

## CONOCIMIENTOS BÁSICOS

## ACTIVACIÓN CATALÍTICA

Muchas reacciones son demasiado lentas para aplicaciones técnicas a temperatura ambiente porque la energía de activación necesaria es muy alta. Los catalizadores reducen la energía de activación necesaria y aceleran la reacción química. De este modo se posibilita el aprovechamiento de algunas reacciones y se reduce el coste energético en la producción.

Según Wilhelm Ostwald un catalizador es cada sustancia que modifica la velocidad de una reacción química sin cambiar su producto final. Por catálisis se entiende la aceleración de una reacción química bajo el efecto de un catalizador. En aproximadamente más del 80 % de todos los procesos químicos industriales participan catalizadores.

Para el caso simple de la reacción de un reactivo **A** en un producto **P** con la participación de un catalizador **K**, podemos imaginarnos que la catálisis se realiza a través de un producto intermedio **X**. El reactivo y el catalizador generan primero un producto intermedio. Del producto intermedio se produce después el producto **P** bajo la liberación del catalizador. El catalizador permanece inalterado tras la reacción y vuelve a estar disponible para otras reacciones.

Una explicación posible de la catálisis es la teoría del estado de transición. Esta teoría parte de la base de que los reactivos que participan en la reacción tienen que

superar una barrera energética para que se produzca una reacción. El estado molecular en la cima de la barrera energética  $E_1$ , se denomina complejo activado. De este estado molecular se generan directamente los productos. En la catálisis, el complejo activado se forma a partir de los reactivos y el catalizador. La energía  $E_2$ , necesaria para la formación del complejo con catalizador, es menor que la energía  $E_1$ , que es necesaria sin catalizador. Este reducido consumo energético provoca que a partir de los reactivos resulten una mayor cantidad de productos por unidad de tiempo. La velocidad de reacción es, por tanto, mayor.

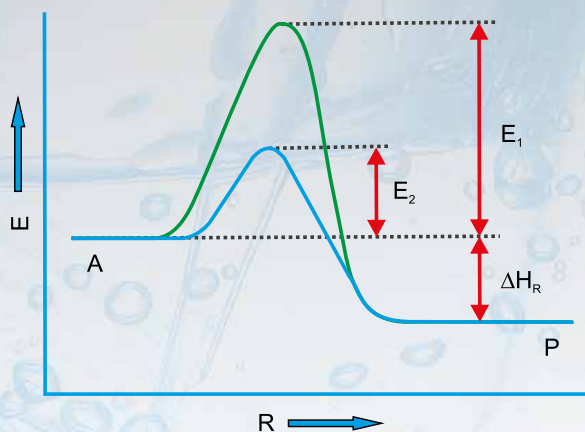
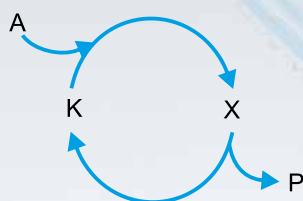
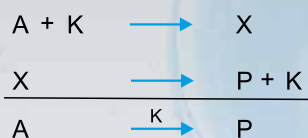
Se pueden diferenciar dos tipos de catálisis:

#### ■ Catálisis homogénea

El catalizador y las materias primas de la reacción química se encuentran en la misma fase. Se produce, por tanto, en estado líquido o gaseoso. En la fase líquida, además del tipo de reactivos y catalizador, las propiedades del disolvente (p.ej. la viscosidad) también influyen en la velocidad de reacción.

#### ■ Catálisis heterogénea

El catalizador se suele encontrar en estado sólido. Las materias primas de la reacción se encuentran en estado líquido o gaseoso. Además de la reacción química en sí entre los reactivos y el catalizador, los procesos como la difusión en el interior del catalizador sólido y los procesos de adsorción desempeñan un papel importante para la velocidad de reacción.



Esquema de una reacción catalítica simple como esquema (arriba) y ciclo (abajo):

**A** reactivo, **K** catalizador,  
**X** producto intermedio, **P** producto

Cambio de energía con y sin catalizador (exotérmico):

$E$  energía,  $R$  coordenada de reacción,  $E_1$  energía necesaria para la formación de un complejo activado sin catalizador,  $E_2$  energía necesaria para la formación de un complejo activado con catalizador,  $\Delta H_R$  entalpía de reacción