

Universidad Nacional del Litoral
Secretaría Académica
Dirección de Articulación, Ingreso y Permanencia
Año 2014



Química

Conceptos fundamentales

Unidad 6. Reacciones químicas

Daniel Alsina / Edgardo Cagnola / René Güemes / Juan Carlos Nosedá / Héctor Odetti
Colaboradores: Andrea Pacífico / Liliana Zimmermann / Ema Cano de Candioti

Revisión 2017: Edgardo Cagnola / Viviana Cova / Inés Granados / René Güemes / Isabel Nescier / Viviana Roldán / Lisandro Seluy

Estamos acostumbrados a que día a día nos sorprendan con nuevas sustancias que hacen nuestra vida más fácil. Si bien otras nos parecen naturales, porque las conocemos desde hace mucho tiempo, cuando hablamos con nuestros padres tomamos conciencia de que en realidad no lo son. En general todas ellas nos solucionan problemas, nos brindan una vida más cómoda, pero ¿alguna vez te pusiste a pensar que todas esas sustancias fueron fabricadas por el hombre? Y de ser así, ¿te detuviste a pensar cómo fueron hechas? ¿o cómo se producirá la próxima sustancia que te sorprenda? Si bien muchas fueron obtenidas por los químicos en forma accidental, en todos los casos fue necesario mezclar distintas sustancias simples y/o compuestas en determinadas condiciones para que les dieran origen y aparecieran otras con propiedades completamente distintas. Estos procesos que “transforman” unas sustancias en otras no son otra cosa que *reacciones químicas*.

Cada minuto, millones de reacciones químicas están ocurriendo a nuestro alrededor sin que nos demos cuenta, y muchas de ellas son producto de procesos naturales. Sabemos, por ejemplo, que en las plantas ocurre una importante reacción química en la fotosíntesis. Por medio de este proceso, las mismas absorben la energía lumínica del Sol utilizándola para convertir el agua y el dióxido de carbono en su alimento (azúcar) y también en dioxígeno, que es aprovechado por nosotros para respirar. De hecho, sin plantas y sin este proceso químico, simplemente tampoco existiríamos. Funciones vitales como alimentarnos, respirar o movernos tienen lugar a través de procesos químicos (anabolismo y catabolismo).

Sumadas a estas reacciones naturales hay reacciones químicas producidas por el hombre, muchas de ellas llevadas a cabo en los laboratorios, con diversos fines:

crear nuevas medicinas, producir nuevos materiales o evitar la descomposición de alimentos, entre otros.

Como ves, es imposible hablar de química sin entrar en el tema de las reacciones químicas. De ahí la necesidad de dedicarles un capítulo para ver su importancia, su clasificación y la forma de trabajar con ellas, que es lo que haremos ahora.

6.1. Reacciones y ecuaciones

En distintos momentos de este libro nos hemos referido al hecho de que la Química, además de estudiar la estructura de las sustancias, se dedica también a las interacciones que puede haber entre ellas, en particular las reacciones químicas, que implican la transformación de unas sustancias en otras. Por ello es que se considera a la Química como una “Ciencia del cambio” o “Ciencia de la transformación”. Para efectuar el abordaje de este tema te proponemos la lectura del siguiente artículo.

Adaptado de: Molecules at an exhibition – John Emsley

– Oxford University Press – 1998

El ingrediente de las bebidas cola que parece extraño, y bastante amenazante, es el ácido fosfórico. Generalmente estamos más familiarizados con este ácido como agente activo en removedores de óxido, y con sus sales, llamadas fosfatos, usadas en detergentes.

Algunas veces el ácido fosfórico contenido en las bebidas cola ha encontrado otros usos. Los automovilistas, motociclistas y camioneros en los años 50s y los años 60s usaban estas bebidas para limpiar distintas partes cromadas de sus vehículos. El ácido fosfórico reaccionaba químicamente con el cromo para formar una dura capa superficial de fosfato de cromo que protegía al metal. Además disolvía el óxido que se formara protegiendo al acero que quedara al descubierto. Industrialmente el ácido fosfórico todavía se usa para este propósito, y todas las pinturas antióxido se basan en él.

No hay nada siniestro acerca del ácido fosfórico o sus sales. Decir que las bebidas cola contienen un limpiador industrial, como se hace en algunos libros, es cierto, pero ésta no es razón para no beberlas. El fosfato contenido en nuestros alimentos se transforma en ácido fosfórico en el estómago, debido a la acidez de

éste provocada por ácido clorhídrico. Todas las células vivientes necesitan ácido fosfórico para funcionar y no importa de dónde provenga.

Si leíste con detenimiento el artículo habrás notado que tanto en forma directa como indirecta el mismo hace referencia a usos del ácido fosfórico basados en algunos casos en reacciones que se producen con los metales (para limpiar, proteger), como también en la formación de una de las tantas sustancias necesarias para el organismo, ya que interviene en reacciones vitales para el ser humano.

Una *reacción química* es un proceso en el cual a partir de una o más sustancias se obtienen otra u otras sustancias distintas de las originales.

Como hemos visto en el Capítulo 1, los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química, por lo que el mismo conjunto de átomos está presente antes, durante y después de la reacción. Los cambios que ocurren simplemente conciernen al reacomodamiento de los átomos; es decir, que una reacción química se explica como el resultado de un reagrupamiento de los mismos para dar nuevas sustancias.

Los químicos han ideado un método muy útil para representar en forma escrita los cambios químicos mediante el uso de las ecuaciones químicas. Si bien los términos suenan similares, no deben confundirse: las ecuaciones químicas son la manera simbólica abreviada que tenemos para describir una reacción química, y deben incluir las sustancias que participan y las proporciones en que lo hacen. Cuanto más información se suministre, más se puede aproximar al hecho real que se está representando.

Presentamos a continuación un párrafo donde se plantea una situación de indudable relevancia ambiental.

Adaptado del artículo: Importancia de la química en la conservación de monumentos de piedra caliza y mármol. Juan Méndez Vivar. Profesores al día, 1997.

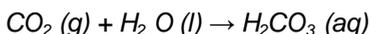
Lluvia ácida y la conservación de monumentos de piedra caliza y mármol

Un gran número de obras de arte está construido de piedra caliza o mármol. Químicamente son iguales, es decir, están compuestas por mineral calcita, que es el carbonato de calcio. Una calcita con 87 % de pureza, por ejemplo, indica que en una masa de 100 kg, 87 kg es carbonato de calcio y 13 kg otros materiales (sílice, arcilla, etc).

Pero ¿en qué se diferencia la piedra caliza del mármol? La respuesta es que son diferentes los tamaños de los cristales que los componen, como así también la porosidad. La piedra caliza se compone de cristales más pequeños y tiene mayor porosidad.

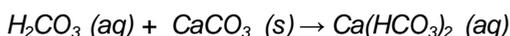
La piedra caliza y el mármol, sufren un proceso de deterioro natural cuando están expuestas a la intemperie por causa de la humedad del aire. El daño se agudiza en ambientes con atmósfera contaminada, caso de las grandes ciudades.

El agua de lluvia es ligeramente ácida, puesto que reacciona el dióxido de carbono presente en la atmósfera, con el agua para producir ácido carbónico.



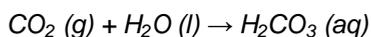
Es decir, se forma una solución donde el solvente es el agua y el soluto es el gas dióxido de carbono. Como todo ácido el carbónico se disocia en H^+ y HCO_3^- .

Este ácido carbónico reacciona con la caliza disolviéndola según



En las zonas muy industrializadas, además del CO_2 disuelto en el aire pueden existir otros óxidos como el SO_2 , SO_3 y óxidos de nitrógeno como el NO y NO_2 . Todos ellos pueden disolverse en el agua de lluvia, en la humedad ambiente, dando ácidos por reacciones similares a la de disolución del anhídrido carbónico. En estos ejemplos el problema es mayor ya que algunos de ellos son ácidos fuertes y su reacción con la caliza es más intensa y más rápida.

En este artículo se plantean varias ecuaciones químicas, que son representaciones simbólicas de las reacciones químicas. La primera de ellas es:



Si bien esta ecuación parece simple, no significa que los cambios que ocurren sean fácilmente explicables, tal como veremos a lo largo de este Capítulo.

Una ecuación química debe cumplir con los siguientes requisitos:

1. *incluir todos los reactivos y productos que intervienen;*
2. *estar balanceada, y, además, en lo posible*
3. *indicar el estado de agregación de cada sustancia.*

Si se desea completar esta información se pueden agregar:

- *las condiciones de temperatura, presión, presencia de un catalizador, etc. en que se efectúa la reacción*
- *la cinética de la misma, o sea la velocidad o rapidez con que ocurre*
- *cuanto se convierte de reactivos, etc.*

Veamos un poco más en detalle los puntos más importantes:

a) Reactivos y productos

A las sustancias que forman el sistema antes de que ocurra la reacción química se las denomina *reactivos* y a las que aparecen como consecuencia de la reacción se las llama *productos*. En una ecuación química, por convención, los reactivos se escriben a la izquierda y los productos a la derecha, separados de los reactivos mediante una flecha

reactivos → productos

Cada uno de los reactivos y de los productos se escribe mediante sus fórmulas correspondientes. Por ejemplo, el dióxido de carbono (CO₂) se disuelve en agua (H₂O) y produce ácido carbónico, (H₂CO₃).

La ecuación química que representa el cambio indicado se escribe de la siguiente manera:



y se lee: el dióxido de carbono *reacciona con* (+) el agua para *producir* (→) ácido carbónico.

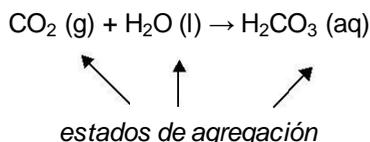
La flecha indica el sentido de la transformación. Las especies escritas a la izquierda de la flecha son los *reactivos*, especies que se consumen durante la

reacción. Pueden colocarse en cualquier orden pero siempre deben estar separadas por el signo (+). Las especies que aparecen a la derecha de la flecha se llaman *productos* y son las que resultan de la reacción. Puede haber uno o varios productos y en este último caso deben separarse por un signo (+). Tampoco existe un orden para la escritura de los mismos. Todos ellos se determinan experimentalmente y es fundamental que sus fórmulas estén bien escritas.

b) Estados de agregación

Conviene siempre 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, (ac) o (aq) solución acuosa. El símbolo ac o aq indica solución acuosa, es decir, una sustancia

disuelta en un medio donde el solvente es el agua. Esta información adicional se agrega después de la fórmula de cada especie, de manera que la ecuación anterior se escribe como sigue:



c) La energía en las reacciones químicas

En toda reacción química hay un intercambio de energía con el medio; la mayoría de las veces esa energía se manifiesta en forma de calor.

Si cuando al producirse la reacción el sistema cede energía al medio que lo rodea la reacción se clasifica como *reacción exotérmica*. Se dice que el sistema *cede* o *libera calor*. Un ejemplo común es el que se produce en una obra en construcción cuando el albañil “apaga la cal viva”, situación en la cual ocurre la reacción del óxido de calcio (“cal viva”) con agua para dar hidróxido de calcio (“cal apagada”).

Otras veces, el sistema necesita recibir energía del medio que lo rodea; en esos casos se dice que el sistema absorbe calor, y se clasifica la reacción como una reacción endotérmica, por ejemplo, la descomposición térmica del carbonato de

calcio de la piedra caliza para preparar la cal viva. En las ecuaciones escritas anteriormente no se brinda esa información.

d) Otros aspectos a tener en cuenta

Los aspectos anteriormente citados (a, b y c) no nos permiten conocer cuál es la velocidad con que se produce la reacción, es decir la mayor o menor rapidez con que los reactivos se convierten en productos.

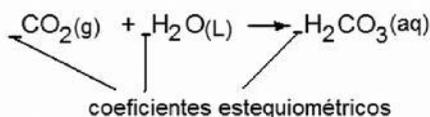
Además, existen factores como la presión y la temperatura que pueden afectar el sentido en que se produce la reacción. Por ejemplo, un aumento de presión favorece la formación del ácido, mientras que un aumento de temperatura la disminuye. Si bien no está indicado este dato, como verás en cursos de química superiores, los gases son menos solubles a mayor temperatura. Es sabido que en el verano aumenta la mortandad de peces en el río Salado, debido a las altas temperaturas

que disminuyen la cantidad de dióxígeno disuelta en el agua.

No todas las reacciones pueden representarse con una flecha simple; la gran mayoría de ellas no llega a completarse. Es decir, que los productos, una vez formados reaccionan dando lugar a la regeneración de los reactivos. Esto indica que no siempre se consume la totalidad de los reactivos para transformarse en productos. Dada la elevada cantidad de CO_2 que existe en la atmósfera (por la quema de combustibles fósiles y responsable en parte del efecto invernadero) si todo el gas carbónico se disolviese en agua los ríos tendrían altas concentraciones de ácido carbónico. Obviamente, la realidad nuevamente nos demuestra que el dióxido de carbono sigue estando presente en la atmósfera y que por ahora los ríos son habitables. Ese tipo de reacción suele representarse con una doble flecha (\rightleftharpoons). Sin embargo, para las reacciones con las que trabajaremos en este capítulo, incluyendo "Estequiometría", vamos a considerar que, por lo menos uno de los reactivos se ha consumido totalmente, transformándose en productos; es decir, que las reacciones están desplazadas hacia los productos y las indicaremos con una simple flecha.

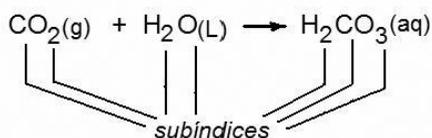
e) Balance de ecuaciones

Dado que los átomos no se crean ni se destruyen durante el curso de la reacción, una ecuación química debe tener el mismo número de átomos de cada elemento en cada lado de la flecha. En este sentido las ecuaciones químicas guardan cierta semejanza con las igualdades matemáticas.

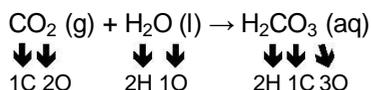


Para determinar este número para cada elemento se debe multiplicar el respectivo coeficiente estequiométrico por el subíndice. El coeficiente es el número que se escribe delante de las fórmulas en las ecuaciones. Cuando es igual a 1, no se escribe.

El subíndice es el número que va dentro de la fórmula e indica la cantidad de átomos presentes en una molécula, ion o unidad de sustancia iónica. Al igual que en el caso anterior, si debajo del símbolo de un elemento cualquiera dentro de una sustancia no aparece nada, esto significa que el subíndice es igual a 1.



Si aplicamos lo visto en el ejemplo que estamos tratando, obtenemos lo siguiente:



A continuación, verificamos que se cumple que:

Del lado de los Reactivos hay: 1 C, 3 O y 2 H

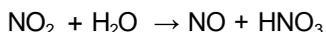
Del lado de los Productos hay: 1 C, 3 O y 2 H

Como el número de átomos de cada elemento es el mismo en ambos lados de la flecha, la ecuación quedó balanceada.

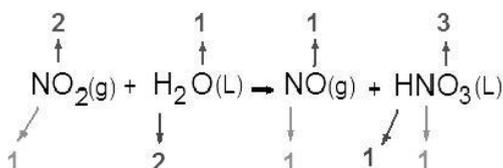
Pero no siempre son todos los coeficientes estequiométricos iguales a 1 como en el caso anterior. Consideremos la reacción química que ocurre cuando

disolvemos dióxido de nitrógeno en agua: los reactivos son NO_2 y H_2O y los productos que se forman son monóxido de nitrógeno (NO) y ácido nítrico (HNO_3).

Para escribir la ecuación química correspondiente utilizamos el esquema mostrado anteriormente:



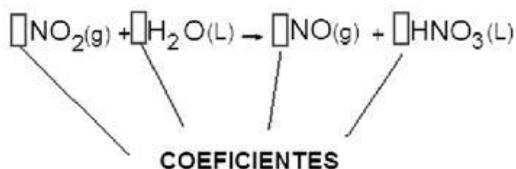
De acuerdo con el esquema propuesto, la ecuación que acabamos de escribir se puede leer de la siguiente manera: al poner en contacto dióxido de nitrógeno con agua se produce una reacción química, dando como productos: ácido nítrico y monóxido de nitrógeno.



Sin embargo, la ecuación que acabamos de escribir no es correcta pues no cumple con la ley de conservación de la masa, dado que en los reactivos encontramos un átomo de nitrógeno, dos de hidrógeno y tres de oxígeno, mientras que en los productos aparecen un átomo de hidrógeno, dos de nitrógeno y cuatro de oxígeno, como se indica a continuación.

Reactivos	Productos
$1 \times 1 = 1 \text{ N}$	1×1 más $1 \times 1 = 2 \text{ N}$
$1 \times 2 + 1 \times 1 = 3 \text{ O}$	1×1 más $1 \times 3 = 4 \text{ O}$
$1 \times 2 = 2 \text{ H}$	$1 \times 1 = 1 \text{ H}$

Es decir que la ecuación no está balanceada. Esto significaría que se ha creado de la nada un átomo de nitrógeno y uno de oxígeno y que ha desaparecido uno de hidrógeno, lo cual se sabe que no puede ocurrir. Para solucionar este inconveniente se debe realizar una operación conocida como balance de la ecuación, proceso que hará que la ecuación escrita cumpla con la ley de conservación de la masa. El balance de la ecuación consiste en encontrar un conjunto de coeficientes que se colocan delante de cada especie que aparece en la ecuación, de manera que el número de átomos de cada elemento sea el mismo en ambos lados de la ecuación.



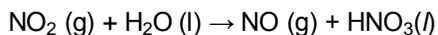
Recordemos: las ecuaciones químicas son la manera simbólica que tenemos para describir una reacción química, y deben incluir las sustancias que participan y las proporciones en que lo hacen.

6.2. Método de balance de ecuaciones

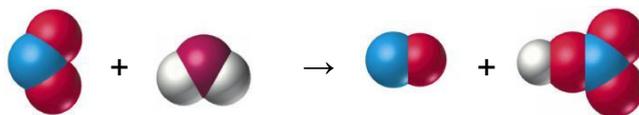
Para balancear una ecuación química hay varios métodos, entre los cuales se encuentra el de prueba y error. Si bien este método es más tedioso para quien no tiene mucha experiencia, al cabo de un tiempo resulta el más rápido y conveniente. Cabe aclarar que se utiliza en casos de ecuaciones sencillas y que más adelante, en posteriores cursos, se explicarán métodos más elaborados. En el ejemplo que venimos desarrollando, ya hemos contado los átomos que hay a cada lado de la ecuación, y sabemos que para que se cumpla la ley de conservación de la masa deben igualarse en ambos lados los átomos de cada elemento.

En general, y suponiendo que hemos escrito de forma correcta los reactivos y productos, realizamos algunas recomendaciones a tener en cuenta para balancear la ecuación.

- Se comienza por igualar la ecuación, probando diferentes coeficientes para lograr que el número de átomos de cada elemento sea igual en ambos lados de la ecuación. Cabe aclarar que NO se deben modificar los subíndices de las fórmulas;
- Si bien podemos elegir cualquier elemento para comenzar, conviene determinar previamente para cada uno de ellos la cantidad de fórmulas de la reacción en que aparece. En nuestro ejemplo:



Para una mejor visualización de la ecuación podemos representar cada átomo con una esfera identificatoria

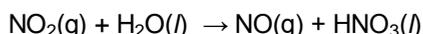


Vemos que: N (azul) aparece en 3 especies (NO₂, NO y HNO₂)

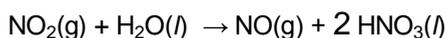
O (rojo) aparece en las 4 especies (NO₂, H₂O, NO y HNO₃)

H (blanco) aparece en 2 especies (H₂O y HNO₃)

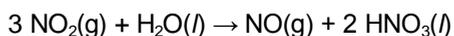
• *A continuación, empezamos el balance tratando de igualar los coeficientes de las especies donde se encuentra aquel elemento presente en menor cantidad de fórmulas y así sucesivamente se va siguiendo un orden, seleccionando siempre en función de la cantidad creciente.*



Comenzamos con el H: de un lado hay 2 y del otro 1; para igualar se multiplica por 2 al producto (recordar que nunca se iguala modificando las fórmulas).



Seguimos con el N: de un lado hay 1 y del otro 3 (1 en el NO y 2 en el HNO₃), para igualar se multiplica por 3 al reactivo.



Ahora que ya están balanceados los átomos de nitrógeno e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Dado que hay 7 átomos en los reactivos (6 en tres NO₂ y 1 en el agua) y 7 en los productos (1 en el NO y 6 en dos HNO₃) no es necesario modificar el coeficiente de ninguno de ellos.

• *Finalmente, se verifica la ecuación igualada para asegurarse de que hay el mismo número total de átomos de cada tipo en ambos lados de la flecha de la ecuación.*

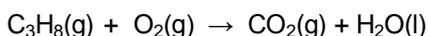
Si se cuenta nuevamente la cantidad de átomos de cada elemento (recordar que esto se realiza multiplicando el coeficiente por el subíndice) que hay a cada lado de la ecuación, se comprobará que la misma está balanceada.

Si deseas practicar con otro ejemplo veamos lo siguiente.

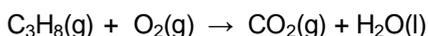
En algunos hogares suelen utilizarse garrafas, que proveen el combustible a quemar para mantener encendida la llama del horno u hornallas. En su interior y a

presión alta (para conservarla en estado líquido) hay una mezcla de gases proveniente de un recurso no renovable: el llamado gas licuado. Éste no es otra cosa que una mezcla de propano y butano.

Consideremos la combustión del gas propano (C₃H₈) en el aire. Esta reacción consume dioxígeno (O₂) y produce agua (H₂O) y dióxido de carbono (CO₂). Podemos entonces escribir la ecuación química:



Ahora contamos para cada átomo en cuántos reactivos y productos aparece:

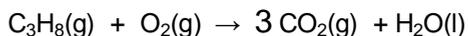


el C aparece en 2 sustancias (C₃H₈ y CO₂)

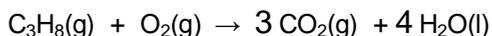
el H aparece en 2 sustancias (C₃H₈ y H₂O)

el O aparece en 3 sustancias (O₂, CO₂ y H₂O)

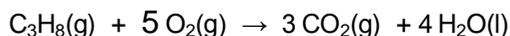
El carbono y el hidrógeno aparecen en un compuesto de los reactivos y en otro de los productos mientras que el oxígeno aparece en 3 compuestos. Para iniciar el balance empezamos por aquel elemento presente en menor cantidad de especies (C o H). Supongamos empezar por el C. De un lado hay 3 y del otro 1, por lo que para igualar ambos miembros se multiplica al segundo por 3.



Siguiendo con el H: de un lado hay 8 y del otro 2, para igualar se multiplica por 4 al producto.



Ahora que ya están balanceados los átomos de carbono e hidrógeno, falta ajustar los átomos de oxígeno. Dado que hay 2 átomos en los reactivos y 10 en los productos bastará con multiplicar por el coeficiente 5 para que el número sea igual en ambos miembros.



Ahora ya tenemos la ecuación balanceada y la podemos leer así: una molécula de propano reacciona con cinco moléculas de dióxígeno produciendo cuatro moléculas de agua y tres de dióxido de carbono.

De esta forma se ha completado la escritura de la ecuación química que representa a la reacción química que se produce, de acuerdo a la ley de conservación de la masa.

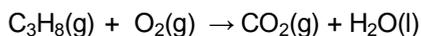
Otro método de balance:

Otra forma de balancear es a través del método algebraico, que puede describirse en los siguientes términos:

- se escribe la ecuación química en la forma habitual;
- 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 balanceada;
- si no es así, será preciso multiplicar las fórmulas de los reactivos y productos por ciertos coeficientes tales que produzcan la igualdad numérica deseada. El método equivale a plantear un sistema de ecuaciones con dichos coeficientes como incógnitas.

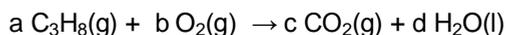
-

Tomando como ejemplo la misma reacción de combustión del propano,



éstos serían los pasos a seguir:

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



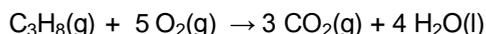
b) se iguala, para cada elemento diferente, el producto de su subíndice por su coeficiente en ambos miembros de la ecuación química:

$$\begin{array}{ll} \text{para el C} & 3a = c \\ \text{para el H} & 8a = 2d \\ \text{para el O} & 2b = 2c + d \end{array}$$

c) se resuelve el sistema. Si como en el ejemplo, el número de coeficientes es superior en una unidad al de los 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:



6.3. Tipos de reacciones

Como ya hemos mencionado al inicio de esta unidad (y no es ninguna exageración) cada minuto, millones de reacciones químicas de distinta índole están ocurriendo a nuestro alrededor. En general, si bien son muchas, las reacciones químicas, se pueden clasificar siguiendo distintos criterios. Uno de ellos consiste en agrupar las reacciones químicas en cinco clases, a saber:

reacciones de combinación;

reacciones de descomposición;

reacciones de desplazamiento;

reacciones de metátesis o doble sustitución y,

reacciones de óxido reducción.

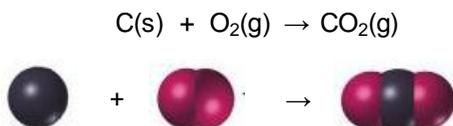
6.3.1. Reacciones de combinación

Son aquellas en la que dos o más sustancias se combinan para formar un compuesto. En forma general se expresa:

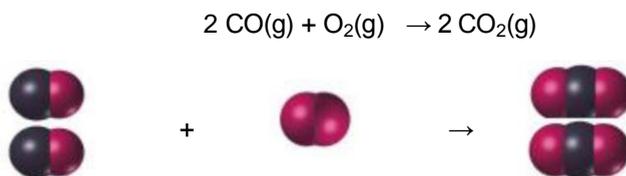


donde A y B pueden ser sustancias simples y/o compuestas.

Todas las reacciones de síntesis, es decir, de formación de un compuesto a partir de sus elementos correspondientes estarían incluidas en este grupo. Por ejemplo, la síntesis del dióxido de carbono a partir del carbono con el oxígeno:



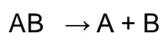
Éste es un caso donde los reactivos son sustancias simples, pero ésta no es una condición obligatoria. Tomemos, por ejemplo, el monóxido de carbono, que reacciona con el oxígeno para formar el dióxido de carbono:



Las reacciones de combinación se caracterizan porque desde un punto de vista químico, el producto es una sustancia más compleja que cualquiera de los reactivos.

6.3.2. Reacciones de descomposición

Son aquellas en las cuales una sustancia se descompone en dos o más sustancias, que pueden ser simples o compuestas. Al contrario que en las reacciones de síntesis, los productos son en este caso sustancias más sencillas que los reactivos. En forma general:



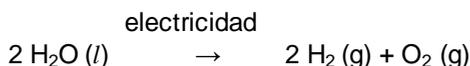
Podemos decir que son las reacciones opuestas a las anteriores:



Es común que en muchas de estas reacciones sea necesario el aporte de calor u otra forma de energía. Así, cuando el carbonato de calcio se calienta fuertemente se descompone según la reacción:

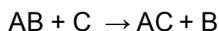


Otro medio común de descomposición suele también ser la corriente eléctrica, en un proceso denominado electrólisis.

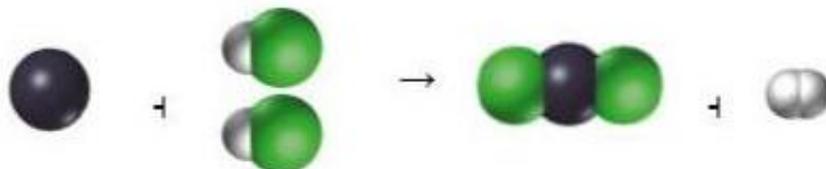
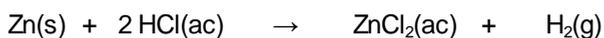


6.3.3. Reacciones de desplazamiento

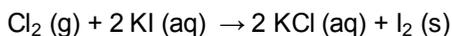
Son aquellas reacciones en las cuales, en un compuesto, un elemento desplaza a otro, pasando a ocupar el lugar de éste:



Por ejemplo, en la reacción de algunos metales con ciertos ácidos se produce la sustitución del hidrógeno del ácido por el metal correspondiente.

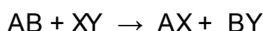


O también

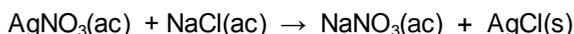


6.3.4. Reacciones de metátesis

Son reacciones en las que dos compuestos interactúan entre sí para generar otros dos. También se las llama *reacciones de doble sustitución*. En forma general podemos plantear:



Entre las más comunes figuran las reacciones de precipitación, donde dos sustancias pueden separarse debido a que una de ellas es insoluble en agua. A este compuesto insoluble se lo llama precipitado y de las especies intervinientes es el único con estado de agregación sólido.



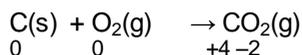
En estos casos podemos predecir en forma rápida y aproximada si se formará un precipitado (sustancia insoluble al estado sólido) cuando se mezclan dos soluciones, a partir de algunas reglas sencillas de solubilidad en el agua:

1. las sales de sodio, potasio y amonio son solubles;
2. los nitratos (NO_3^-), acetatos (CH_3COO^-) y cloratos (ClO_3^-) son solubles;
3. las sales de Ag, Pb y Hg (I) son muy poco solubles;
4. los carbonatos (CO_3^{2-}), sulfuros (S^{2-}), óxidos (O^{2-}) e hidróxidos (OH^-) son muy poco solubles;
5. los sulfatos (SO_4^{2-}) son solubles, excepto CaSO_4 y BaSO_4 .

6.3.5. Reacciones de óxido – reducción

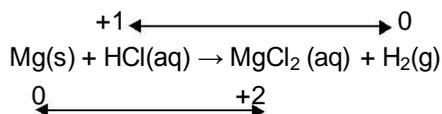
Son aquellas en las que algunos átomos cambian su número de oxidación al pasar de reactivos a productos.

Un ejemplo a considerar es la combustión del carbono:



donde el carbono pasa de 0 a +4 y el oxígeno de 0 a -2, como se indica.

O por ejemplo:



donde el magnesio pierde electrones (pasa de 0 a +2) y se los transfiere al hidrógeno (que pasa de +1 a 0) (Figura 6.1).

Como ya dijimos, este tipo de reacción involucra cambios en el número de oxidación. Por otra parte, muchas de las reacciones clasificadas como:

- reacciones de combinación
- reacciones de descomposición
- reacciones de desplazamiento

en realidad pueden ser también reacciones de óxido-reducción.

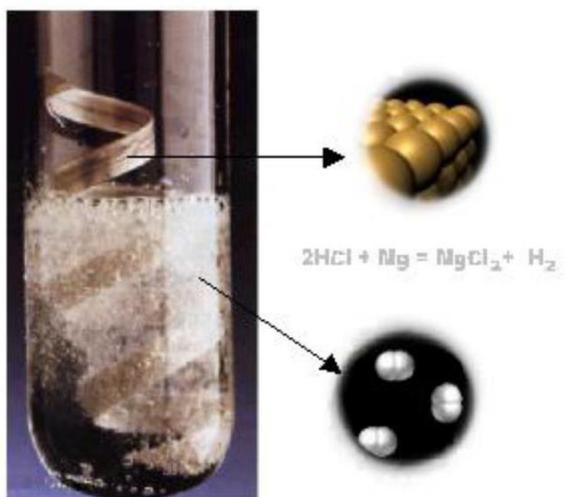


Figura 6-1 $2\text{HCl}(\text{ac}) + \text{Mg}(\text{s}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{H}_2(\text{g})$

Veamos ahora otra forma de clasificación. Todas las reacciones conocidas pueden tipificarse también en función de si liberan o absorben calor, en dos grupos: reacciones exotérmicas; reacciones endotérmicas. en las que se considera (como mostramos en el punto c del inciso 6.1), si en el proceso el sistema libera o absorbe calor, respectivamente. Es importante destacar (y retomar lo expuesto hasta el momento) que las clasificaciones descritas en este

punto se realizan de acuerdo a diversos puntos de vista, por lo que algunas de ellas se superponen.

¿Recuerdan lo importante que es practicar, ejercitarse? Por ello les sugerimos la realización del ejercicio 6.3 y 6.4 para repasar estos temas.

Ahora que ya vimos cómo se clasifican las reacciones: ¿dentro de cuál tipo incluirías a las reacciones del artículo de la piedra caliza y mármol?, ¿por qué?

6.4. Estequiometría

Según lo mencionado en el artículo, el grave peligro que corren los monumentos o edificaciones que tienen caliza se debe a la acción de los ácidos. Pero ¿cómo podemos saber cuánto se disuelve de ese material por reacción química? La solución la encontraremos en el siguiente desarrollo de ese tema.

6.4.1. Relaciones de moles y gramos

El término *estequiometría* deriva de una expresión griega que significa “medida de los elementos” y describe la relación entre las cantidades de sustancias intervinientes en una reacción química, de modo tal que responda al Principio de conservación de la masa.

El conjunto de coeficientes estequiométricos define la relación entre las cantidades de moles o gramos de: reactivos entre sí, productos entre sí o reactivos y productos.

Antes de comenzar es necesario considerar los siguientes aspectos:

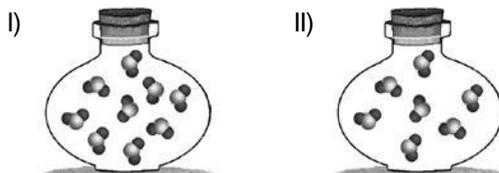
Siempre se debe verificar que la ecuación química que se utilice esté balanceada. Recuerden que de no ser así, no se cumplirá con la ley de conservación de la masa.

A menos que se especifique lo contrario, todas las reacciones con las cuales trabajamos se considerarán completamente desplazadas hacia los productos, es decir que al menos uno de los reactivos se consume totalmente.

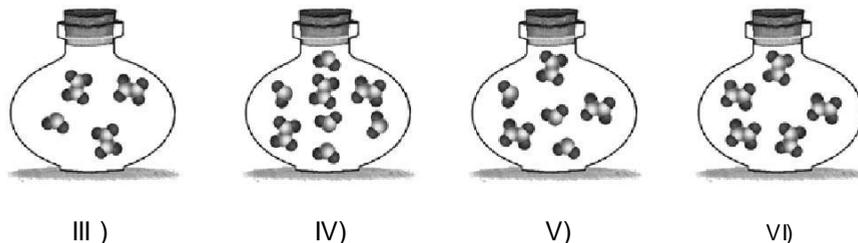
A continuación te proponemos una actividad que, si bien está planteada a nivel microscópico, sirve para entender el concepto.

Actividad

Para la reacción de formación del tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) a partir del dióxido de nitrógeno (NO_2): escribe la ecuación que representa esta reacción y balancéala, donde las únicas especies presentes sean NO_2 y N_2O_4 ; los siguientes esquemas representan una pequeña porción de reactivo inicial.

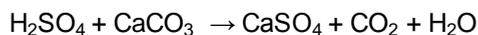


¿Cuál de los siguientes dibujos representan un posible sistema final para cada uno? ¿Por qué los otros no?



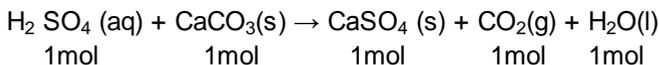
Si no has podido resolver esta actividad, a lo largo del capítulo encontrarás elementos como para poder hacerlo.

Retomemos ahora el problema de la acción de los ácidos sobre la caliza, enfocado desde un punto de vista macroscópico y simbólico; como ejemplo, la reacción que se produce con el ácido sulfúrico:



Así, la ecuación que acabamos de escribir se puede leer:

“Por cada mol de ácido sulfúrico que reacciona con 1 mol de sal (carbonato de calcio) se producen 1 mol de sulfato de calcio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua”. También puede decirse que para obtener 1 mol de sulfato de calcio, 1 mol de dióxido de carbono y 1 mol de agua se requiere 1 mol de ácido sulfúrico y 1 mol de carbonato de calcio.



Ejemplo

a) ¿Cuántos moles de ácido (reactivo) se requieren para obtener 5 moles de sal (producto)?

Es usual que los cálculos estequiométricos se realicen mediante la aplicación de regla de tres simple directa o por el método del factor unitario.

Se puede razonar de la siguiente manera: si para producir 1 mol del producto se requiere 1 mol de ácido, según se obtiene de la ecuación, para obtener 5 moles se requieren:

$$\begin{array}{l} 1\text{ mol CaSO}_4 \text{ ————— } 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \\ 5 \text{ mol CaSO}_4 \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ mol CaSO}_4 \times 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} \end{array}$$

$$X = 5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Por el método del factor unitario se llega al mismo resultado, la incógnita es el número de moles de ácido y el dato la cantidad de moles de la sal:

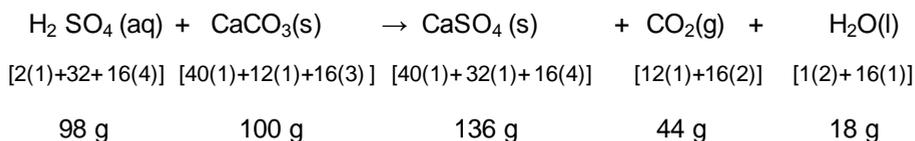
$$n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ mol CaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Según puede observarse el factor de proporcionalidad directa que multiplica al dato es un *factor estequiométrico* que se obtiene de la ecuación correspondiente.

Si bien el trabajo con moles suele ser simple porque, en general, los números son sencillos, no suele ocurrir lo mismo si trabajamos con gramos.

b) ¿Cuántos gramos de ácido se necesitan para reaccionar completamente con 5 g de carbonato de calcio?

Aquí es conveniente realizar la conversión de moles a gramos antes de realizar el cálculo. Para esto se escribe debajo de cada especie la masa que participa (número de moles x masa molar). En el ejemplo anterior resulta:



De acuerdo a la ley de conservación de masa se verifica que:

$$(100 + 98) \text{ g} = (136 + 44 + 18) \text{ g}$$

El razonamiento que aplicamos para resolver la cuestión planteada es: si para 100 g de CaCO_3 se requieren 98 g de H_2SO_4 , para reaccionar con 5 g de CaCO_3 se requieren x g de H_2SO_4 .

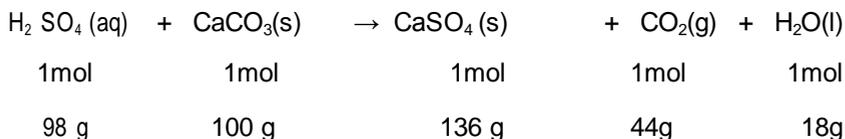
$$\begin{array}{l}
 100 \text{ g CaCO}_3 \text{ ————— } 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \\
 5 \text{ g CaCO}_3 \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ g CaCO}_3 \cdot 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g CaCO}_3} = 4,90 \text{ g}
 \end{array}$$

La resolución mediante factor unitario, equivalente a la anterior, requiere de la utilización de un factor estequiométrico que se obtiene de la ecuación química

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 5 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g CaCO}_3} = 4,90 \text{ g}$$

c) ¿Qué masa de agua se formará a partir de 3 moles de ácido?

Como vimos:



Por lo tanto, se pueden establecer relaciones entre masa y moles usando los datos resaltados en negrita.

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 18 \text{ g H}_2\text{O} \\
 3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } \frac{3 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot 18 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}
 \end{array}$$

En resumen, la ecuación química se utiliza en los cálculos estequiométricos para determinar las relaciones estequiométricas existentes entre las sustancias intervinientes en la reacción química.

6.4.2. Estequiometría y volumen molar

Debido a que distintos gases, cuando se miden en las mismas condiciones, ocupan el mismo volumen, puede ocurrir que se requiera determinar un volumen de producto gaseoso formado, o se provea como dato un determinado volumen de reactivo gaseoso. Es aquí donde se debe trabajar con el concepto de volumen molar normal:

“Un mol de cualquier gas medido a 0 °C y 1.013 hPa (1 atmósfera) ocupa un volumen de 22,414 litros”. Estas condiciones de presión y temperatura se denominan *condiciones normales* (CNPT).

Ejemplo

¿Cuántos gramos de ácido se necesita hacer reaccionar con el carbonato de calcio para obtener 10 litros de CO₂ en CNPT?

Los pasos a seguir son los siguientes:

a) plantear la ecuación:



b) balancear la ecuación:

en nuestro caso no hace falta modificar los coeficientes pues está balanceada

c) por la estequiometría sabemos:



1 mol	1 mol	1 mol	1 mol	1 mol
98 g	100 g	136 g	44 g	18 g
–	–	–	1x(22,414)litros	–

Para todas las *especies gaseosas*, cuando se trabaja con volúmenes en CNPT, se mantienen las mismas relaciones que existen entre los moles (en este caso para el CO₂).

Por lo tanto, podemos establecer relaciones entre la cantidad de ácido expresado en gramos o moles, según lo necesite, con cantidades de producto (CO₂ en este caso) expresado en gramos, moles o litros en CNPT. Como el enunciado nos pide datos del dióxido de carbono en litros (CNPT) a partir de ácido expresado en gramos, tenemos:

$$\begin{array}{r} 98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ ————— } 22,414 \text{ L CO}_2 \\ x \text{ ————— } 10 \text{ L CO}_2 \end{array}$$

$$x = 43,72 \text{ gramos de H}_2\text{SO}_4$$

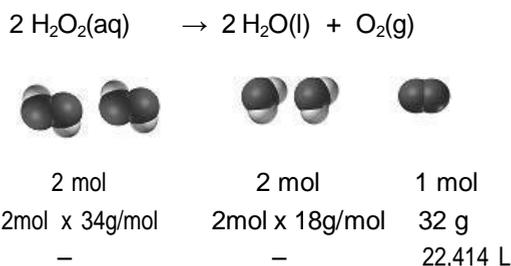
Veamos *otro ejemplo*. Es práctica común aplicar agua oxigenada en una herida para evitar infecciones; habrás visto que al hacerlo la zona se pone blanca por el desprendimiento de gas. La reacción que se produce es la siguiente:



La función de la misma es eliminar posibles gérmenes por ser un potente oxidante y, sobre todo destruir un grupo particular de aquellos llamados anaeróbicos, dada la elevada concentración de oxígeno en el medio. Supongamos que deseamos saber qué volumen de gas se producen con 0,5 gramos de agua oxigenada.

Como explicamos, para resolver cualquier problema de estequiometría el primer paso obligatorio consiste en escribir la ecuación química y balancearla. En este caso los dos pasos ya fueron realizados.

Según la estequiometría de la reacción, 2 mol de agua oxigenada se descomponen en 2 mol de agua y un mol de dióxígeno. La masa molecular del agua oxigenada es 34 g/mol, por lo tanto se tienen:



Entonces:

Si 68 gramos H_2O_2 ————— 22,414 L de O_2
 0,5 gramos H_2O_2 ————— $x = 0,165$ L de O_2

Normalmente la concentración de agua oxigenada se expresa en “volúmenes de dióxígeno”. Por ejemplo, un “agua oxigenada de 10 volúmenes” significa que por cada litro de la solución de agua oxigenada se producen 10 litros de dióxígeno en CNPT. En el ejemplo anterior si los 0,5 g estuviesen disueltos en 1 litro de solución, la misma sería de 0,165 volúmenes de dióxígeno.

Actividad

Para completar el ejercicio anterior te proponemos que calcules, para obtener 2,8 mol de dióxígeno:

- ¿cuántos moles de agua oxigenada son necesarios?
- ¿cuántos gramos de agua se producirán?

6.5. Reactivo limitante

En los ejemplos que hemos trabajado hasta el momento, los reactivos estaban presentes en las cantidades necesarias o cantidades estequiométricas, para producir la reacción. Sin embargo, en la práctica esta situación no es la más común, ya que se pueden presentar casos en que las cantidades de cada uno de los reactivos son arbitrarias.

Supongamos lo siguiente, que, si bien no se trata de una reacción química, sirve para entender el concepto. ¿Quién no desea viajar sentado cuando toma un colectivo? Pensemos en un colectivo urbano de 30 asientos; obviamente, si a lo largo de un recorrido de pocas cuadras hay 35 personas esperando para abordarlo, no todas podrán sentarse. La cantidad de gente que puede viajar sentada depende sólo de una de las cantidades mencionadas: la cantidad de asientos es la que fija la cantidad de pasajeros que puede sentarse, es decir que es una cantidad limitante.

Cuando se ponen en juego cantidades de dos o más reactivos y estamos trabajando con una ecuación química se nos presenta un problema adicional, que ahora veremos cómo solucionar.

Tomemos para empezar, como ejemplo sencillo, la reacción de formación de agua a partir de 2 moléculas de dihidrógeno y 1 molécula de dióxígeno:



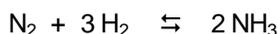
Como vimos anteriormente, las moléculas pueden ser representadas mediante modelos en los cuales los átomos se dibujan como si fueran esferas. Para las

reacciones químicas pueden utilizarse estos modelos moleculares; por ejemplo, el caso planteado podría ser representado:

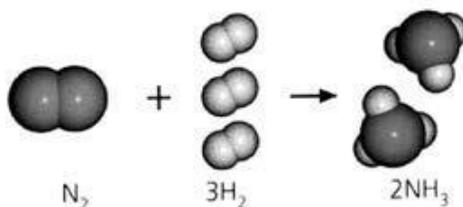


Mediante el empleo de modelos moleculares podemos entender mejor la conservación de la materia en las reacciones químicas, puesto que el número de esferas de cada clase debe ser el mismo en las sustancias iniciales y en las finales; es decir, en los reactivos y en los productos. Como podrás ver en la ecuación o en los dibujos, las dos (2) moléculas de dihidrógeno combinan con una (1) molécula de dióxígeno en la formación de dos (2) moléculas de agua y no queda ninguno de los reactivos sin reaccionar (en exceso).

De manera similar si nos preguntamos cuántas moléculas de amoníaco se formarán a partir de una (1) molécula de dinitrógeno y tres (3) moléculas de dihidrógeno:

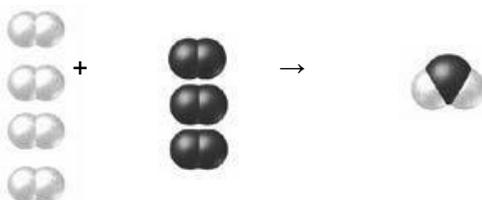


La representación sería la siguiente:

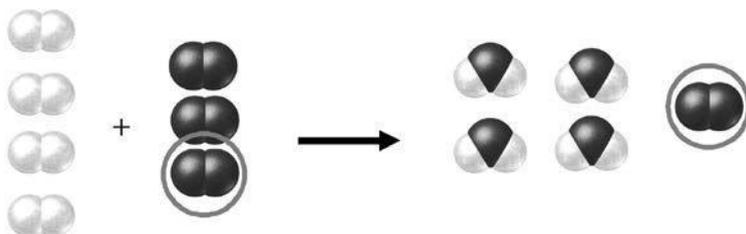


En los ejemplos presentados anteriormente, los reactivos estaban presentes en *cantidades estequiométricas* para producir la reacción. Esto significa que, en determinadas condiciones, todos los reactivos se consumen y transforman en productos. Como ya advertimos, esta situación no es la más común de encontrar en la práctica, donde las cantidades de cada uno de los reactivos son arbitrarias.

Ahora, retomemos la reacción de formación de agua pero con cantidades distintas: supongamos que queremos saber cuántas moléculas de agua se formarán a partir de 4 moléculas de dihidrógeno y 3 moléculas de dióxígeno



Si nos guiamos por el reactivo H_2 siguiendo el dibujo, podemos pensar que cada molécula puede formar una molécula de agua; por lo tanto, si tenemos cuatro moléculas podremos formar 4 moléculas de agua. Es decir que con el dihidrógeno se pueden formar 4 moléculas de agua. Si ahora usamos el dióxígeno, cada molécula (formada por 2 átomos) puede originar 2 moléculas de agua (1 átomo en cada uno); por lo tanto 3 moléculas de dióxígeno formarán 6 moléculas de agua. Como verás, hay dos posibles cantidades de productos según el reactivo utilizado. Obviamente, no dará lo mismo usar uno que otro. En realidad la reacción será:

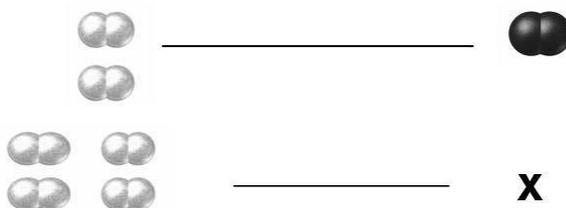


Quedará una molécula de dióxígeno sin reaccionar ya que no hay más dihidrógeno.

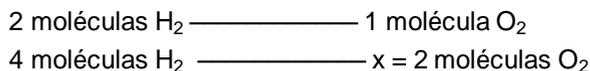
En este caso el dihidrógeno es el reactivo limitante y el que fija la cantidad de producto a formar, mientras que el dióxígeno es el reactivo en exceso. Por lo tanto, luego de utilizar los dos reactivos para calcular la cantidad de producto deberemos seleccionar aquel resultado que represente menor cantidad de agua, y el reactivo con el cual se obtuvo será el reactivo limitante.

Aribaremos a esta conclusión trabajando de la siguiente forma:

Si por la ecuación sabemos que dos moléculas de dihidrógeno reaccionan con una de dióxígeno,

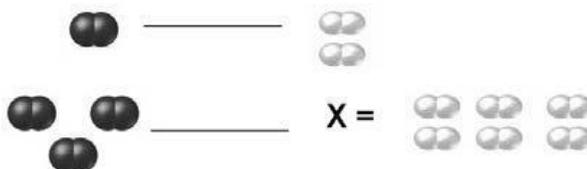


Expresado con números

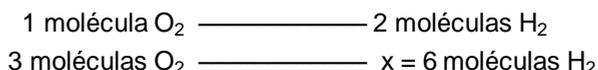


Entonces, para cuatro moléculas de H_2 necesitaremos dos moléculas de dióxígeno. Dicho de otra forma, para que reaccione todo el dihidrógeno, necesitamos 2 moléculas de dióxígeno, pero tenemos 3, por lo que se usan 2 y una queda sin reaccionar. La cantidad de producto que puede formarse estará determinada o limitada por este reactivo que se agota, al cual se lo denomina reactivo limitante o reactivo en defecto, siendo el otro reactivo el denominado reactivo en exceso.

Se habría llegado a la misma conclusión si se hubiese empezado a trabajar con el dióxígeno:



Escrito con números sería:



En este caso, para que reaccione todo el dióxígeno necesitamos 6 moléculas de dihidrógeno que no tenemos, por lo que llegamos a la misma conclusión: el reactivo limitante es el dihidrógeno.

Debe tenerse presente que cuando uno de los reactivos se agota la reacción no puede proseguir formando productos, por más que haya más cantidad del otro.

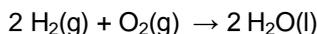
En consecuencia, cada vez que se desee realizar un cálculo estequiométrico, luego de verificar que el balance de la ecuación es correcto se debe determinar cuál es el reactivo en exceso y cuál está en defecto. Una vez realizado este cálculo se deberá buscar la cantidad de producto o productos empleando el reactivo limitante.

Apliquemos estos conceptos en el ejemplo de la formación de agua, pero esta vez trabajemos con gramos: se hacen reaccionar 100 g de H_2 con 100 g de O_2 para formar H_2O .

¿Cuántos moles de agua se forman?

¿Cuántos moles de H₂ se consumen?

Tal como se indicó, el primer paso consiste en escribir la ecuación química balanceada:



Aquí se plantea una situación que suele presentarse comúnmente en un laboratorio; esto es, dadas dos cantidades arbitrarias de reactivos hay que encontrar la cantidad de productos que se forman. Este tipo de problema se resuelve de la misma manera que el problema anterior, y el hecho de que las dos cantidades sean iguales no significa que se puede utilizar cualquiera de ellas para efectuar los cálculos. De hecho, no se sabe si todo el dihidrógeno o el dióxígeno podrán reaccionar, pues esto está determinado por la estequiometría de la reacción. En tales casos se debe esperar que uno de los reactivos “sobre”, es decir, esté en exceso y el otro “falte”, o sea, que esté en defecto.

El paso adicional que se propone consiste en averiguar si hay algún reactivo en defecto. La razón de esto es que la reacción ocurrirá en tanto y en cuanto haya ambos reactivos. Cuando alguno de ellos se termine, reactivo en defecto, la reacción cesará y no se podrán obtener más productos por más cantidad que quede del reactivo en exceso.

Para determinar cuál reactivo está en defecto, como vimos, se toma uno cualquiera de ellos y se calcula con qué cantidad del otro puede reaccionar. En nuestro caso elegimos el dihidrógeno:

$$\begin{array}{l} 4 \text{ g de H}_2 \text{ -----} 32 \text{ g de O}_2 \\ 100 \text{ g de H}_2 \text{ -----} x = 100 \text{ g de H}_2 \times 32 \text{ g de O}_2 / 4 \text{ g de H}_2 \\ \phantom{100 \text{ g de H}_2 \text{ -----}} = 800 \text{ g de O}_2 \end{array}$$

Esto significa que para consumir los 100 g de dihidrógeno se requieren 800 g de dióxígeno; pero solamente hay 100 g, por lo tanto el dióxígeno es el reactivo que está en defecto pues será el primero en terminarse y quedará un exceso de dihidrógeno.

La cantidad de agua formada, por lo recientemente dicho, dependerá de la cantidad de reactivo en defecto, es decir, del dióxígeno. Por lo tanto, utilizamos el dióxígeno para calcular la cantidad de agua formada:

$$\begin{array}{l} 32 \text{ g de O}_2 \text{ -----} 2 \text{ moles de agua} \\ 100 \text{ g de O}_2 \text{ -----} x = 100 \text{ g de O}_2 \times 2 \text{ moles de agua} / 32 \text{ g} \\ \phantom{100 \text{ g de O}_2 \text{ -----}} \text{ de O}_2 = 6,25 \text{ moles de agua} \end{array}$$

Si deseas ver otro ejemplo resuelto donde se aplican relaciones estequiométricas, realiza el Ejercicio 6.15.

6.6. Estequiometría y pureza

No siempre que vayamos a usar un reactivo en una reacción se encontrará como sustancia pura. Es muy común que en realidad tengamos una mezcla donde el componente más importante sea el que nos interesa pero, no el único. Esto tiene una razón económica: cuanto más pura sea la sustancia, más cara será debido a que se han tenido que eliminar otras sustancias que la acompañan llamadas impurezas. Por supuesto que la sustancia a usar deberá tener impurezas que no interfieran con la reacción que nos interesa.

Un ejemplo muy común lo representa el oro: cuando uno va a comprar una alhaja esta es más cara si está hecha de oro 24 quilates. Esto se debe a que este metal está puro. Si en lugar de 24 quilates el oro es de 18 quilates su precio es menor ya que contiene un 25 % de cobre y si es de 12 quilates, el 50 % es cobre. En este caso debemos aclarar que no se trata de una impureza que no se eliminó sino que se agrega expresamente para cambiar algunas propiedades no deseadas del valioso metal. De todas formas, si compro 4 gramos de oro de 18 quilates, en realidad estoy llevando sólo 3 gramos de oro. ¿Y el otro gramo? Es cobre.

Entonces, muy fácilmente podemos calcular en función de la cantidad de oro y su porcentaje de impureza, cuánto es puro. Si compro 2,8 g con un 25 % de impureza (18 quilates) la cantidad de metal puro será:

Cada 100 gramos del metal ————— 75 g son de Au
 2,8 gramos del metal ————— x = 2,1 gramos de Au

o bien se podría decir:

2,8 gramos ————— representan 100 %
 2,1 gramos = x ————— 75 % (que es oro)

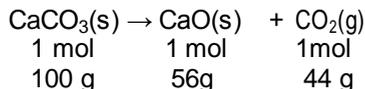
Apliquémoslo a la estequiometría:

Para la reacción:



Si se parte de 500 gramos de mineral con un 85 % de pureza ¿Qué masa de CaO se formará?

Por la reacción sabemos que:



Según la estequiometría tenemos la relación en masa entre el mineral y el óxido, ya que cada 100 gramos de carbonato de calcio se producen 56 gramos de óxido de calcio. Lo nuevo es que no tenemos (según el enunciado) 500 gramos de carbonato de calcio sino que sólo el 85 % lo es, por lo que deberá hacerse un cálculo previo:

$$\begin{array}{cc} 500 \text{ g} & \text{-----} & 100 \% \\ x = 425 \text{ g} & \text{-----} & 85 \% \end{array}$$

sólo tenemos 425 gramos, que es la cantidad que utilizamos para efectuar el cálculo estequiométrico:

$$\begin{array}{cc} 100 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & 56 \text{ g CaO} \\ 425 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & x = 238 \text{ g CaO} \end{array}$$

Otro camino podría ser considerar la pureza después del cálculo del producto, es decir primero suponer que los 500 g fueran CaCO₃ puro:

$$\begin{array}{cc} 100 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & 56 \text{ g CaO} \\ 500 \text{ g CaCO}_3 & \text{-----} & x = 280 \text{ g CaO} \end{array}$$

y luego tener en cuenta el 85% de pureza

$$\begin{array}{cc} 280 \text{ g CaO} & \text{-----} & 100 \% \\ 238 \text{ g CaO} = x & \text{-----} & 85 \% \end{array}$$

De cualquiera de las dos formas se obtiene al mismo resultado.

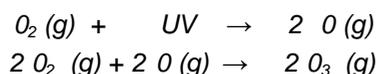
Actividad final del capítulo

A continuación presentamos el último párrafo correspondiente al tema del ozono, incluyendo al final una serie de actividades.

El ozono (parte V)

El ozono es producido por la acción de la luz solar sobre el dióxígeno; por lo tanto, para la formación de ozono son necesarios ambos factores, según la teoría fotoquímica del ozono formulada por Chapman. Cincuenta años atrás la formación de la capa de ozono en la estratósfera fue descrita en términos de unas pocas reacciones químicas y fotoquímicas. Actualmente es necesario conocer las velocidades de al menos 150 reacciones para aproximarse a un modelo preciso que describa la estratósfera y permita predecir los cambios que se producirán por la introducción de ciertos contaminantes.

A continuación presentamos sintéticamente el proceso de formación del ozono:

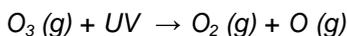


para lo cual la radiación UV debe tener una longitud de onda menor que 242 nm.

Estas ecuaciones combinadas dan la formación de ozono a partir de dióxígeno:



A su vez, el ozono formado en la estratosfera se descompone naturalmente por efecto de la radiación solar ultravioleta de la siguiente manera:



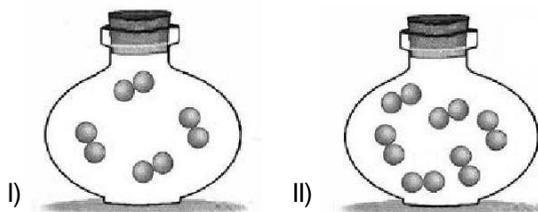
Ciertas sustancias presentes en la atmósfera pueden interferir en este mecanismo natural y provocar la destrucción del ozono. Entre ellas se encuentran los compuestos denominados CFC (clorofluorocarbonados), utilizados por ejemplo como propelentes en aerosoles, que llegan a la estratosfera y se descomponen por efecto de la radiación UV, liberando átomos de cloro libres que reaccionan con las moléculas de ozono, como se verá en el inciso d) de la actividad siguiente.

Actividad

- a) Las ecuaciones incluidas en el párrafo: ¿representan procesos físicos o químicos? ¿Por qué?

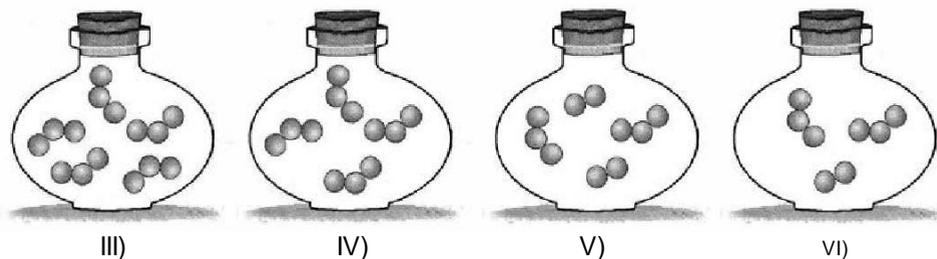
b) Para la reacción de formación del ozono a partir del dióxígeno:

Los siguientes esquemas representan una pequeña porción de dióxígeno inicial

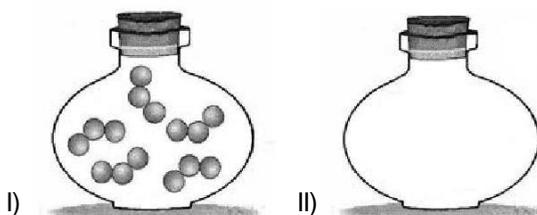


c) ¿Cuál de los siguientes dibujos representa un posible sistema final para cada uno?

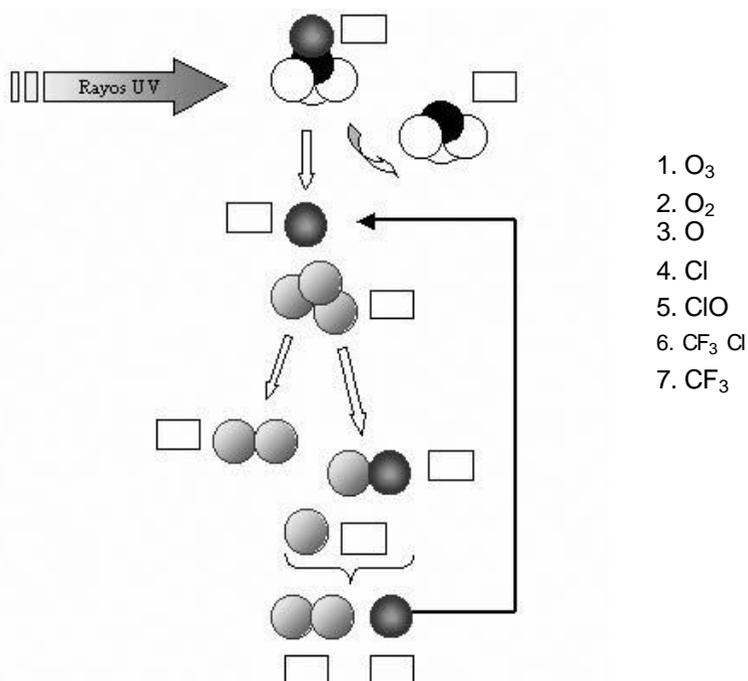
d) ¿Por qué los otros no?



e) Suponiendo que se representan moléculas de ozono en el recipiente I y por acción de la luz UV se descompone según la última ecuación de la lectura anterior, ¿qué habría en el recipiente II? Completa el dibujo.



f) El siguiente esquema corresponde al proceso por el cual los CFC (ej.: el CF_3Cl) destruyen al ozono. Completa los cuadrados colocando el número que corresponde a la especie representada y describe en palabras el proceso.



El ozono - texto completo

Presentamos a continuación el texto completo correspondiente al ozono, a fin de adquirir una visión global del mismo.

El ozono, O_3 , es una sustancia de suma importancia a nivel ambiental. C.F. Schönbein descubrió su existencia en 1839, pero, recién en 1850 se determinó que era un componente natural de la atmósfera. Es un gas de color azul pálido y de olor fuerte. Cuando está presente en el ambiente es venenoso para la vida humana, animal y vegetal, aun en pequeñas proporciones. Sin embargo, se utiliza como bactericida para aguas envasadas. Además, el ozono presente en la estratósfera hace posible la vida sobre la Tierra, pues, según lo determinó Hartley en 1880, atenúa la radiación ultravioleta B. En 1913 se comprobó que no se encontraba distribuido uniformemente en toda la atmósfera sino que en su mayoría se hallaba en la estratósfera, que es una franja situada entre los 15 y los 55 kilómetros por encima de la superficie de la Tierra. Actualmente se sabe que el 90 % del ozono se encuentra en esa región.

En 1934 los ozono-sondeos por globos mostraron que la máxima concentración de ozono se encuentra aproximadamente en la zona media de la estratósfera, es decir entre 20 y 30 km de altura.

La concentración de ozono se mide en Unidades Dobson (UD). Una unidad Dobson equivale a un espesor de la capa de ozono de una milésima de centímetro, a nivel del mar y temperatura de 20 °C.

La concentración de ozono no es homogénea en todo el planeta, observándose una marcada variación con la latitud. Este gas se forma en casi su totalidad cerca del Ecuador. A pesar de ello, sus concentraciones son menores en las zonas tropicales (250-300 UD), aumentando su valor al dirigimos hacia los polos. Esto se debe a que, una vez formado, el ozono es distribuido en todo el planeta por el movimiento de masas de aire. Su concentración varía con la estación del año, siendo máxima hacia la primavera y mínima hacia el otoño, con una variación estacional más marcada cerca de los polos que del Ecuador. La concentración de ozono también se ve influida por el ciclo solar.

En las últimas décadas se ha observado una disminución en la concentración de ozono estratosférico. Por una parte, existe una disminución global de la concentración de ozono, que es de alrededor del 4 % por década y no es uniforme en todo el planeta ni a lo largo del año. Es mayor en las regiones cercanas a los polos y casi no hay variaciones en las regiones tropicales. Además, es mayor en invierno y primavera que en verano.

Por otra parte, existe una pronunciada disminución, más del 50 %, en la concentración de ozono sobre la Antártida y zonas vecinas que comienza a fines del invierno y se prolonga durante la primavera. Finalizada la primavera los niveles de concentración de ozono vuelven a valores casi normales.

El ozono es una sustancia formada por unidades (moléculas) de tres átomos de oxígeno y por lo tanto constituye otra variedad de dicho elemento, además del dióxígeno que forma parte del aire. El ozono es entonces un alótropo del oxígeno. Esta variedad alotrópica triatómica es diamagnética (no afectada por campos magnéticos), y tiene un punto de ebullición de 250,6 K, considerablemente más elevado que el del dióxígeno. El líquido es de color azul intenso y es tóxico en concentraciones superiores a las 100 partes por millón. La estructura de la molécula de ozono fue objeto de discusión durante mucho tiempo, pero distintos estudios realizados confirman la estructura angular, desechándose la cíclica anteriormente difundida.

Según mediciones efectuadas, de cada diez millones de moléculas de aire, ¡sólo tres son de ozono! Esto significa que, aproximadamente, en promedio: en 1 m³ de aire hay unas 8. 10¹⁸ moléculas de ozono.

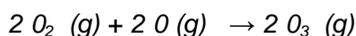
Aquí es interesante detenernos en un detalle importante: tres moléculas de ozono en 10 millones de moléculas de aire, aunque sea un promedio, parece muy poco; sin embargo, corresponde a un número enormemente alto de moléculas en un metro cúbico. Esto es una nueva indicación del tamaño extraordinariamente pequeño de las moléculas.

El primer instrumento para medir la concentración de ozono en forma rutinaria fue desarrollado por G. M. B. Dobson en 1920. En 1957 se instaló una red mundial de equipos Dobson. Al presente existen alrededor de cien de estos fotómetros distribuidos en todo el mundo.

Utilizando un principio similar, en la década del '70 se desarrolló un equipo denominado Brewer, del cual hay varias versiones, que posibilita medir la concentración de ozono y la radiación UV y permite determinar la concentración de otros compuestos tales como dióxido de nitrógeno y dióxido de azufre.

En agosto de 1987, la NASA, junto con otras instituciones y universidades de EEUU, organizó una expedición desde Punta Arenas, cuya finalidad era la de determinar el alcance y causas de la disminución del ozono antártico. Se utilizaron aviones especiales en los que se instalaron instrumentos para realizar mediciones de diversos parámetros, entre ellos: concentración y distribución de ozono; aerosoles; agua; monóxido de cloro, dióxido de cloro, monóxido de bromo, dióxido de nitrógeno y ácido nítrico. El ozono es producido por la acción de la luz solar sobre el dióxígeno, por lo tanto para su formación son necesarios ambos factores, según la teoría fotoquímica del ozono formulada por Chapman. Cincuenta años atrás la formación de la capa de ozono en la estratósfera fue descrita en términos de unas pocas reacciones químicas y fotoquímicas. Actualmente es necesario conocer las velocidades de al menos 150 reacciones para aproximarse a un modelo preciso que describa la estratósfera y permita predecir los cambios que se producirán por la introducción de ciertos contaminantes.

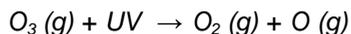
A continuación presentamos sintéticamente el proceso de formación del ozono:



para lo cual la radiación UV debe tener una longitud de onda menor que 242 nm. Estas ecuaciones combinadas dan la formación de ozono a partir de oxígeno:



A su vez, el ozono formado en la estratósfera se descompone naturalmente por efecto de la radiación solar ultravioleta de la siguiente manera:



Ciertas sustancias presentes en la atmósfera pueden interferir en este mecanismo natural y provocar la destrucción del ozono. Entre ellas se encuentran los compuestos denominados CFC (clorofluorocarbonados), utilizados por ejemplo como propelentes en aerosoles, que llegan a la estratósfera y se descomponen por efecto de la radiación UV, liberando átomos de cloro libres que reaccionan con las moléculas de ozono.

Te sugerimos la siguiente actividad:

- a) Elaborar una lista de palabras clave extraídas del texto y relacionadas con la Química.
- b) Efectuar un resumen del texto de no más de 250 palabras que incluya las palabras clave seleccionadas en el inciso a).

Por siempre química...

Finalmente, a modo de cierre, deseamos hacer hincapié sobre la actualidad de la Química y su proyección a futuro, dado que si bien su desarrollo trajo aparejado una serie de problemas medioambientales, también hay que reconocerle los innumerables descubrimientos que nos permiten vivir y desarrollarnos con un mayor confort, logrando una mejor calidad de vida al alcance de todos.

En relación con esto te proponemos a continuación la lectura de un artículo publicado por la Asociación Química Argentina en la revista *Industria & Química* y, al finalizar la misma, te sugerimos la realización de la actividad de cierre que intenta sintetizar los aportes de esta ciencia a la humanidad.

La química al servicio de la humanidad

Eduardo A. Castro.

CEQUINOR, Departamento de Química, Facultad de Ciencias Exactas,
Universidad Nacional de La Plata, C. C. 962, 1900 La Plata, Argentina.

Las computadoras y el Internet evidentemente constituyen una de las mayores fuerzas impulsoras que están modelando casi todos los aspectos de la sociedad. A pesar de que en muchos círculos se insiste en identificar los bienes tecnológicos con las existencias computacionales, es indudable que la química en todos sus campos de investigación y desarrollo sigue siendo un componente vital de la alta tecnología. Y es por ello que se puede hablar de una “química al servicio de la humanidad”.

El desenvolvimiento en nuestro mundo actual es realmente incomprensible. La ciencia está avanzando en todos los frentes, especialmente la química y la biología trabajando juntas a una velocidad sostenida e intensa, de un modo como nunca lo habían hecho antes, para comprender la vida en general y a los seres humanos en particular. La tecnología, abarcando desde las computadoras y el Internet hasta los dispositivos médicos para la ingeniería genética y las nanotecnologías, está transformando de un modo evidente nuestro mundo y nuestra existencia en él. Resulta un tanto inocuo e ingenuo tratar de predecir hacia dónde nos conducirán la ciencia y la tecnología en la próxima década. Solamente se puede afirmar que todavía no lo sabemos.

Lo que se sabe con certeza es que los 6.000 millones de habitantes de la Tierra estamos enfrentando desafíos enormes. Las Naciones Unidas en su estimación del año 1998, así como las proyecciones consecuentes, anticipan una población mundial de entre 7,3 y 10,7 miles de millones de habitantes hacia el año 2050, en tanto se mantenga una tasa de natalidad razonable. Asimismo, la gente vive más tiempo, lo cual es muy bueno desde un punto de vista individual pero, al mismo tiempo genera retos muy serios para el cuidado de la salud y los servicios sociales en todo el mundo. Este informe de las Naciones Unidas del año 1998 estima por primera vez el número de octogenarios, nonagenarios y centenarios que viven al día de hoy y su proyección hacia el año 2050.

En 1998 había 66 millones de personas con 80 o más años, o sea una de cada 100 personas. Se espera que este número se incremente por un factor 6 hacia el 2050, o sea 370 millones, lo cual equivale a una entre 24 personas. Hacia 2050, más de 2,2 millones de personas tendrán 100 o más años de edad.

Y es aquí precisamente que se centra el desafío fundamental que enfrentamos: la creciente y más longeva población mundial debe ser alimentada, vestida, alojada y transportada, de modo tal que todo esto no perpetúe la devastación del medio ambiente labrada a partir de las primeras ondas de la industrialización de los siglos XIX y XX. A medida que aumentamos la producción de los bienes y los servicios al tiempo que se acrecienta el consumo energético para cumplimentar el imperativo de elevar el estándar de vida de los ciudadanos más pobres, tenemos que aprender a desarrollar las actividades económicas de un modo sustentable.

A este respecto hay quienes son optimistas y consideran que la historia de la civilización es una larga serie de triunfos de los seres humanos sobre los límites impuestos por la naturaleza. Desde esta perspectiva la idea de una capacidad acotada de la Tierra (i.e. los recursos de nuestro planeta limitados para poder soportar la vida humana) es una ficción, porque los continuos avances científicos y tecnológicos irán quebrando los límites previamente percibidos. Esta visión tiene su mérito histórico, las predicciones de Dreyfus hechas en 1960 sobre el agotamiento de los recursos materiales que abarcan desde el petróleo y el cromo hasta el agua natural hacia fines de los 80 ó 90 han sido totalmente erróneas.

Si bien no resulta muy inteligente enrolarse en alguna postura extrema (i.e. optimismo o pesimismo a ultranza), no se puede desconocer el hecho de que existen desafíos ambientales de enorme complejidad que bien podrían abatirse sobre nosotros antes de que el progreso tecnológico venga a rescatarnos. El cambio climático global, la destrucción acelerada de los hábitats terrestres y oceánicos, las pérdidas catastróficas de inúmeras especies animales y vegetales, no son problemas que puedan tratarse directa y fácilmente por medio de soluciones tecnológicas directas. Pero lo cierto es que la ciencia y la tecnología han acompañado y en muchos sentidos han impulsado la situación en la que actualmente nos encontramos, y sólo la ciencia y la tecnología, acopladas con un pensamiento innovador y creativo en lo social y en lo económico, pueden conducirnos hacia donde necesitamos estar en este nuevo milenio.

Los químicos, la ciencia química y la industria química (o sea lo que podríamos denominar la actividad química) jugarán papeles centrales en el enfrentamiento de estos enormes desafíos. A modo de ilustración introductoria podemos citar cinco grandes áreas en las cuales la actividad química ya está ofreciendo aportes esenciales. La primera de ellas es la transformación en pleno desarrollo de la industria química orientada hacia la producción sustentable. Aunque este tema no es de conocimiento extendido para el gran público, la industria química está al frente de los esfuerzos corporativos para reducir a un nivel nulo los residuos de la producción industrial. Grandes industrias como DuPont y Dow Chemical están haciendo grandes progresos en todo el mundo para manufacturar productos químicos minimizando los efectos nocivos sobre la naturaleza.

Esta cuestión es de raigambre ética y se genera en los niveles superiores de la estructura gerencial, ya que se deben integrar elementos que históricamente han sido considerados contrapuestos unos con otros, o sea, la triple línea de base de la sustentabilidad: las necesidades económicas, sociales y ambientales. Esto podría llevar a imaginar un futuro donde los procesos biológicos usen recursos renovables como materias primas, empleen energía solar para impulsar el crecimiento, absorban el dióxido de carbono de la atmósfera, desarrollen procesos

a bajas temperaturas y presiones, y produzcan desechos menos tóxicos. Pero también debe tenerse en cuenta que la sustentabilidad es algo más que una filosofía que esas dos compañías químicas proponen y se debe pasar a una instancia práctica y realizable que esas dos mismas compañías ya están materializando en algunas de sus plantas industriales.

Otra manifestación de la evolución de la actividad química es la asociación de la industria química con las ciencias de la vida. La ingeniería genética constituye toda una tecnología revolucionaria. En los años 70 los avances en la investigación científica promovieron de un modo excepcional nuestra percepción del ADN. En tanto siempre ha estado claro que el ácido desoxirribonucleico es un compuesto químico, éste no era una sustancia que podía ser manipulada como otras sustancias (i.e. ser recortado con toda precisión, alterado, reconstituido en una molécula en funcionamiento, etc.). Las técnicas del ADN recombinante comenzaron la transformación del ADN precisamente en tal compuesto químico y las reverberaciones de tales cambios es dable suponer que se harán sentir durante bastante tiempo.

La ingeniería genética es una de las herramientas básicas que los químicos y los biólogos usan para comprender y conocer la vida a nivel molecular. Este medio suministra nuevas vías de acceso a las drogas farmacéuticas y ofrece nuevas aproximaciones para tratar las enfermedades. Asimismo, expande enormemente la habilidad de los agrónomos para introducir ciertas cualidades a las cosechas, una capacidad adoptada, desarrollada y aplicada por numerosas compañías químicas. No hay duda que esta nueva herramienta habrá de jugar un papel preponderante en la alimentación de la población mundial en esta centuria que nace, aunque su adopción ha encontrado algunos contratiempos. En efecto, la biotecnología agrícola ha chocado con el temor público por miedo a las eventuales manipulaciones genéticas y el control sobre los alimentos.

Un tercer aspecto digno de mención es el emprendimiento de lo que quizás sea la mayor epopeya intelectual en la historia de la ciencia: “el intento de comprender en detalle los procesos químicos en el funcionamiento de la mente humana” y con ello a la misma conciencia del hombre y la mujer. En tanto este desafío es, en un dado nivel, investigación básica en su más pura acepción, ello también tiene un significado práctico enorme. Así, por ejemplo, cabe mencionar los ingentes esfuerzos que se están llevando a cabo para comprender las enfermedades neurodegenerativas, tal como la enfermedad de Alzheimer y el mal de Parkinson, que afectan predominantemente a los gerontes, y es posible que se constituyan en una gran dificultad en la salud pública que trata el área de los problemas entre las personas de edad avanzada.

Es bien sabido que la ciencia y la tecnología guardan un doble aspecto (espada de doble filo); así, ellas otorgan el poder para crear y el poder para destruir. Además de los enormes potenciales en los campos de la salud y de la agricultura, la

ingeniería genética podría ser usada para crear agentes patógenos horribles de tipo biológico con fines bélicos. Esto propone otro “serio desafío a la ciencia química: desarrollar métodos para contrarrestar la potencial amenaza de tales armas biológicas letales”. Así, se podría pensar en la posibilidad de producir sensores capaces de detectar la presencia de, o liberar agentes biológicos contra, o diseñar dispositivos que ayuden a predecir, remediar y aliviar los bioataques de aquellos agentes biológicos.

Finalmente, debemos volver a la más mundana, más maravillosa y más esencial molécula sobre la tierra: el agua. Ya está siendo difícil, y hasta trágico en ocasiones, el poder suministrar satisfactoriamente agua potable a vastos sectores de la población mundial. A modo de ejemplo lamentable, baste citar la situación en Bangladesh donde un programa bien intencionado de las Naciones Unidas para el suministro de agua potable a partir de napas acuíferas profundas produjo, por un trágico error, el envenenamiento por arsénico de millones de seres humanos. Actualmente los químicos están trabajando para desarrollar mejores medios para detectar arsénico en agua potable en concentraciones nocivas, así como proponer métodos adecuados que sean aplicables fácilmente en los países pobres y en vías de desarrollo. Asimismo, es necesario discutir la filosofía en la administración de las fuentes de agua potable así como la ciencia para mantenerlas en tal carácter, todo lo cual a corto plazo habrá de ser muy necesario para la adecuada provisión de esta sustancia esencial para los distintos usos vitales.

“En los últimos dos siglos la química ha cambiado al mundo”. Esta ciencia es una herramienta asombrosa que nos “ha permitido comprender la estructura íntima de la materia y nos ha dado la posibilidad de manipular tal estructura” a fin de adaptarla a nuestros propósitos. Ello nos hace capaces de diseccionar a las moléculas de la vida a fin de observar qué hacen ellas. Todo esto nos provee algunos medios para tener una cierta perspectiva sobre el funcionamiento de lo que seguramente es la estructura más compleja del universo: la mente humana, y con ello una vía de acceso directo a lo que constituye la conciencia del hombre. En las próximas décadas seremos testigos de lo que resulte de investigar más profundamente estos misterios y suministrar algunos medios para las necesidades básicas (y también las no tan básicas) de la humanidad.

Actividades

1. Busca en el artículo: a) sustancias simples y sustancias compuestas; b) ¿Se menciona alguna mezcla?

2. ¿En qué consiste el problema fundamental con el que nos enfrentaremos en las próximas décadas? b) ¿Qué medidas se pueden utilizar para enfrentarse a ese problema? c) ¿Por qué los químicos son privilegiados en ese desafío?

3. ¿Cuáles otros problemas éticos no mencionados en el artículo, se deducen del mismo?

4. Menciona al menos una metáfora que utiliza el autor del artículo y explica el significado que le atribuyes a la misma.

5. ¿Con qué otras ciencias se relaciona a la Química en el artículo?

6. Luego de haber leído detenidamente el artículo anterior, comenta en un breve párrafo de no más de 250 palabras y a modo de síntesis de lo trabajado, la siguiente cuestión: ¿Por qué se considera a la Química como “la Ciencia central”, “la Ciencia del cambio”, o también “la Ciencia de la transformación”?

EJERCITACIÓN

Presentamos a continuación un conjunto de ejercicios destinados a consolidar el aprendizaje de los conceptos y procedimientos contenidos en los distintos capítulos de este texto. En este sentido, la resolución de ejercicios y problemas constituye una parte esencial del proceso de aprendizaje, razón por lo cual te sugerimos que efectúes la resolución de los mismos para afianzar aprendizajes teóricos. En la ejercitación propuesta se indican las respuestas de algunos de los ejercicios que poseen resultado numérico.

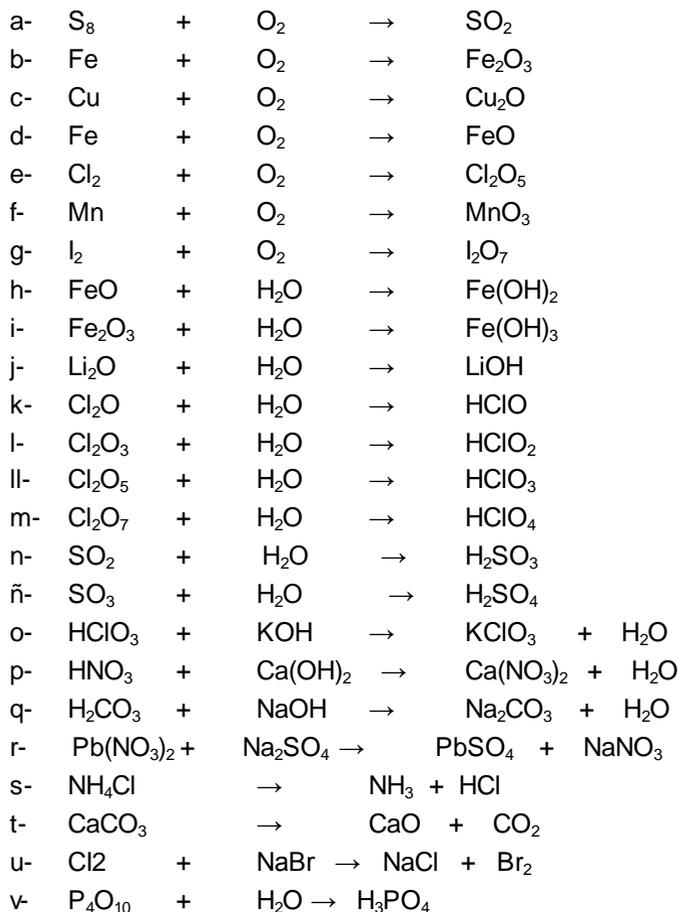
Es relevante remarcar que una vez obtenido un resultado numérico, es *muy importante* analizarlo cuidadosamente para verificar si guarda coherencia con lo que se desea determinar. Por ejemplo, un resultado de una masa de un átomo igual a 38 gramos, indica error en el procedimiento efectuado, dado que un átomo nunca podría tener un valor de masa tan grande.

Además, los resultados numéricos deben expresarse con su correspondiente unidad.

Ejercitación Unidad 6

6-1. ¿Cómo explica que en las grandes ciudades, estatuas, monumentos y edificios se hayan deteriorado más velozmente en los últimos años?

6-2. Balancear las siguientes ecuaciones químicas:



6-3. Clasificar las reacciones del Ejercicio 6-2 según los tipos analizados (combinación, descomposición, metátesis, óxido-reducción y desplazamiento).

6-4. Balancear las siguientes ecuaciones

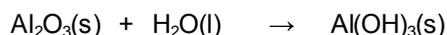
- a) ácido clórico + hidróxido de hierro (II) \rightarrow clorato de hierro (II) + agua
 b) tricloruro de fósforo + agua \rightarrow cloruro de hidrógeno + ácido ortofosforoso
 c) nitrato de plomo (II) + sulfuro de sodio \rightarrow sulfuro de plomo (II) + nitrato de sodio

6-5. Determine el número de oxidación del nitrógeno y del cloro en los compuestos del Ejercicio 6-2 en donde estén presentes.

6-6. Por agregado de ácido clorhídrico sobre fosfato de sodio se obtienen como producto cloruro de sodio y ácido fosfórico.

- a) ¿Qué masa de ácido fosfórico se podrá obtener acidificando 300 gramos de sal?
 b) ¿Cuántos gramos de ácido se deberán agregar?

6-7. Dada la siguiente ecuación química, que representa la reacción química para la obtención de hidróxido de aluminio a partir del óxido:

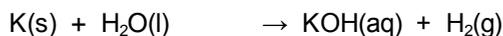


- a) Balancear la ecuación;
 b) Calcular los gramos de cada una de las sustancias que participan de la reacción;
 c) ¿Cuántos gramos de Al_2O_3 y H_2O se necesitan para obtener 350 g de $\text{Al}(\text{OH})_3$?

6-8. Para la reacción de obtención de amoníaco a partir de sus elementos, calcular:

- a) moles de dinitrógeno necesarias para producir 40 moles de amoníaco;
 b) moles de dihidrógeno para que reaccionen con 8 moles de dinitrógeno.

6-9. Cuando al agua se le agrega un trozo de potasio, se produce una reacción muy vistosa con formación de hidróxido de potasio y dihidrógeno, representada por la siguiente ecuación química:



Calcular:

- a) ¿Cuántas moléculas de dihidrógeno se formarán a partir de 1×10^{20} átomos de potasio?
 b) ¿Qué volumen en CNPT ocupará el gas obtenido? y,
 c) ¿Cuántos gramos de hidróxido de potasio se formarán a partir de 5 gramos de metal?

6-10. Cuando el metano (CH_4) se quema en presencia de dióxigeno se produce dióxido de carbono y agua. ¿Cuál es la masa máxima de metano que puede quemarse en presencia de 20 litros de dióxigeno en CNPT?

6-11. Cuando se quema el carbono en presencia de escasa cantidad de dióxígeno, se obtiene un gas tóxico que es el monóxido de carbono. ¿Qué volumen de dicho gas, en CNPT, se formará a partir de 100 gramos de carbono?

Respuesta: 186,7 litros CO (CNPT)

6-12. Considerar la reacción entre níquel metálico y ácido sulfúrico para dar sulfato de níquel y dihidrógeno.

a) Escribir la ecuación correspondiente.

b) Calcular la cantidad necesaria de ácido sulfúrico para que reaccione totalmente con 58 g de níquel.

Respuesta: 96,8 g.

c) ¿Cuál es la masa de dihidrógeno producida?

Respuesta: 1,98 g.

d) ¿Qué volumen ocupará esa masa de dihidrógeno si se la mide en CNPT?

Respuesta: 22,01 litros.

e) Calcular la masa de la sal formada.

Respuesta: 152,8 g.

6-13. La siguiente ecuación química representa la reacción química para obtener agua, a partir de dihidrógeno y dióxígeno:



Si se hace reaccionar 30 moléculas de dihidrógeno y 20 moléculas de dióxígeno

a) Represente a nivel molecular la mezcla inicial y la final;

b) ¿Cuál es el reactivo limitante?;

c) ¿Cuál es el reactivo en exceso y por cuánto?;

d) ¿Cuántas moléculas de agua se forman?

6-14. Para la ecuación que representa la reacción entre el carbonato de calcio y ácido clorhídrico para producir dióxido de carbono, agua y cloruro de calcio

Si se hace reaccionar 50 g de ácido y 110 g de carbonato de calcio, determinar:

a) ¿Cuál es el reactivo limitante?

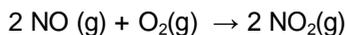
b) ¿Cuál es el reactivo en exceso y por cuánto?

c) ¿Cuántos gramos de cloruro de calcio se forman?

6-15. Se desea conocer la cantidad de moles de dióxido de nitrógeno que se formará a partir de 5 moles de monóxido de nitrógeno y 2 moles de dióxígeno.

Respuesta:

La ecuación y balanceada es:



Si se desea calcular la cantidad de NO_2 que se forma cuando reaccionan 5 moles de monóxido de nitrógeno con 2 moles de dióxígeno, el razonamiento que se aplica es el siguiente:

2 moles de NO reaccionan con 1 mol de O_2 , 5 moles de NO reaccionarán con x moles de O_2 .

$$2 \text{ mol NO} \text{ ————— } 1 \text{ mol O}_2$$

$$5 \text{ mol NO} \text{ ————— } x = \frac{5 \text{ mol NO} \times 1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol NO}} = 2,5 \text{ mol O}_2$$

Por lo tanto, para la cantidad de NO puesta en el recipiente el O_2 presente no es suficiente (necesito 2,5 moles y tengo sólo 2) y se agotará antes que todos los moles de NO hayan reaccionado. En consecuencia, el O_2 es el reactivo limitante y al cálculo lo debemos basar en él. El siguiente paso consiste en calcular la cantidad de NO_2 formado. El razonamiento utilizado sería: si 1 mol de O_2 produce 2 moles de NO_2 , 2 moles de O_2 producirán x.

$$1 \text{ mol O}_2 \text{ ————— } 2 \text{ mol NO}_2$$

$$2 \text{ mol O}_2 \text{ ————— } x = \frac{2 \text{ mol O}_2 \times 2 \text{ mol NO}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 4 \text{ mol NO}_2$$

Al final de la reacción quedarán en el recipiente los 4 moles de NO_2 formados y el exceso de reactivo que no ha podido reaccionar. Este exceso es simplemente la diferencia entre la cantidad colocada en el recipiente y lo que ha reaccionado. Si cada mol de dióxígeno reacciona con 2 moles de NO, los 2 moles que tengo reaccionarán con 4 moles de NO.



$$2 \text{ mol } O_2 \text{ ————— } x = \frac{2 \text{ mol } O_2 \times 2 \text{ mol } NO}{\text{mol } O_2} = 4 \text{ mol } NO$$

En este caso, la cantidad de reactivo en exceso o sobrante será:

$$5 \text{ mol } (NO)_{\text{iniciales}} - 4 \text{ mol } (NO)_{\text{reaccionados}} = 1 \text{ mol de } NO$$

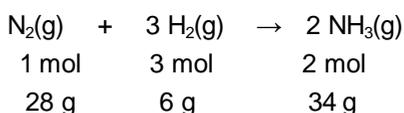
6-16. Para la síntesis de amoníaco a partir de sus reactivos se desea conocer:

- la ecuación balanceada que representa la reacción de síntesis;
- los moles de amoníaco que se formarán a partir de 150 gramos de dinitrógeno;
- los moles de hidrógeno necesarios para obtener 50 litros de amoníaco CNPT,
- la cantidad de gramos de amoníaco que se formarán a partir de 5 moles de hidrógeno y 150 gramos de dinitrógeno.

Respuesta:

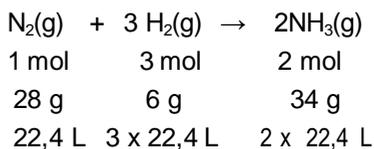


b) si se desean calcular los moles de NH_3 que se forman a partir de 150 gramos de dinitrógeno buscamos la relación entre reactivo expresado en gramos y producto en moles.



$$150 \text{ g } N_2 \text{ ————— } x = \frac{150 \text{ g } N_2 \times 2 \text{ mol } NH_3}{28 \text{ g } N_2} = 10,7 \text{ mol } NH_3$$

c) Para hallar los moles de hidrógeno que producen 50 litros de amoníaco, debemos completar la tabla de datos auxiliares, con los volúmenes en CNPT.



y al igual que en el inciso anterior seleccionamos los datos entre reactivos y productos, expresados cada uno de ellos en las unidades adecuadas.

$$\begin{array}{l} 2 \text{ (22,4) litros } \text{NH}_3 \quad \text{—————} \quad 3 \text{ mol } \text{H}_2 \\ 50 \text{ litros } \text{NH}_3 \quad \text{—————} \quad x = \frac{50 \text{ L } \text{NH}_3 \times 3 \text{ mol } \text{H}_2}{44,8 \text{ L } \text{NH}_3} = 3,35 \text{ mol } \text{H}_2 \end{array}$$

d) Lo primero es hallar el reactivo limitante pues no es lo mismo usar cualquiera de los datos en forma indiferente. El razonamiento que se aplica es el siguiente:

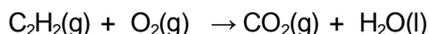
Si 3 moles de H_2 reaccionan con 28 g de N_2 , 5 moles de H_2 reaccionarán con x g de N_2 .

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad 28 \text{ g } \text{N}_2 \\ 5 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad x = \frac{5 \text{ mol } \text{H}_2 \times 28 \text{ g } \text{N}_2}{3 \text{ mol } \text{H}_2} = 46,7 \text{ g } \text{N}_2 \end{array}$$

Por lo tanto, para que se consuma la cantidad de H_2 disponible necesitamos 46,7 gramos de dinitrógeno y tenemos 150 gramos, por lo que el N_2 queda en exceso. En consecuencia el H_2 es el reactivo limitante. El siguiente paso consiste en calcular la cantidad de NH_3 formado, utilizando la cantidad de reactivo limitante:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad 34 \text{ g } \text{NH}_3 \\ 5 \text{ mol } \text{H}_2 \quad \text{—————} \quad x = \frac{5 \text{ mol } \text{H}_2 \times 34 \text{ g } \text{NH}_3}{3 \text{ mol } \text{H}_2} = 56,7 \text{ g } \text{NH}_3 \end{array}$$

6-17. La combustión del acetileno, fuertemente exotérmica, es aprovechada en la soldadura autógena. El soplete oxiacetilénico, como el nombre lo dice, es alimentado con dióxígeno y acetileno y en presencia de una chispa se produce la siguiente reacción:



- Balancear la ecuación;
- Representar la reacción a nivel molecular usando esferas para representar los átomos;

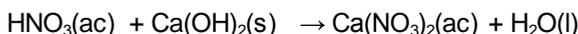
c) ¿Cuántos gramos de CO₂ se formarán al encender una mezcla que contiene 4,85 g de acetileno y 7,1 g de dióxigeno?

Respuesta: 7,81 g.

6-18. Para la reacción: $2 \text{HI}(\text{ac}) + \text{SO}_3(\text{g}) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{I}_2(\text{s}) + \text{SO}_2(\text{g})$ calcular:

- la masa de agua que se formará a partir de 68 gramos de HI y 60 gramos de SO₃;
- el volumen de SO₂ obtenido (CNPT);
- la cantidad de moles de I₂ producida.

6-19. Si se hacen reaccionar 300 gramos de ácido con 200 gramos de hidróxido según la reacción:



- Balancear la ecuación.
- ¿Qué masa de sal se formará?
- ¿Cuántas moléculas y cuántos moles de moléculas de agua se formarán?

6-20. Considerar la siguiente reacción química que ocurre a 750°C:



- Balancear la ecuación
- Realizar la representación de la reacción a nivel molecular
- Si inicialmente se colocan 10 gramos de N₂ con 2 moles de H₂O ¿Reaccionan completamente los reactivos?
- ¿Cuántos gramos del reactivo en exceso quedan sin reaccionar?

Respuesta: 16,7 g.

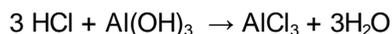
e) ¿Cuántos moles de NH₃ se forman?

Respuesta: 0,71 moles.

f) ¿Cuántos litros de O₂ medido en CNPT se producen?

Respuesta: 12 litros O₂.

6-21. Si se hace reaccionar 200 gramos de ácido con 250 gramos de hidróxido según la reacción:



- a) ¿Dentro de qué tipo puede clasificarse la reacción?
- b) ¿Qué masa de agua se formará?

6-22. Una reacción para la obtención del oro es la siguiente:



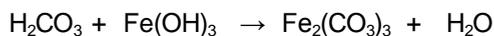
Considerando la ecuación química anterior:

- a) ¿Cuáles son los reactivos y cuáles son los productos?
- b) Calcula la masa de NaCN que es necesaria para reaccionar con 1 kg de oro.
- c) ¿Cuántos gramos de Na [Au(CN)₂] se formarán?
- d) Si de la reacción anterior se obtuvieron 180 moles de NaOH, 1) ¿qué cantidad de moles de dióxigeno se consumieron? 2) ¿cuántas moléculas son?
- e) Si se mezclan 150 gramos de oro y 200 gramos de cianuro de sodio, ¿qué masa de Na [Au(CN)₂] se formará?
- f) Si se desea preparar 50 litros de una solución 0,5 M de NaCN ¿qué masa de sal debería utilizarse?

6-23. Reaccionan 240 g de KOH con 375 mL de H₂SO₄ 3,5 M para formar K₂SO₄ y agua. Calcular:

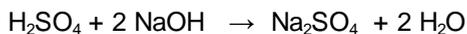
- a) La masa de agua producida.
- b) El número de moles de átomos de potasio presentes en la sal formada.

6-24. Para la siguiente reacción:



- a) Balancear la ecuación e indicar el nombre de cada uno de los compuestos. Si se hacen reaccionar 350 mL de H₂CO₃ 2 M, con 53,8 gramos de Fe(OH)₃:
- b) Hallar la masa formada de sal;
- c) Hallar la masa producida de H₂O;
- d) Hallar el número de moléculas de H₂O formadas y
- e) Hallar la masa de sustancia en exceso.

6-25. ¿Cuántos moles de agua se formarán a partir de la reacción entre 150 gramos de ácido sulfúrico con un 4,3 % de impurezas y 30 moles de hidróxido de sodio? La ecuación química correspondiente es:



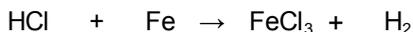
6-26. Dada la ecuación: $\text{PCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_3 + \text{HCl}$

- Balancear la ecuación.
- Si se obtuvieron 15 moles de cloruro de hidrógeno ¿qué masa de PCl_3 con un 80% de pureza se usó?

Respuesta: 859,4 g

6-27. Se agrega exceso de ácido clorhídrico sobre 1,68 gramos de hierro metálico que contiene impurezas; obteniéndose como productos cloruro de hierro (III) y 570 mililitros de dihidrógeno en condiciones normales (CNPT).

Programa de Ingreso **UNL** / Curso de Articulación Disciplinar: Química 50
Química. Conceptos fundamentales/ **Unidad 6.** Reacciones químicas



- Balancear la ecuación que representa esta reacción.
- Hallar la pureza del metal.

6-28. Se hacen reaccionar 280 g de hidróxido de cobalto (II) impuro, con ácido ortofosfórico en exceso, para formar ortofosfato de cobalto (II) y agua.



- Balancear la ecuación.
- Si se obtuvieron 320 g de la sal, ¿Cuál era la pureza del hidróxido de cobalto (II) utilizado?

Solución Ejercicio 6-27

Inicialmente escribimos la ecuación balanceada, y establecemos la relación de moles y gramos.

	3	+	2	→		+	6
	$\text{Co}(\text{OH})_2$		H_3PO_4		$\text{Co}_3(\text{PO}_4)_2$		H_2O
Gramos	278,7		196		366,7		108
Moles	3		2		1		6

Como desconocemos la pureza del hidróxido de cobalto (II), debemos utilizar el

dato cierto, que corresponde a la masa de sal obtenida, la cual necesariamente está conformada por los elementos correspondientes.

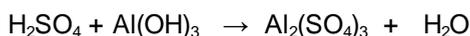
$$\begin{array}{l}
 366,7 \text{ g Sal (H}_3\text{PO}_4) \quad \rightarrow \quad 278,7 \text{ g de Co(OH)}_2 \\
 320 \text{ g Sal (H}_3\text{PO}_4) \quad \rightarrow \\
 x = \frac{320 \text{ g H}_3\text{PO}_4 \times 278,7 \text{ g Co(OH)}_2}{366,7 \text{ g H}_3\text{PO}_4} = 243,2 \text{ g Co(OH)}_2
 \end{array}$$

Como el ácido ortofosfórico se encontraba en exceso, el Co(OH)_2 limita la reacción, entonces la cantidad real (o fracción pura) del hidróxido de cobalto (II) es de 243,2 g. Sabiendo que la cantidad de sustancia disponible estaba impura (correspondiendo al total de sustancia o 100%):

$$\begin{array}{l}
 280 \text{ g Co(OH)}_2 \quad \rightarrow \quad 100 \% \\
 243,2 \text{ g Co(OH)}_2 \quad \rightarrow \quad x = \frac{243,2 \text{ g Co(OH)}_2 \times 100 \%}{280 \text{ g Co(OH)}_2} = 86,9 \%
 \end{array}$$

6-29. Para determinar la pureza del BaCO_3 (s), una muestra de 1,50 kg de dicho compuesto se descompone térmicamente y se obtienen como productos 145 litros (CNPT) de CO_2 (g) y BaO (s). ¿Cuál es la pureza del BaCO_3 ? ¿Qué masa de BaO (s) se produce?.

6-30. Para la siguiente reacción:



- Balancear la ecuación e indicar el nombre de cada uno de los compuestos. Si se hacen reaccionar 335 mL de H_2SO_4 2,5 %m/v, con 25 gramos de Al(OH)_3 de una pureza del 95 %, determinar:
 - La masa de sal formada
 - El número de moléculas de agua formadas
 - El número de moles de átomos totales presentes en la sal formada.

Bibliografía

Atkins, Peter W. *Química General*. Omega SA, 1992.

Bottani, E. [et ál.]. *Química General*. Centro de Publicaciones, Universidad Nacional del Litoral, 2001.

Brescia, Frank [et ál.]. *Fundamentos de Química*. Continental S, 1975.

Brown, Theodore [et ál.]. *Química, la ciencia central*. 5ta edición. Prentice-Hall Hispanoamericana SA, 1993

Chang, Raymond. *Química*. 7ma edición. Mc Graw Hill, 2002.

Chemical Education Material Study (editor: George Pimentel). *Química, una ciencia experimental*. Reverté, 1966.

Moledo, L., Rudelli, M. *Dioses y demonios en el átomo. De los rayos X a la bomba atómica*. Sudamericana, 1996

Parry, Robert [et ál.]. *Química*. Reverté SA, 1973.

Whitten, Kenneth [et ál.]. *Química General*. 5ta edición. McGraw Hill, 1998.