Núm. C
Núm. A
Núm. A
Proced
Precio
Fecha
Clasific
Catalog

Capítulo II.-

REACCIONES QUIMICAS

En el último capítulo nos hicimos la siguiente pregunta, - "¿Cómo conocemos los hechos acerca de las sustancias y las reacciones químicas?". Dijimos, en cierta manera, que un químico "lanza cosas" a las moléculas para descubrir todo lo que pueda acerca de - - ellas. Este proceso de "lanzar cosas", es por cierto experimentación, y generalmente se realiza en el laboratorio. Veamos brevemente cómo el químico ha progresado a medida que han aumentado los conocimientos de su ciencia. Comienza con una pregunta surgida de sus - observaciones, luego idea un experimento, y anota cuidadosamente sus observaciones en un cuaderno de notas de laboratorio. Pensando acerca de sus observaciones y relacionándolas a los conceptos sobre la - naturaleza de átomos y moléculas y la forma en que se enlazan los - compuestos, trata de idear una explicación para las observaciones - realizadas en el experimento. Para probar la utilidad de su explicación (a veces llamada hipótesis), realiza un nuevo experimento, lo - prueba y efectúa más observaciones.

Las observaciones que hace el químico son en realidad respuestas a sus preguntas, que se hace a medida que se realiza el experimento. El sabe que si su hipótesis es verdadera, sus resultados serán observados, y si son falsos, se encontrarán resultados opuestos. Por supuesto, no hará las mismas preguntas en todos los experimentos. La selección de las preguntas que se va a hacer depende - de la naturaleza de la hipótesis que desea comprobar y de sus observaciones anteriores en cuanto a los factores relacionados con su hipótesis. Por ejem. el puede ahora, si su hipótesis es cierta, decir que el amonio se formará en una situación dada. Para decidir si en efecto el amonio se ha formado, buscará cuidadosamente por sus características conocidas; en este caso el olor puede ser suficiente. Haremos una lista de preguntas que pueden hacerse en otros casos;

¿Son los productos iniciales y finales gases, líquidos o - sólidos?

¿Cuál es su color? ¿Su densidad? ¿Su dureza o blandura, -- fragilidad o tenacidad?

¿Son solubles en agua - en benceno - en alcohol?

¿A que temperatura cada una de las sustancias iniciales - y finales se funden y ebullen?

¿La mezcla reaccionante se calienta o se enfría a medida - que la reacción continúa? ¿se produce luz? ¿es ruidosa?

¿Se necesitan condiciones especiales de temperatura o presión para hacer marchar la reacción?

¿Cuánto tiempo es necesario para que se realice la reacción? Eso es, ¿cuál es la velocidad de la reacción?

¿Cuál es la composición química de cada una de las sustancias, tanto las sustancias iniciales como los productos resultantes?

El número de preguntas posibles es ilimitado, pero en un experimento dado, sólo un número limitado de preguntas tendrán relación directa con el problema.

Hay que destacar que algunas preguntas quedan mejor puestas en la forma, ¿"Qué sucede?" mientras que otras en la forma - "¿Cuánto?".

Las respuestas al primer tipo de preguntas, son cualitativas; aquellas del segundo tipo son cuantitativas. Nosotros podemos obtener ambos tipos de respuestas, dependiendo de la forma en que hagamos el experimento. Por ejemplo, podemos tomar unos pocos cristales de cloruro de sodio, ponerlos en agua y ver que se disuelvan. Cualitativamente podemos decir que el cloruro de sodio es soluble en agua. Pero, además podemos pesar la cantidad de cloruro de sodio que se disuelve en un volúmen de agua determinado y encontrar que el máximo que disuelve el agua a 25°C son 36 gr. por 100 ml. Esta es una observación o respuesta cuantitativa.
Ejercicio: ¿La determinación del punto de fusión y de ebullición de una sustancia es una medida cualitativa o cuantitativa.

En los párrafos siguientes (2 - 1 al 2 - 6) examinaremos algunas de las asombrosas transformaciones que experimentan las moléculas en varias circunstancias, de forma que se puedan aumentar las preguntas sugeridas en p. 1 de este capítulo. No intentaremos en este punto sugerir la forma en que estas transformaciones pueden entenderse; eso vendrá más adelante. Trataremos, de alguna manera aumentar algunas preguntas para los cuales Ud. puede encontrar respuestas en el laboratorio. Las reacciones tendrán cierto significado en cuanto envuelve sustancia e ideas que conciernen a los químicos. Creemos que provocarán preguntas en su mente, lo cual es importante para buscar respuestas.

2 - 1.- DIAMANTE Y GRAFITO (AMBOS CARBONO) ARDEN EN OXIGENO

Si el diamante se calienta a una alta temperatura en gas oxígeno, el diamante desaparece gradualmente, y el producto de la reacción es un gas incoloro e inodoro. Cualitativamente podemos decir que las propiedades del diamante-duro, trasparente, brillante, cristalino - han desaparecido y el produdto, por lo que podemos ver tiene propiedades semejantes al otro reaccionante, oxígeno. Ambos, el oxígeno y el producto de la reacción son gases (a la temperatura ambiente), siendo incoloros e inodoros.

Observaciones cualitativas similares se pueden hacer con los reaccionantes grafitos y oxígeno. Aquí, las propiedades negro,

brillante, resbaladizo y suave del grafito desaparecen, y como en el caso del diamante el producto es un gas incoloro e inodoro.

Si hacemos medidas cuantitativas de las dos reacciones, podremos aprender cosas sorprendentes. Comenzando con 1,00 g. de muestra de ambos, diamante y grafito, lo calentamos a 4000°C con tres litros Oxígeno (volúmen medido a 0°C antes de comenzar a calentar). En cada experimento, después que todo el diamante o el grafito ha desaparecido y el producto se ha enfriado a 0°C, se ha encontrado con sorpresa que el volúmen del producto es aproximadamente igual al volúmen original del oxígeno, i.e. tres litros. Si este gas se hace burbujear a través de una solución de hidróxido de bario, un precipitado blanco precipita en la solución. Después de efectuar esta operación, el volúmen del gas es solamente de 1.14 lt. Cuando se introduce una astilla con un punto en ignición en el gas, éste arde. Esto último es una prueba cualitativa para el oxígeno. El precipitado blanco se separa de la solución por filtración, se seca y se pesa. Pesa 16.3 g. Si tratamos de fundirla, encontraremos que a 1450°C se descompone y escapa un gas. El volúmen de este gas medido a 0°C es 1,86 lt. El sólido blanco que queda pesa 12,8 g. El gas es soluble en agua, y si disolvemos lo suficiente de él (se necesitará algo de presión) obtendremos una solución de sabor semejante al agua mineral (otra característica cualitativa) El gas se llama dióxido de carbono).

El punto asombroso de esto es que obtenemos los mismos productos aunque empecemos con grafito o diamante. El dióxido de carbono derivado del grafito es imposible de distinguir, en cantidad y propiedades, de aquel derivado del diamante. Como se puede ver es imposible para cualquiera que por primera vez vé trozos de diamante y grafito, deducir que son de la misma sustancia, pero el químico está forzado a concluír que son dos formas de una misma sustancia. Esa sustancia es el carbono. ¿Cómo puede existir una sustancia en tan diferentes formas? Este es un factor difícil de explicar, pero como veremos luego (capítulo VI), puede ser explicado sólo en términos de la arquitectura química acerca de la cual ya hablamos en el capítulo I.

Volviendo a los datos cuantitativos, resumámoslos en una tabla.

Cantidad de sustancia al comienzo		
Carbono (diamante o grafito)	1.00 g.	
Oxígeno	3.00 lt.	(a)
Cantidades de sustancia después de completada la reacción		
Carbono	nada	
Oxígeno	1.14 lt.	(b)
Dióxido de carbono	1.86 lt.	

Cálculos:

Oxígeno consumido	(a - b)	1.86 lt.

Ahora podemos escribir esto en la siguiente forma:

Carbono más oxígeno produce dióxido de carbono

(1,00 g.) (1,86 lts) (1,86 lts)

o en una forma más simple:

Carbono	+	Oxígeno	=	Dióxido de Carbono
(1,00 g.)		(1,86 lt.)		(1,86 lt)

Anotamos aquí un interesante factor, que el volúmen de oxígeno usado es igual al volúmen de dióxido de carbono producido en esta reacción. El significado de esto aparece en el Capítulo IV.

La reacción del dióxido de carbono con el hidróxido de bario da carbonato de bario que es insoluble en agua. Cuando se calienta el carbonato de bario se descompone en óxido de bario y dióxido de carbono. Hay que hacer notar que el volúmen del dióxido de carbono producido al calentar esta determinada cantidad de carbonato de bario es la misma que el volúmen producido al quemar el grafito o diamante originales.

2 - 2.- SIMBOLOS, FORMULAS Y ECUACIONES

Antes de continuar con la discusión de otra reacción química, debemos detenernos un momento para discutir algo sobre "Taquigrafía química" que nos ahorrará mucho tiempo al hablar sobre reacciones. Hay sobre 100 elementos con nombres que contienen de cuatro a doce letras. Por conveniencia, estos nombres se han abreviado en forma corta llamados símbolos. Así "C" significa carbono y "O" indica al elemento oxígeno. Usando estos símbolos podemos ahorrar mucho tiempo y espacio al escribir las reacciones químicas.

Estos símbolos también pueden ser usados para indicar un átomo de un elemento. Cuando los símbolos son usados en esta forma el gas oxígeno, que los químicos han descubierto por experimentos que tiene dos átomos en una molécula, se escribe O_2. El subíndice 2 indica que dos átomos de oxígeno están unidos en el gas oxígeno. Así la definición de molécula que dice que es la más pequeña unidad de un compuesto, es modificada para incluír O_2, O_3, N_2, Cl_2 como también algunos otros elementos. Por esto decimos que los elementos están formados de moléculas, cada una de las cuales contiene más de un átomo.

El carbono sólido en forma de diamante o grafito está formado de muchos átomos de carbono unidos, el número de átomos depende solamante del tamaño del trozo. Indudablemente, es probable que un diamante de cualquier tamaño sea en realidad una sola molécula grande. En el Capítulo VI veremos como se ordenan los átomos. En este

caso no tratamos de indicar con un subíndice cuántos átomos de carbono hay incluídos. Simplemente representamos al diamante y al grafito por C.

Fórmulas: La fórmula de una molécula es una designación abreviada del tipo y número de átomos de la molécula. La fórmula para el dióxido de carbono, CO_2 indica no sólo que está compuesto de oxígeno y carbono, sino que en cada molécula hay dos átomos de oxígeno y un átomo de carbono. Los manuales de Química (*) poseen una lista de nombres, fórmulas y varias propiedades físicas de muchos compuestos.

Encontrará que es interesante y útil familiarizarse con estos manuales.

Ecuaciones: Esta notación química abreviada es muy útil para escribir reacciones químicas.

Para la reacción

Diamante o grafito (carbono) reacciona con oxígeno para producir dióxido de carbono (1) podemos escribir

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 \qquad (2)$$

Esto se llama una ecuación química.

La ecuación (2) es realmente mucho más informativa que la larga frase (1). La forma abreviada, nos provee de las siguientes informaciones:

a) El nombre de los reaccionantes y el producto.
b) El número de átomos en cada molécula de los reaccionantes y del producto.
c) El número de átomos o moléculas de cada sustancia que reacciona y que se produce.

En este caso, hay sólo un átomo o molécula de cada sustancia. Veremos más adelante que hay reacciones en las cuales más de una molécula de una sustancia se necesita o se puede formar. Esto se indica colocando el número apropiado delante de la fórmula de aquella sustancia en la ecuación (ver e.g., pág.6-10)

El hecho que la ecuación (2) contenga más información que

(*) 1) Handbook of Chemistry & Physics - Chemical Rubber Publishing Company
2) Lange's Handbook of Chemistry - Handbook publishers, Inc. - Sandusky, Ohio.
3) The Merck Index - Merck and Company, Rahway, - New Jersey

la frase (1) no se debe solamente al resultado de cambiar las palabras en abreviaturas. Significa que debe "reunirse mayores informaciones en el laboratorio antes de pasar de la vaguedad de (1) a la precisión de (2). La escritura de una reacción química, en sí misma no garantiza que esa reacción se pueda realizar. Las ecuaciones sólo describen lo que ha sido observado o lo que puede ser probado por experimentos. Es posible escribir ecuaciones para reacciones que la experiencia demuestra que no ocurren.

En capítulos subsiguientes y en experimentos de laboratorio, encontraremos con mayor detalle que información debe obtenerse para decidir la ecuación apropiada que describa lo que se observa de la reacción.

2 - 3.- EL MAGNESIO ARDE EN OXIGENO

Veamos ahora la reacción del oxígeno con otra sustancia, el magnesio. Esta reacción no es nueva para nosotros. Cuando se dispara la ampolleta del flash de una máquina fotográfica, se observa una luz blanca brillante. Al mismo tiempo, la ampolleta se calienta bastante. Este desprendimiento de calor y luz es el resultado del magnesio cuando arde. Se puede preguntar por qué y como reacciónó el magnesio. Podemos hacer una serie de experimentos para explorar estas preguntas.

¿Reaccionó con el oxígeno de la misma manera que el oxígeno con el carbono? Puesto que el oxígeno está presente en el aire, puede ser que obtengamos una información útil encendiendo un trozo de magnesio en el aire. Por ejemplo, podemos colocar un trozo de magnesio en forma de cinta en la llama de un mechero Bunsen. De lo que observaríamos, diríamos que el magnesio sólido, brillante, flexible, maleable, reacciona con el aire incoloro e insípido, que contiene oxígeno para producir un sólido blanco, el óxido de magnesio (ver fig.2-2). Si suponemos que la combustión del magnesio en el aire es el mismo tipo de reacción que ocurrió en la ampolleta de flash, podemos concluír que la combustión del magnesio provoca la liberación de energía en la forma de calor y luz.

Debemos reconocer que solamente tenemos descrita una parte del sistema y que tenemos algunas afirmaciones que no han sido corroboradas por nuestras observaciones experimentales. La afirmación hecha es que el oxígeno del aire ha reaccionado con el magnesio. Presumimos que la combustión del magnesio iba acompañada del desprendimiento de calor. El sistema no ha sido completamente descrito pues no hay información que indique cuánto oxígeno se necesita para convertir un peso dado de magnesio en óxido de magnesio. También falta conocimiento sobre dónde ocurre la reacción; ¿en todo el metal? ¿en la superficie externa del metal mismo? Actualmente, toda la información obtenida al quemar magnesio en el aire es de naturaleza cualitativa.

Veamos ahora que sucede cuantitativamente cuando quemamos 1. 2 g. de muestra de magnesio en diferentes cantidades de oxígeno.

En cada caso en que no se use todo el magnesio, separaremos magnesio metálico y óxido blanco de magnesio y las pesaremos cada uno de ellos. El resultado de varios experimentos están acumulados en la Tabla 2-1.

Represente gráficamente los datos de la Tabla 2-1 en su cuaderno de notas de laboratorio ⟨peso de Mg sobrante (en ordenadas) contra volúmen de O_2 (en abscisas)⟩ ¿qué puede concluír del gráfico que ha construído?

Otra observación cuantitativa que se puede realizar en esta reacción es la cantidad de calor liberada cuando el magnesio se combina con el oxígeno. El calor se mide en unidades llamadas calorías. Una caloría es el calor necesario para aumentar la temperatura de un gramo de agua en un grado centígrado (entre 14. 5° y 15. 5°).

Tabla 2 - 1

REACCION DEL Mg CON O_2

P.del Mg usado	Volúmen de O_2 medido a 0°C.	P. de Mg sobrante	P.del MgO producido
1. 2 g.	1.0 l.	0.99 g.	0.36 g.
1. 2 g.	2.0 l.	0.77 g.	0.72 g.
1. 2 g.	3.0 l.	0.55 g.	1.09 g.
1. 2 g.	4.0 l.	0.34 g.	1.45 g.
1. 2 g.	5.0 l.	0.12 g.	1.81 g.
1. 2 g.	6.0 l.	0 g.	2.02 g.
1. 2 g.	8.0 l.	0 g.	2.02 g.

El proceso por el cual el calor de una reacción es medido se llama calorimetría. El aparato en el cual el calor de la reacción es medido es el calorímetro. Uno simple se encuentra bosquejado en la fig. 2-2.

En la práctica, no se puede calentar el contenido sin calentar también la bomba metálica. Los metales requieren menos calor por gramo que el agua para aumentar su temperatura. El hierro, por ejemplo, requiere sólo 0,12 calorías por gramo para aumentar su temperatura un grado centígrado. Este valor (0,12 cal/g./°C) es llamado capacidad calórica del hierro. De esta capacidad calórica podemos calcular cuántos gramos de hierro aumentan en un grado de temperatura por una caloría.

$$\frac{1{,}00 \text{ calorías}}{0{,}12 \text{ cal/g./°C.}} = 8{,}35 \text{ g./°C.}$$

En otras palabras, 8,35 g. de hierro son equivalentes en ca-