



## Resumen de Cinética química - 2º Bachillerato

- **Cinética química:** tiene como objetivo estudiar la velocidad de las reacciones químicas, y cómo se modifica dicha velocidad bajo ciertas condiciones variables.
- **Velocidad de una reacción química:** se puede definir como la cantidad de sustancia que se transforma en otra/s por unidad de tiempo. Es la rapidez con la que los reactivos de una reacción se transforman en productos, pero es muy importante tener en cuenta que:
  - La **velocidad de una reacción no tiene por qué ser constante**, de hecho, no suele serlo.
  - La velocidad con la que se consumen los diferentes reactivos puede ser diferente, al igual que la velocidad con la que se forman los diferentes productos. Esto depende de la **estequiometría de la reacción**.
  - Se puede considerar la velocidad media de una reacción en un intervalo de tiempo determinado, pero se suele usar el concepto de **velocidad instantánea**, la cual **depende de ciertas variables** que se pueden medir y conocer para cada reacción.

De esta manera, para una reacción de tipo:  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  donde "A" y "B" son reactivos y "C" y "D" son productos, mientras que "a, b, c y d" son los coeficientes estequiométricos, se puede expresar la **velocidad instantánea de una reacción** como:

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \cdot \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \cdot \frac{d[D]}{dt} \quad \left[ \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} \right]$$





- Nótese que el signo menos hace referencia a cómo se consumen los reactivos frente a cómo se forman los productos, ya que se expresa la velocidad en función del cambio de concentración de reactivos o de productos.
- **Ley de velocidad:** la velocidad de una reacción concreta se puede expresar en función de la concentración de los reactivos mediante la ecuación o ley de velocidad, y que tiene como expresión general:

$$v = k \cdot [A]^{\alpha} \cdot [B]^{\beta}$$

*Dónde  $k$  es la constante de velocidad mientras que  $\alpha$  y  $\beta$  son los ordenes parciales respecto de cada reactivo.*

- El **orden total de una reacción** es la suma de los diferentes órdenes parciales:  $\alpha + \beta + \dots$  Habitualmente el orden total de una reacción es 1 o 2, pero puede ser 0 (implica velocidad constante) o superior a 2.
- Los **órdenes parciales no tienen por qué coincidir con los coeficientes estequiométricos** de la reacción, esto solamente ocurre cuando se trata de una reacción elemental.
- **Constante de velocidad "k":** también conocida como constante cinética. Es propia de cada reacción. Se determina experimentalmente y solamente se mantiene constante si la reacción transcurre a temperatura constante. Viene determinada por la **ecuación de Arrhenius**:

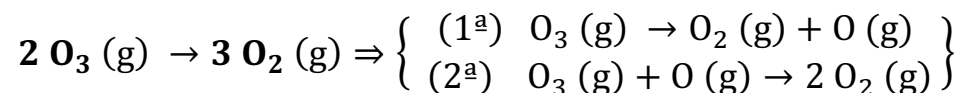
$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$$

*Dónde  **$E_a$**  es la **energía de activación** de la reacción,  $R$  es la constante de los gases ideales,  **$T$**  es la **temperatura** y  $A$  es una constante que depende de frecuencia y orientación de las colisiones.*





- La constante de velocidad aumenta si aumenta la temperatura y al revés. (comprobar en la ec. Arrhenius).
- **Teoría de colisiones:** establece que para que una reacción pueda tener lugar se debe producir una **colisión eficaz** entre las partículas de las sustancias que reaccionan. No todas las colisiones entre las partículas son efectivas. En este sentido, la velocidad de la reacción será proporcional al número de colisiones eficaces por unidad de tiempo. Para que una colisión resulte eficaz deben cumplirse dos cosas:
  - Que la colisión tenga **suficiente energía** (relación con energía de activación).
  - Que la **orientación de las partículas sea la adecuada** (relación con el concepto de molecularidad).
- **Teoría del estado de transición/del complejo activado.** Establece que cuando las moléculas de los reactivos colisionan forman un estado de transición o **complejo activado**, que es una combinación distinta de los reactivos y productos, y que es también **altamente energética e inestable** pudiendo volver a formar los reactivos o formar posteriormente los productos.
  - De acuerdo con esta teoría se define la **energía de activación** como aquella energía necesaria para alcanzar el estado de transición.
- **Mecanismo de reacción:** es el **conjunto de etapas** que se suceden en una determinada reacción dando lugar a la **reacción global** que es con la que se suele trabajar. A veces el mecanismo de reacción es complejo, y a veces es muy sencillo. A cada etapa se la conoce como etapa elemental del mecanismo. A veces existen sustancias que se forman en alguna de esas etapas y finalmente no quedan como productos finales, se las conoce como **intermedios de reacción**. Ejemplo: *Descomposición del ozono (2 etapas):*





- **Reacción elemental:** es aquella reacción que se produce en una única etapa, en cuyo caso los órdenes parciales de dicha reacción sí coinciden con los coeficientes estequiométricos de los reactivos.
- **Molecularidad:** es el número de partículas (moléculas) que intervienen en una determinada etapa elemental de una reacción. Normalmente las reacciones son unimoleculares (descomposición) o biomoleculares (dos moléculas), siendo poco frecuentes molecularidades superiores a dos.
- *La molecularidad solamente se puede considerar en cada etapa elemental, no en una reacción global de varias etapas. Suele comentarse en referencia a reacciones elementales.*
- **Factores que afectan a la velocidad de la reacción:**
  - **Temperatura:** relacionada con la constante de velocidad por la ecuación de Arrhenius. Además, se puede entender que a mayor temperatura mayor energía y mayor número de choques eficaces (teoría de colisiones).
  - **Estado físico de los reactivos:** en los sólidos o líquidos inmiscibles la reacción se produce en la superficie de contacto entre las sustancias que reaccionan. Por ejemplo, fragmentar mucho un sólido suele favorecer la velocidad de la reacción.
  - **Concentración** de los reactivos: en los gases y en los líquidos a mayor concentración, mayor velocidad.
  - **Presión:** en los gases, está relacionada con la temperatura y la concentración (ley de los gases).
  - **Presencia de catalizadores:** pueden aumentar o disminuir la velocidad.





- **Catalizador:** es una sustancia que modifica la velocidad de la reacción actuando sobre la energía de activación. Interviene en la reacción química modificando el mecanismo de reacción, pero se recupera de manera íntegra al final de la reacción, sin alterar los productos.
- D **Catalizadores positivos:** Normalmente se habla de catalizador refiriéndose a estos, que son los que disminuyen la energía de activación y por tanto aumentan la velocidad de la reacción.
- D **Catalizadores negativos o inhibidores:** existen catalizadores que aumentan la energía de activación para así ralentizar una reacción (muy usados en alimentación como conservantes).
- D **Enzimas:** son sustancias biológicas, normalmente proteínas, que actúan como catalizadores en reacciones químicas en los seres vivos. Suelen ser altamente específicos y pueden aumentar la velocidad de la reacción o disminuirla.

