

BLOQUE II: CINÉTICA QUÍMICA

DEFINICIONES:

- **Catalizador:** es una sustancia que ponemos en el recipiente donde tiene lugar la reacción, que no se consume (no se gasta ni se acaba) y aumenta la velocidad de reacción. Modifica la cinética de la reacción pero no afecta al equilibrio ni a las concentraciones de los compuestos.
- **Intermedio de la reacción:** sustancia que se forma en una de las etapas de un mecanismo de reacción, pero que reacciona en otra etapa, ya que es una especie bastante reactiva. No aparece en la reacción global ni como reactivo ni como producto.
- **Mecanismo de reacción:** es la secuencia de choques intermoleculares y descomposiciones que tienen lugar a escala molecular.
- **Orden global de la reacción:** es la suma de los órdenes parciales.
- **Velocidad de reacción:** indica cómo varía la concentración de un reactivo o producto con el tiempo ($v = \Delta C / \Delta T$).

TEORÍA DE LAS COLISIONES O MODELO CINÉTICO DE LAS COLISIONES

Las partículas tienen una gran energía cinética y colisionan unas con otras continuamente. Estos choques pueden no ser eficaces y no habría reacción química. La eficacia de una colisión depende de:

- La energía cinética de las partículas: las partículas con energía suficiente se llaman partículas activadas y crean enlaces nuevos.
- La orientación de las partículas en el choque: deben estar en una dirección concreta para que el choque sea efectivo.

La **velocidad de reacción** es proporcional al nº de choques entre moléculas de reactivos por unidad de volumen y tiempo.

La **energía de activación** (E_a) es la energía cinética mínima que han de alcanzar las moléculas de reactivos para reaccionar cuando choquen: cuanto menor sea la E_a , mayor será la velocidad.

TEORÍA DEL ESTADO DE TRANSICIÓN O COMPLEJO ACTIVADO

Presupone la existencia de una especie química entre los reactivos y los productos que se llama complejo activado o de transición y está formado por las partículas que han colisionado. Imaginamos que la reacción química se produce por un camino establecido, llamado camino de reacción.

La **velocidad de reacción** dependerá de la E_a o de la energía que necesitan alcanzar las moléculas para llegar al estado de transición: cuanto menor sea la E_a , mayor será la velocidad.

La **E_a** es la diferencia de energía entre el estado de transición y los reactivos, la reacción solo tendrá lugar si las moléculas adquieren suficiente energía para formar el estado de transición y atravesar la barrera energética.

Complejo activado o estado de transición: punto del diagrama energía vs. coordenada de reacción que, en una etapa del mecanismo de reacción, tiene más energía que los reactivos y que los productos.