

Energética y cinética química: Velocidad de reacción

Velocidad de reacción

Velocidad de reacción

Representa la cantidad de uno de los reactivos que desaparece por unidad de tiempo, o bien la cantidad de uno de los productos que se forman por unidad de tiempo. Se expresa en $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$.

La velocidad de las reacciones químicas varía bastante con el tiempo, disminuyendo conforme se van consumiendo los reactivos.

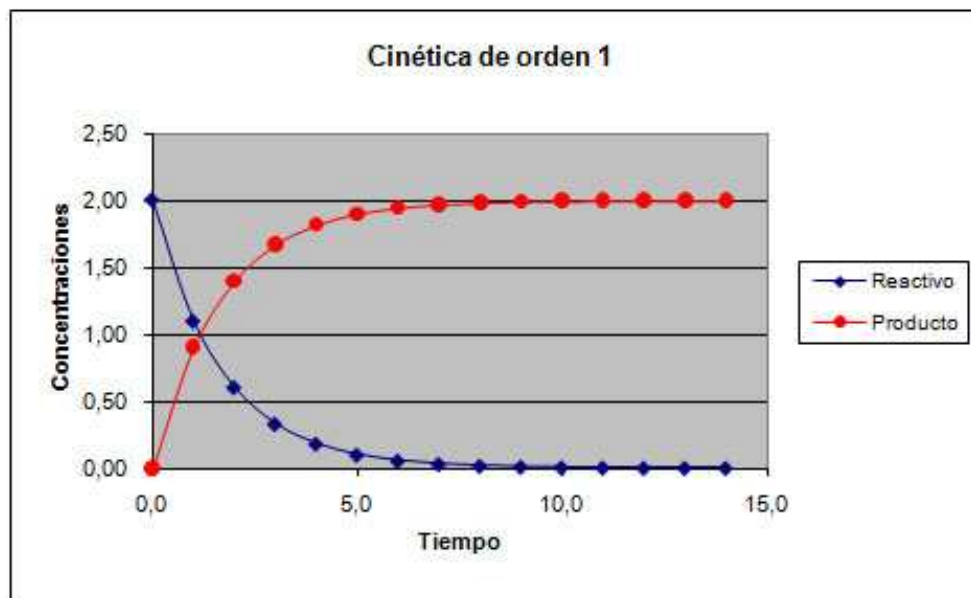
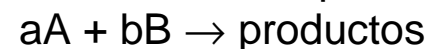


Imagen 1 Elaboración propia

Ecuaciones de velocidad

Para una reacción del tipo



la ecuación de velocidad

experimental es $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$

donde α y β son los órdenes de reacción respecto de cada reactivo.

Si una reacción es de primer orden con respecto a un reactivo R, se puede saber la variación de la

concentración de R con respecto al tiempo $[R] = [R]_0 e^{-kt}$

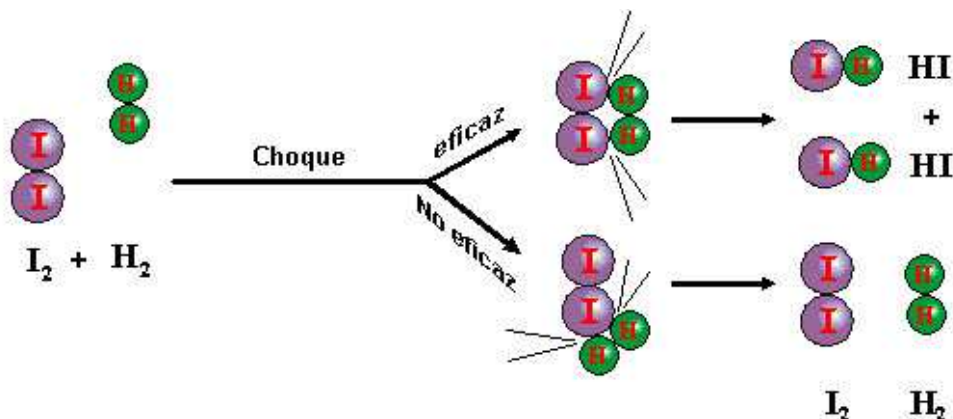
Modelos de reacción química

Teoría de los choques

Propone que las reacciones químicas tienen lugar a través de una colisión entre partículas que produce la formación de moléculas que no estaban presentes antes del choque.

Para que un **choque** sea **eficaz**, esto es, se produzca reacción, hacen falta al menos dos condiciones:

- * Que las moléculas posean **suficiente energía cinética**, para que al chocar puedan romperse algunos enlaces. Estas moléculas se llaman moléculas activadas, y la energía mínima requerida se llama energía de activación.
- * Que el choque se verifique con una **orientación adecuada**. Aunque las moléculas tengan la suficiente energía, puede suceder que el choque no sea eficaz, por tener lugar con una orientación desfavorable.



Si los coeficientes de cada reactivo en la ecuación de velocidad coinciden con los estequiométricos, la reacción se produce por choque directo, y el **mecanismo de reacción es simple**. En caso contrario, la reacción se produce en fases y el mecanismo es complejo.

Imagen 2 Elaboración propia

Velocidad de reacción

Teoría del estado de transición

Se supone que la reacción transcurre a través del llamado **complejo** (agregado de átomos más complejo que una molécula sencilla) **activado** (con mayor contenido energético que los reactivos y productos) o **complejo de transición** (intermedio entre los reactivos y productos).

La formación del complejo activado supone que hay que remontar una barrera energética, cuya altura es la **energía de activación, E_a** , para que la reacción pueda producirse.

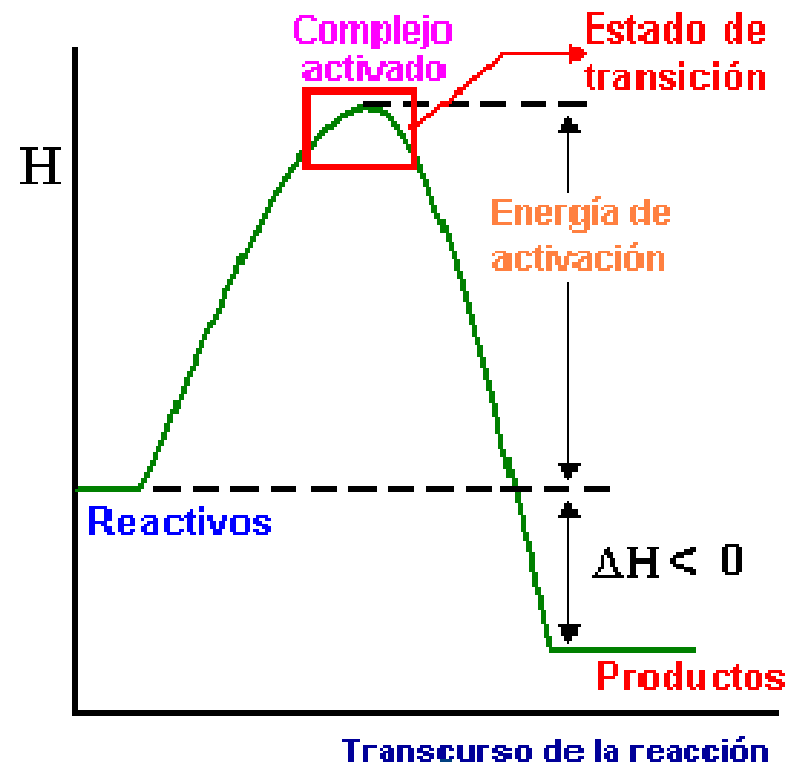


Imagen 3 Elaboración propia

El estado de transición es un agregado constituido por las moléculas reaccionantes, y en el que algunos de los enlaces primitivos se han debilitado (o incluso roto) y se han empezado a formar nuevos enlaces. Como tiene acumulada toda la energía de las moléculas reaccionantes, es muy inestable, y se descompone inmediatamente originando los productos de la reacción.

Velocidad de reacción

Factores que influyen en la velocidad de reacción

Para hacer más rápida una reacción hay que aumentar el número de choques eficaces, que es función de:

- ✓ **El número de choques** totales (aumenta al hacerlo la concentración, si el estado físico es gaseoso, la pulverización de los sólidos y la agitación).
- ✓ **La eficacia de los choques**, que depende del número de moléculas con energía cinética suficiente para superar la barrera de energía (aumenta al hacerlo la temperatura).
- ✓ **La energía de activación**, que marca el nivel energético mínimo para que los choques sean eficaces; depende de la estructura molecular del complejo activado, es decir, de la naturaleza de los reactivos. Esta energía de activación se puede modificar mediante el uso de catalizadores.



Imagen 4 Elaboración propia

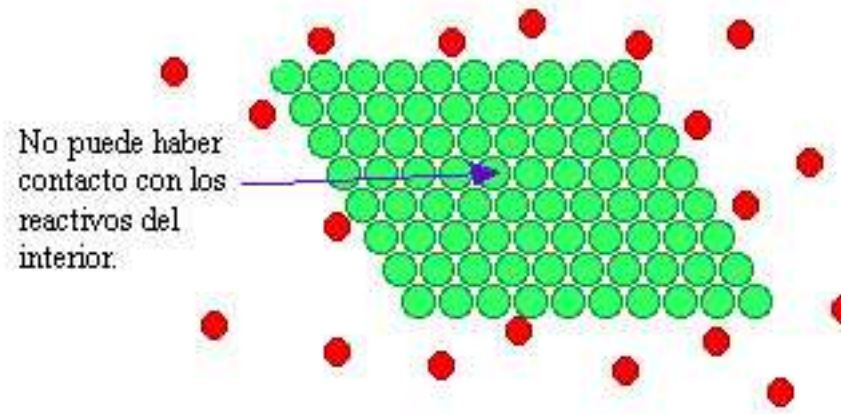


Imagen 5 Elaboración propia

Velocidad de reacción

Catalizadores

Los catalizadores son sustancias que modifican la velocidad de una reacción química sin cambiar el producto final de la misma.

La forma de actuar los catalizadores consiste en cambiar el mecanismo de la reacción, proporcionando un camino más simple, por lo que el tiempo de la reacción es menor. Toman parte activa en la reacción, formando compuestos intermedios que se descomponen rápidamente regenerando el catalizador, por lo que éste no se consume. De esta forma, **el catalizador cambia el mecanismo de la reacción** y hace que ésta transcurra por un camino diferente de menor energía de activación.

Características

- ✓ Los catalizadores aparecen químicamente inalterados al final de la reacción.
- ✓ Una pequeña cantidad de catalizador es suficiente para producir una reacción considerable.
- ✓ Los catalizadores no inician la reacción: sólo aceleran una reacción que se producía lentamente, aumentando la velocidad de reacción de 10 a 10^{12} veces.

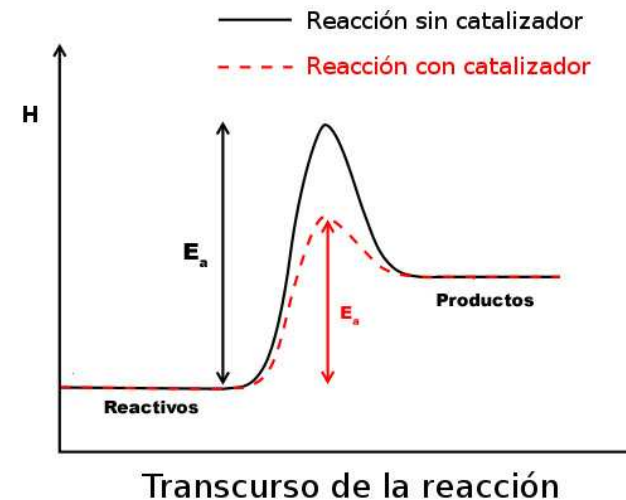


Imagen 6 Elaboración propia

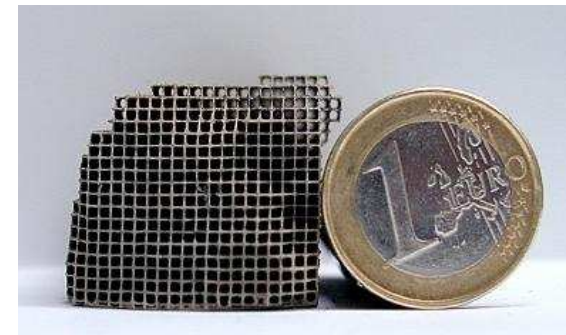


Imagen 7 Thomas Ihle, Creative commons