

REACCIONES QUÍMICAS

Una **reacción química**, también llamada **cambio químico** o **fenómeno químico**, es todo proceso termodinámico en el cual una o más sustancias (llamadas reactantes o reactivos), se transforman, cambiando su estructura molecular y sus enlaces, en otras sustancias, llamadas productos. Los reactantes pueden ser elementos o compuestos. Un ejemplo de reacción química es la formación de óxido de hierro producida al reaccionar el oxígeno del aire con el hierro de forma natural, o una cinta de magnesio al colocarla en una llama se convierte en óxido de magnesio, como un ejemplo de reacción inducida.

A la representación simbólica de cada una de las reacciones se le denomina ecuación química.

Los productos obtenidos a partir de ciertos tipos de reactivos dependen de las condiciones bajo las que se da la reacción química. No obstante, tras un estudio cuidadoso se comprueba que, aunque los productos pueden variar según cambien las condiciones, determinadas cantidades permanecen constantes en cualquier reacción química. Estas cantidades constantes, las magnitudes conservadas, incluyen el número de cada tipo de átomo presente, la carga eléctrica y la masa total.

Se llama fenómeno químico a los sucesos observables y posibles de ser medidos en los cuales las sustancias intervinientes cambian su composición química al combinarse entre sí. A nivel subatómico las reacciones químicas implican una interacción que se produce a nivel de los átomos de valencia llamados electrones de los átomos (enlace químico) de las sustancias intervinientes.

En estos fenómenos, no se conserva la sustancia original, se transforma su materia, manifiesta energía, no se observa a simple vista y son irreversibles, en su mayoría.

La sustancia sufre modificaciones irreversibles. Por ejemplo, al quemarse, un papel no puede volver a su estado original. Las cenizas resultantes formaron parte del papel original, y sufrieron una alteración química.

Respecto a las reacciones de la química orgánica, nos referimos a ellas teniendo como base a diferentes tipos de compuestos como alcanos, alquenos, alquinos, alcoholes, aldehídos, cetonas, etc; que encuentran su clasificación, reactividad y/o propiedades químicas en el grupo funcional que contienen y este último será el responsable de los cambios en la estructura y composición de la materia. Entre los grupos funcionales más importantes tenemos a los dobles y triples enlaces y a los grupos hidroxilo, carbonilo y nitro.

Naturaleza de la reacción: Algunas reacciones son, por su propia naturaleza, más rápidas que otras. El número de especies reaccionantes, su estado físico las partículas que forman sólidos se mueven más lentamente que las de gases o de las que están en solución, la complejidad de la reacción, y otros factores pueden influir enormemente en la velocidad de una reacción.

- **Concentración:** La velocidad de reacción aumenta con la concentración, como está descrito por la ley de velocidad y explicada por la teoría de colisiones. Al incrementarse la concentración de los reactantes, la frecuencia de colisión también se incrementa.

- **Presión:** La velocidad de las reacciones gaseosas se incrementa muy significativamente con la presión, que es, en efecto, equivalente a incrementar la concentración del gas. Para las reacciones en fase condensada, la dependencia en la presión es débil, y sólo se hace importante cuando la presión es muy alta.
- **Orden:** El orden de la reacción controla cómo afecta la concentración (o presión) a la velocidad de reacción.
- **Temperatura:** Generalmente, al llevar a cabo una reacción a una temperatura más alta provee más energía al sistema, por lo que se incrementa la velocidad de reacción al ocasionar que haya más colisiones entre partículas, como lo explica la teoría de colisiones. Sin embargo, la principal razón porque un aumento de temperatura aumenta la velocidad de reacción es que hay un mayor número de partículas en colisión que tienen la energía de activación necesaria para que suceda la reacción, resultando en más colisiones exitosas. La influencia de la temperatura está descrita por la ecuación de Arrhenius. Como una regla de cajón, las velocidades de reacción para muchas reacciones se duplican por cada aumento de 10 ° C en la temperatura, aunque el efecto de la temperatura puede ser mucho mayor o mucho menor que esto. Por ejemplo, el carbón arde en un lugar en presencia de oxígeno, pero no lo hace cuando es almacenado a temperatura ambiente. La reacción es espontánea a temperaturas altas y bajas, pero a temperatura ambiente la velocidad de reacción es tan baja que es despreciable. El aumento de temperatura, que puede ser creado por una cerilla, permite que la reacción inicie y se caliente a sí misma, debido a que es exotérmica. Esto es válido para muchos otros combustibles, como el metano, butano, hidrógeno, etc.

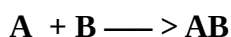
La velocidad de reacción puede ser independiente de la temperatura (no Arrhenius) o disminuir con el aumento de la temperatura (anti Arrhenius). Las reacciones sin una barrera de activación (por ejemplo, algunas reacciones de radicales) tienden a tener una dependencia de la temperatura de tipo anti Arrhenius: la constante de velocidad disminuye al aumentar la temperatura.

- **Solvente:** Muchas reacciones tienen lugar en solución, y las propiedades del solvente afectan la velocidad de reacción. La fuerza iónica también tiene efecto en la velocidad de reacción.
- **Radiación electromagnética e intensidad de luz:** La radiación electromagnética es una forma de energía. Como tal, puede aumentar la velocidad o incluso hacer que la reacción sea espontánea, al proveer de más energía a las partículas de los reactantes. Esta energía es almacenada, en una forma u otra, en las partículas reactantes (puede romper enlaces, promover moléculas a estados excitados electrónicos o vibracionales, etc), creando especies intermediarias que reaccionan fácilmente. Al aumentar la intensidad de la luz, las partículas absorben más energía, por lo que la velocidad de reacción aumenta. Por ejemplo, cuando el metano reacciona con cloro gaseoso en la oscuridad, la velocidad de reacción es muy lenta. Puede ser acelerada cuando la mezcla es irradiada bajo luz difusa. En luz solar brillante, la reacción es explosiva.
- **Catalizador:** La presencia de un catalizador incrementa la velocidad de reacción (tanto de las reacciones directa e inversa) al proveer de una trayectoria alternativa con una menor energía de activación. Por ejemplo, el platino cataliza la combustión del hidrógeno con el oxígeno a temperatura ambiente.

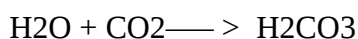
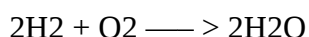
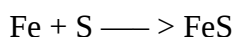
- **Isótopos:** El efecto isotópico cinético consiste en una velocidad de reacción diferente para la misma molécula si tiene isótopos diferentes, generalmente isótopos de hidrógeno, debido a la diferencia de masa entre el hidrógeno y el deuterio.
- **Superficie de contacto:** En las reacciones en superficies, que se dan por ejemplo durante catálisis heterogénea, la velocidad de reacción aumenta cuando el área de la superficie de contacto aumenta. Esto es debido al hecho de que más partículas del sólido están expuestas y pueden ser alcanzadas por moléculas reactantes.
- **Mezclado:** El mezclado puede tener un efecto fuerte en la velocidad de reacción para las reacciones en fase homogénea y heterogénea.

1- Reacciones de Síntesis o Adición

Las reacciones de síntesis o adición son aquellas donde las sustancias se juntan formando una única sustancia. Representando genéricamente los reactivos como A y B, una reacción de síntesis puede ser escrita como:



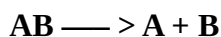
Veamos algunos ejemplos



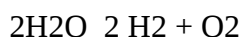
Perciba en los ejemplos que los reactivos no precisan ser necesariamente sustancias simples (Fe, S, H₂, O₂), pudiendo también ser sustancias compuestas (CO₂, H₂O) pero en todas el producto es una sustancia “menos simple” que las que originaron.

2- Reacciones de Análisis o Descomposición

Las reacciones de análisis o descomposición son lo opuesto de las reacciones de síntesis, o sea, un reactivo da origen a productos más simples que el. Escribiendo la reacción genérica nos resulta fácil entender lo que sucede:



¿No parece simple? Lo es bastante. Veamos algunos ejemplos:



Reversibilidad de las reacciones químicas

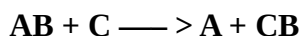
Los ejemplos pueden sugerir que cualquier reacción de síntesis puede ser invertida a través de una reacción de análisis. Esto no es verdad. Algunas reacciones pueden ser reversibles, como podemos notar en la reacción del agua:



Sin embargo esto no es una regla

3- Reacciones de Desplazamiento

Las reacciones de desplazamiento o de sustitución simple merecen un poco más de atención que las anteriores. No que sean complejas, pues no lo son, pero tienen algunos pequeños detalles. En su forma genérica la reacción puede ser escrita como:



Vamos a entender lo que sucede: C cambio de lugar A. Simple así, pero será que esto ocurre siempre? Intuitivamente la respuesta es que no. Imagina lo siguiente: Entrás en un baile y ves a la persona con la que te gustaría bailar bailando con otra persona. Vas a ir hasta ella e intentar hacerla cambiar de pareja, estarás intentando desplazar al acompañante indeseable y asumir su lugar. Si resulta que eres más fuerte que el “indeseable” basta darle un empujón para asumir su lugar, pero si el fuera un bruto troglodita, posiblemente el no sentirá ni el empujón que le des.

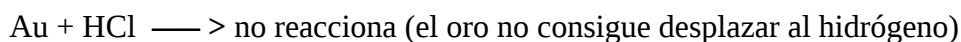
En la reacción de desplazamiento el proceso es idéntico: C ve a B ligado a A, se aproxima y siendo más fuerte, desplaza A y asume la ligación con B. En caso que C no sea más fuerte que A, nada sucederá.

Bastará entonces saber quien es más fuerte que quien.



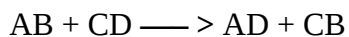
Metales nobles < hidrogeno < metales

De esta forma, tenemos:



4- Reacciones de Doble Sustitución

Son también muy simples, pero debemos quedar atentos a los detalles. El mecanismo es fácil:



Ciertamente ya habrá podido ver lo que sucede. A cambió de lugar con C. La diferencia de este tipo de reacción con el desplazamiento, es que ni A ni C estaban solos y en ambos casos ninguno de ellos quedó solo luego de la sustitución.

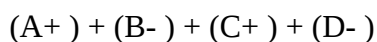
Para entender como es cuando una reacción de este tipo ocurre, tendremos que observar lo siguiente:

La substancia AB esta en solución y de esta forma lo que tenemos en verdad son los iones A⁺ y B⁻ separados unos de los otros. La substancia CD también está en solución, por tanto tenemos también los iones C⁺ y D⁻ separados.

Cuando juntamos las dos soluciones estamos promoviendo una gran mezcla entre los iones A⁺, B⁻, C⁺ y D⁻, formando una gran “sopa de iones”.

Si al combinar C⁺ con B⁻, el compuesto CB fuera soluble, los iones serán nuevamente separados en C⁺ y B⁻, resultando exactamente en la misma cosa que teníamos anteriormente. Lo mismo sucede con A⁺ y B⁻

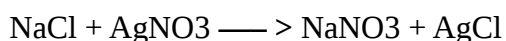
Así, al mezclar AB con CD, estamos en verdad haciendo:



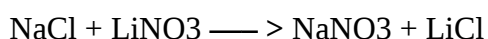
Tomemos en cuenta que juntar iones que se separarán nuevamente resultará en la misma “sopa de iones” y no resulta en ninguna nueva sustancia, por tanto no ocurre ninguna reacción.

Para que la reacción efectivamente ocurra, será necesario que al menos uno de los probables productos (AD o CB) no sean separados al juntarse, o sea, deben formar un compuesto insoluble y esto es logrado a través de una sal insoluble, de un gas o de agua.

Si uno de los productos fuera una sal insoluble el no será separado en iones y permanecerá sólido. Si fuese un gas, el se desprenderá de la solución (burbujas) y también permanecerá con sus moléculas agrupadas. Mientras que si uno de los productos fuese agua, ella no se desagrega en su propia presencia.



En esta reacción el producto AgCl (cloruro de plata) es insoluble, por tanto la reacción ocurre.



Como ninguno de los productos formados, NaNO₃ (nitrato de sodio) o Lic. (Cloruro de Litio) es insoluble, la reacción no sucede.



Como uno de los productos es agua (H₂O), la reacción ocurre.

Para la previsión de ocurrencia o no de una reacción de doble desplazamiento es fundamental que conozcamos la solubilidad de las sales en agua, y para recordar esto lea acerca de solubilidad en el agua.

¿Vio como es sencillo? Con un poco de práctica y ejercicios usted podrá lograr escribir reacciones que pueden dar origen a un determinado producto: ¿Quiere ver?

Imagínese que usted desea obtener sulfato de plomo (PbSO₄), usted sabe que tendrá que juntar el ion del plomo (Pb²⁺) y el ion de sulfato (SO₄²⁻). Como sabemos que el sulfato de plomo es insoluble, podemos promover un doble desplazamiento



Es solo elegir X e Y de forma que las dos sustancias sean solubles.

Otra forma de realizar el desplazamiento de hidrógeno, del hidrógeno por el plomo ya que este es más reactivo.

