

AC 14 42

Introducción Ciencias Físico-Naturales, guión 34, autor Jesús González Roperro, emisión 22 del 6 del 79. La velocidad de las reacciones químicas. La velocidad de las reacciones químicas.

Es decir, se oxida, pero un trozo de fósforo blanco se inflama espontáneamente cuando se le expone al aire. Todas estas reacciones con el oxígeno del aire se producen en intervalos de tiempo muy diferentes. Es decir, las reacciones tienen lugar a diferentes velocidades.

Es muy importante estudiar las velocidades de reacción porque se hace necesario muchas veces controlar las reacciones químicas y para ello es imprescindible saber la rapidez con que estas reacciones tienen lugar y los factores que determinan su velocidad. Explicaremos lo que significa la expresión velocidad de reacción por medio de un ejemplo. La reacción entre monóxido de carbono gaseoso CO y dióxido de nitrógeno NO₂.

Los análisis químicos demuestran que los productos de la reacción son dióxido de carbono CO₂ y óxido de nítrico NO. La ecuación de la reacción es monóxido de carbono más dióxido de nitrógeno produce dióxido de carbono más óxido de nítrico. Si preparamos una mezcla de monóxido de carbono y dióxido de nitrógeno y la calentamos a 200 grados centígrados, a medida que el gas se calienta observamos una gradual desaparición del color pardo rojizo de NO₂.

La reacción se ha iniciado y podremos medir su progreso en función del tiempo midiendo el cambio de color durante un intervalo de tiempo conocido. Puesto que los otros gases son incoloros, el cambio de color indicará el número de moles de NO₂ que han reaccionado transcurrido un intervalo de tiempo. El cociente entre los moles que reaccionan y el intervalo de tiempo medido se llama velocidad de la reacción.

Velocidad es igual a cantidad de dióxido de nitrógeno consumida partido por intervalo de tiempo, lo que es igual a cantidad de dióxido de nitrógeno consumida en la unidad de tiempo. Así pues, podremos expresar la velocidad de la reacción basándonos en la velocidad con que se consume el CO, óxido de carbono, o el NO₂, dióxido de nitrógeno. Pero también podemos expresar el comportamiento de la reacción en función del tiempo sobre la base de la formación de uno u otro de los productos, CO₂, dióxido de carbono o NO, óxido nítrico.

La elección de cualquiera de estas posibilidades se hará según nuestra conveniencia al efectuar las medidas. Si al experimentador le es más fácil medir la formación de dióxido de carbono, podría expresar la velocidad en la forma siguiente. Velocidad es igual a cantidad de dióxido de carbono producido partido por intervalo de tiempo, lo que es igual a cantidad de dióxido de carbono producida por unidad de tiempo.

La cantidad consumida o producida es conveniente expresarla en unidades de presión parcial si la sustancia es un gas, o se utilizan unidades de concentración si el reactivo o el producto están en disolución. Las medidas de tiempo se expresan en las unidades que mejor concuerdan con

la reacción. Microsegundos para la explosión del gas doméstico con el oxígeno.

Segundos o minutos para la combustión de una vela. Días para la oxidación del hierro por la atmósfera. Meses para la putrefacción de la madera.

La velocidad de las reacciones químicas. La velocidad de las reacciones químicas está afectada por diversas causas que vamos a estudiar a continuación. Y así podemos decir que los diversos factores que afectan a la velocidad de una reacción son los siguientes.

A. Naturaleza de los reactivos. B. Efecto de la concentración. C. Mecanismo de la reacción.

D. Efecto de la temperatura. Seguidamente estudiaremos con algún detalle cada uno de estos factores. Para explicar la influencia de la naturaleza de los reactivos sobre la velocidad de reacción, expondremos dos reacciones que deben escribir en un papel.

Reacción 1. Cinco iones oxalato, C_2O_4 , con dos cargas negativas, más dos iones permanganato, MnO_4 , con una carga negativa, más dieciséis iones hidrógeno, H , con una carga positiva, producen diez de dióxido de carbono, CO_2 , más dos iones manganosos, Mn , con dos cargas positivas, más ocho de agua, H_2O . Fundamentalmente esta reacción podemos decir que consiste en la reacción entre los iones oxalato y permanganato en medio ácido para originar dióxido de carbono, agua y ion manganeso. Reacción 2. Ión ferroso, Fe , con dos cargas positivas, más ion cérico, Ce , con cuatro cargas positivas, producen ion férrico, Fe , con tres cargas positivas, más ion ceroso, Ce , con tres cargas positivas.

Esta reacción consiste, como vemos, en la interacción entre los iones ferroso y cérico para producir los iones férrico y ceroso. Para que se produzca la reacción 1 es necesario que se rompan muchos enlaces interatómicos de los iones oxalato y permanganato, seguido de la formación de otros nuevos enlaces. En cambio, la producción de la reacción 2 no implica reajustes de enlace, sino simplemente un intercambio de cargas eléctricas.

Experimentalmente se observa que la reacción 1 es lenta, especialmente a la temperatura ambiente. Por el contrario, la reacción 2 es muy rápida. Estos ejemplos y otros semejantes conducen a las reglas siguientes.

Primera, las reacciones en las que se produce la rotura de enlaces tienden a ser lentas, especialmente a temperatura ambiente. Segunda, las reacciones que no implican reajustes de enlaces son, corrientemente, rápidas a la temperatura ambiente. Todo esto sería muy sencillo si estas reglas se cumplieran siempre perfectamente, pero es necesario señalar que no es así, pues se encuentran bastantes excepciones.

Esto quizá sea porque todavía queda mucho por aprender e investigar en esta problemática. Vamos a estudiar ahora el efecto de la concentración sobre la velocidad de reacción. Los químicos han aprendido experimentalmente que en muchas reacciones, el aumento de la concentración de un reactivo aumenta la velocidad de reacción.

La explicación de esto se basa en un modelo que representa la manera en que se suceden las reacciones químicas en escala molecular. Según la teoría molecular de la materia, es lógico aceptar que para que dos moléculas reaccionen deben ponerse en contacto. Por lo tanto, postulamos que las reacciones químicas dependen de los choques entre las partículas reaccionantes, átomos, moléculas o iones.

Este modelo sobre velocidades de reacción se llama teoría de las colisiones o de los choques, y proporciona una base acertada para comprender el efecto de la concentración. El aumento del número de partículas contenidas en un volumen determinado aumenta la frecuencia de los choques moleculares, y los choques más frecuentes se traducen en una mayor velocidad de reacción. Pasemos a ver cómo el mecanismo de una reacción influye sobre la velocidad de su realización.

Para que una reacción química ocurra es necesario que las partículas de los reactivos choquen. Estas partículas pueden ser átomos, moléculas o iones. Como resultado de los choques podrán tener lugar reajustes de los átomos, electrones y enlaces químicos, con el resultado de la formación de nuevas especies.

Como ejemplo, consideremos la reacción que hemos expuesto al explicar la influencia de los reactivos en la velocidad de reacción. Nos referimos a la reacción entre los iones oxalato, permanganato e hidrógeno. La ecuación indica que deben reaccionar entre sí 5 iones oxalato, 2 iones permanganatos y 10 iones hidrógeno.

Un total de 17 iones. Si esta reacción hubiera de suceder en un solo paso, los 17 iones tendrían que chocar unos con otros simultáneamente. La probabilidad de que esto suceda es extremadamente pequeña y la velocidad de reacción tendría que ser imponderablemente baja.

Para que la reacción tenga lugar con una velocidad fácil de medir es necesario que proceda a través de una serie de pasos sucesivos, ninguno de los cuales requiera un choque tan improbable. La serie de pasos de la reacción es lo que se llama mecanismo de la reacción. Veamos finalmente cómo se explica el efecto de la temperatura en la velocidad de las reacciones químicas.

Son numerosos los ejemplos experimentales en los cuales se demuestra que la elevación de la temperatura tiene un efecto muy marcado sobre la velocidad de las reacciones químicas. Así, la reacción de una vela con el aire. La cerilla enciende la vela elevando su temperatura.

Una vez iniciada, la reacción de combustión desprende por sí sola su calor para mantener la temperatura necesaria para que la reacción prosiga a una velocidad razonable. El aumento de la temperatura acelera la reacción. El mismo tipo de explicación se aplica a la explosión de una cocina llena de gas y aire cuando se introduce en la habitación un cigarrillo encendido.

En las proximidades del cigarrillo se eleva la temperatura de la mezcla de gases y en estos la reacción se acelera desprendiendo calor. Este calor calienta aún más las regiones próximas y la

reacción se propaga más deprisa. La aceleración continúa hasta que, finalmente, en una milésima de segundo aproximadamente, alcanza una velocidad explosiva.

La elevación de la temperatura al aumentar la velocidad de reacción fue el origen de todo. Ante la evidencia de este hecho experimental acuden dos preguntas. ¿Por qué un aumento de temperatura acelera una reacción? ¿Por qué la elevación de temperatura tiene un efecto tan grande? Para responder a estas preguntas volveremos una vez más a la teoría de los choques.

De lo que conocemos sobre los tamaños moleculares podemos calcular que en una mezcla de gas doméstico, principalmente metano, y aire, una determinada molécula de metano choca con una molécula de oxígeno aproximadamente una vez por cada milésima de segundo. Esto significa que cada segundo esta molécula se encuentra con mil millones de moléculas de oxígeno. Sin embargo, la reacción, al parecer, no ocurre.

Podemos llegar a la conclusión de que o bien la mayor parte de los choques son ineficaces, o la teoría de los choques no es una buena explicación. Veremos que lo que realmente sucede es lo primero. Los químicos han establecido que las reacciones ocurren cuando se producen choques, pero solamente cuando los choques se producen con una energía superior a una determinada.

Cuando los choques moleculares se producen con una energía alta, existen destrozos moleculares que denominamos reacciones químicas. Podemos decir que se requiere cierta cantidad de energía para producir una reacción química. Es decir, si se dispone de más energía que un cierto umbral de energía, la reacción se produce, y no se produce en el caso de ser menor.

Experimentalmente se demuestra que la energía cinética de las moléculas aumenta con la temperatura. De esta forma es evidente que al aumentar la temperatura, puedan alcanzar las moléculas el umbral de energía que se necesita para que los choques entre ellas sean eficaces. Cuanto mayor sea la temperatura, mayor será el número de moléculas que tienen una energía superior al umbral de energía, y por consiguiente, mayor será la velocidad de reacción.

Terminamos nuestra exposición subrayando el importante papel desempeñado por la energía como determinante de las velocidades de reacción, lo cual conduciría a consideraciones muy importantes que habría que desarrollar en otro tema. Subtítulos realizados por la comunidad de Amara.org