔE en forma de radiación, su masa disminuye en $\Delta E/c^2$... La masa de un cuerpo es una medida de su contenido energético; si la energía cambia en ΔE , la masa del cuerpo cambia en el mismo sentido en $\Delta E/(3 \cdot 10^8)^2$ ». Su famosa ecuación:

$$\Delta E = m \cdot c^2$$

siendo $c = 3 \cdot 10^8$ m/s la velocidad de la luz, indica que en todo cambio de materia, y también en los procesos químicos, la absorción o la liberación de energía debe ir acompañada de un aumento o una disminución de la masa del sistema.

Lo que sucede, sin embargo, es que debido a la enorme magnitud de la constante c^2 las variaciones de energía que se producen en las reacciones químicas se corresponden con cambios de masa ínfimos que no pueden ser detectados ni por las balanzas analíticas más precisas. Se hace así buena la afirmación de Hans Landolt, uno de los químicos que pusieron a prueba la ley de Lavoisier, quien en 1909 afirmaba: «La prueba experimental de la ley de conservación de la masa puede considerarse completa. Si existe alguna desviación será menor de la milésima de gramo.» La ley de Lavoisier sigue, por tanto, siendo válida, al menos en términos prácticos, en el dominio de la química.

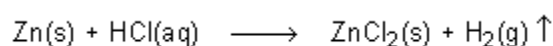
En las reacciones nucleares, sin embargo, las energías liberadas son mayores y la ley de conservación de la masa se funde con la de conservación de la energía en un solo principio. La ley de Lavoisier generalizada con la importante aportación de Einstein, puede escribirse en la forma:

$$\sum \left(\text{masa} + \frac{\text{energía}}{c^2} \right) = \text{cte}$$

que indica que, en un sistema cerrado, la suma de las masas incrementada en el término equivalente de energía se mantiene constante.

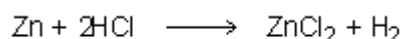
APLICACIÓN: CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS (II)

Cuando se vierte ácido clorhídrico sobre limaduras de cinc, se produce la siguiente reacción con desprendimiento de hidrógeno gaseoso:



Determinar qué volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se recogerá cuando son atacados 30 g de Zn. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno estarán contenidas en dicho volumen?

Para ajustar la reacción bastará en este caso multiplicar por 2 el HCl:



De ella se deduce que por cada mol de átomos de Zn se producirá un mol de moléculas de H₂, pues la relación entre sus respectivos coeficientes es de 1:1. Pero un mol de átomos de Zn tiene una masa igual a un átomo-gramo de dicho metal, esto es, a 65,4 g. Asimismo, un mol de H₂ ocupa 22,4 l en condiciones normales, luego estableciendo la siguiente relación de proporcionalidad:

$$\frac{65,4 \text{ g de Zn}}{22,4 \text{ l de H}_2} = \frac{30 \text{ g de Zn}}{x}$$

resulta:

$$x = \frac{30 \cdot 22,4}{65,4} = 10,3 \text{ l de H}_2$$

Recordando ahora que un mol de cualquier sustancia contiene $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas, la segunda parte del problema se resuelve recurriendo ahora a la proporcionalidad entre volumen y número de moles:

$$\frac{22,4 \text{ l de H}_2}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{10,3 \text{ l de H}_2}{x}$$

$$x = \frac{10,3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23}}{22,4} = 2,76 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

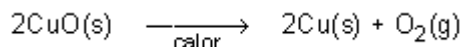
ECUACIONES QUÍMICAS

El balance de materia en las reacciones químicas

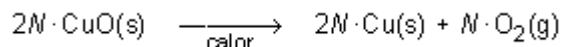
Partiendo de la ley de conservación de la masa y de su relación con la teoría atómica de la materia permiten enfocar el estudio de las reacciones químicas como si se tratara de un balance entre átomos de una misma especie.

Para que dicho balance cuadre, se han de introducir, con frecuencia, algunos coeficientes numéricos que permiten igualar el número de átomos de cada elemento a uno y otro lado de la flecha. Cuando esto se consigue se dice que la reacción química está ajustada, lo que significa que puede ser considerada, en sentido estricto, como una igualdad o *ecuación química*.

Dado que las masas de los diferentes átomos son conocidas, las ecuaciones ajustadas se convierten, en primer término, en relaciones entre las masas de sustancias que intervienen en la reacción. Ello hace posible la realización de cálculos químicos precisos sobre la base que proporcionan las ecuaciones químicas ajustadas, sus símbolos y sus coeficientes numéricos. Así, la reacción de descomposición del óxido de cobre (II) una vez ajustada es:



e indica que por cada dos moléculas de óxido de cobre (II) se forman dos átomos de cobre y una molécula de oxígeno. Tratando dicha ecuación química como si de una ecuación matemática se tratara, es posible multiplicar ambos miembros por un mismo número N sin que se altere la igualdad, es decir:



Si N representa el número de Avogadro N_A o número de partículas que componen un mol, entonces la ecuación anterior puede interpretarse en términos de moles; dos moles de CuO se descomponen en dos moles de Cu y un mol de O_2 . Por tanto los coeficientes de una ecuación química ajustada representan también la proporción en número de moles, de reactivos y productos que participan en la reacción.

Cuando las sustancias son gaseosas, de acuerdo con la hipótesis de Avogadro, cada mol equivale a un volumen de sustancia de 22,4 litros medidos en condiciones normales de presión y temperatura. Ello significa que, junto con cálculos de masas, es posible efectuar cálculos de volúmenes en aquellos casos en que intervengan sustancias gaseosas.

El ajuste de las ecuaciones químicas

El conocimiento de cuestiones tales como qué productos cabe esperar a partir de unos reactivos determinados, qué reactivos darán lugar a ciertos productos o incluso si una reacción dada es o no posible, son cuestiones que se aprenden con la práctica. Sin embargo, conocidos los reactivos y los productos, el ajuste de la reacción correspondiente constituye una mera consecuencia de la ley de Lavoisier de conservación de la masa. Además ésta es una operación previa a la realización de muchos de los problemas de química básica.

Uno de los procedimientos habituales empleados para ajustar una reacción química puede describirse en los siguientes términos:

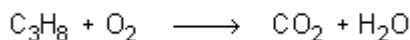
1. Se escribe la reacción química en la forma habitual:



2. Se cuenta el número de átomos de cada elemento en uno y otro miembro de la ecuación. Si son iguales para cada uno de los elementos presentes, la ecuación está ajustada.

3. Si no es así, será preciso multiplicar las fórmulas de los reactivos y productos por ciertos coeficientes tales que produzcan la igualdad numérica deseada. La búsqueda de este conjunto de coeficientes puede hacerse mediante tanteos. No obstante, este procedimiento de ensayo y error no siempre es efectivo y puede ser sustituido por otro más sistemático, que equivale a plantear un sistema de ecuaciones con dichos coeficientes como incógnitas.

Tomando como ejemplo de referencia la reacción de combustión del propano:



estos serían los pasos a seguir:

a) Se fijan unos coeficientes genéricos a, b, c, d:



b) Se impone la ley de conservación de la masa a nivel atómico, para lo cual se iguala, para cada elemento diferente, el producto de su subíndice por su coeficiente, en ambos miembros de la ecuación química:

$$\text{Para el C} \quad 3a = c$$

$$\text{Para el H} \quad 8a = 2d$$

$$\text{Para el O} \quad 2b = 2c + d$$

c) Se resuelve el sistema. Si, como en el ejemplo, el número de coeficientes es superior en una unidad al de elementos, entonces se iguala cualquiera de ellos a uno. Si una vez resuelto el sistema, los coeficientes resultantes fueran fraccionarios, se convierten en enteros multiplicando todos ellos por su mínimo común denominador:

$$a = 1 \quad b = 5 \quad c = 3 \quad d = 4$$

d) Se sustituyen los valores en la ecuación de partida y se comprueba que el ajuste es correcto mediante el correspondiente recuento de átomos de cada elemento en uno y otro miembro de la ecuación química:

