



# CINÉTICA QUÍMICA

Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa

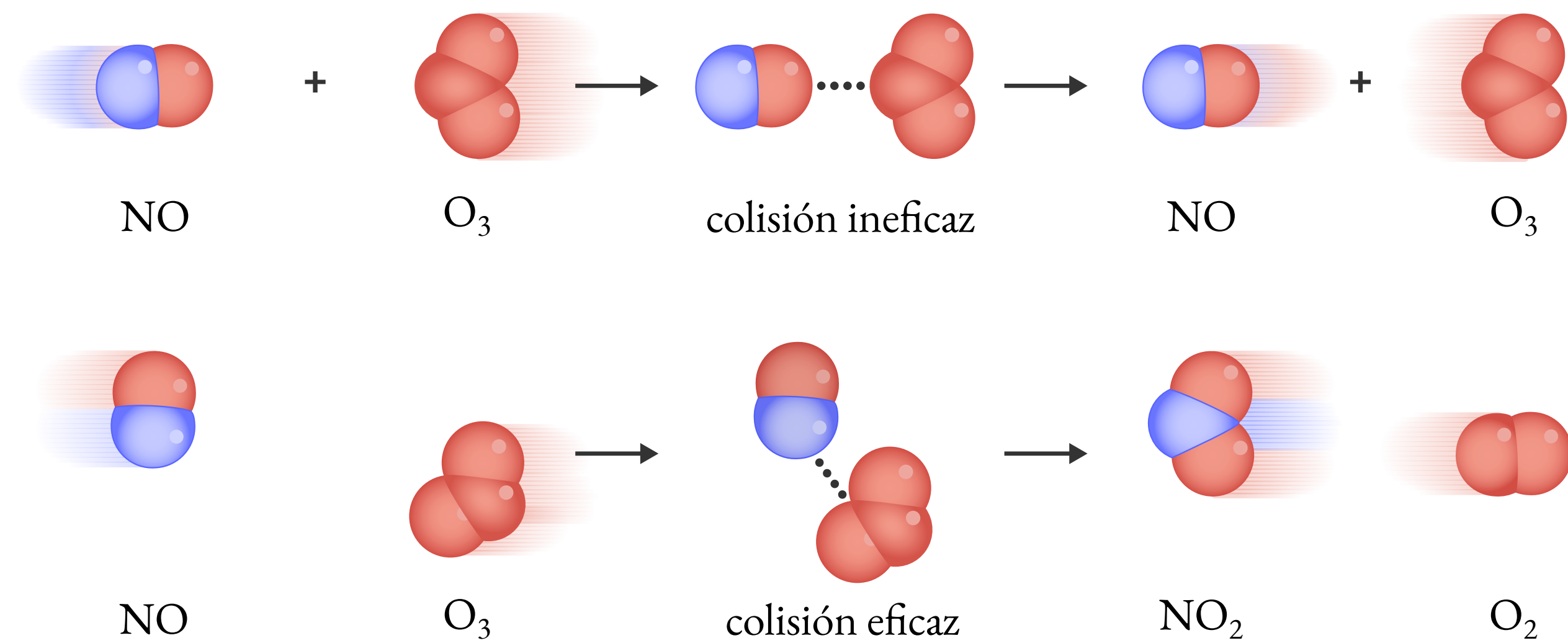


La **CINÉTICA QUÍMICA** es la **rama** de la **química física** que se ocupa de **comprender** las **velocidades** de las **reacciones químicas**.

## Teorías de las reacciones químicas

### Teoría de colisiones

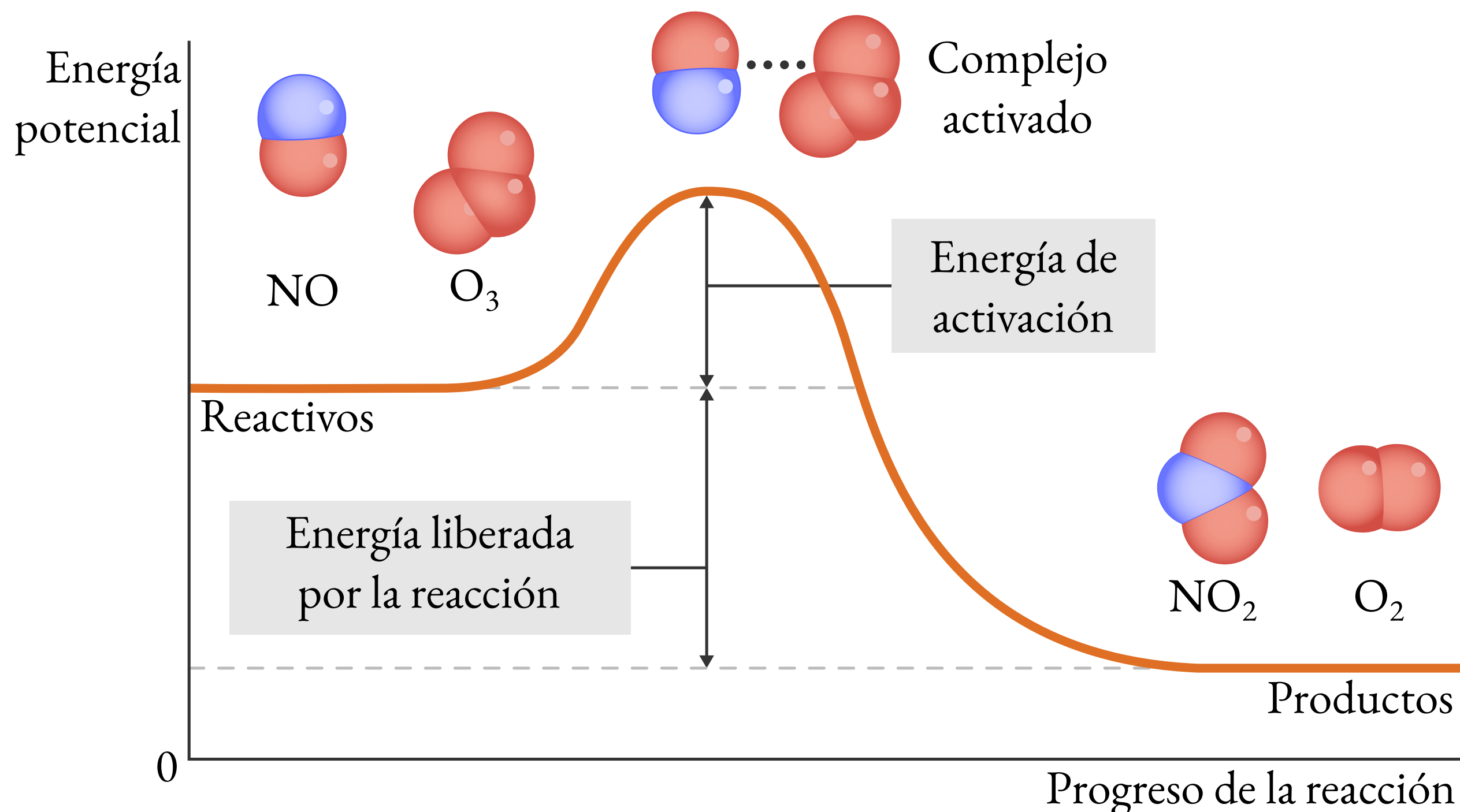
La **TEORÍA DE COLISIONES**, propuesta por Lewis en 1918, explica una reacción desde el punto de vista dinámico. Nos dice que las reacciones se producen a partir de choques entre las moléculas de los reactivos. Para que estos choques sean **EFICACES**, las moléculas han de tener suficiente energía (**ENERGÍA DE ACTIVACIÓN**) y una orientación adecuada.



Adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/collision-theory/>

### Teoría del estado de transición o del complejo activado

La **TEORÍA DEL ESTADO DE TRANSICIÓN**, propuesta por Henry Eyring en 1935, explica una reacción química desde el punto de vista energético. Cuando las moléculas de los reactivos chocan, dan lugar a un **ESTADO DE TRANSICIÓN**, muy inestable, donde se forma un **COMPLEJO ACTIVADO**, en el que unos enlaces se están formando y otros rompiendo.



Cuanto menor sea la energía de activación, más rápida será la reacción química.

Adaptada de <https://www.coursehero.com/sg/general-chemistry/collision-theory/>

## Mecanismos de reacción

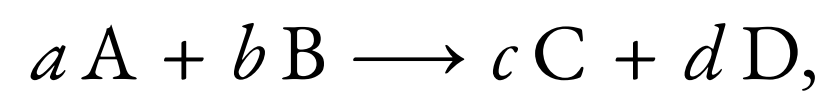
El **mecanismo** de una **reacción** es el conjunto de procesos o reacciones elementales por los que se produce el cambio químico global.

Las especies que no aparecen en la reacción global se denominan **intermedios de reacción**, ya que se producen en un proceso elemental pero se consumen en otro.

La velocidad de una reacción viene determinada por la reacción elemental más lenta, llamada **etapa limitante** o **controlante** de la **velocidad**.

## Velocidad de reacción

Es la **velocidad** a la que **ocurre** una **reacción química**. En una **ecuación química** general:



$a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  representan los **coeficientes estequiométricos** mientras que A, B, C y D representan los **símbolos químicos** de los átomos o la **fórmula molecular** de los compuestos que reaccionan (lado izquierdo) y los que se producen (lado derecho).

Definimos la **velocidad instantánea de reacción**,  $v$ , como:

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt},$$

donde [ ] representa **concentración**, medida en  $\text{mol L}^{-1}$ . En general, la velocidad de una reacción química varía con el tiempo y se determina experimentalmente, midiendo la concentración a intervalos de tiempo conocidos. Notar que la velocidad referida a los reactivos (A y B) presenta un signo menos (-), ya que la concentración de éstos disminuye con el tiempo y por tanto su variación es negativa.

## Ecuaciones cinéticas

**Relacionan** la **velocidad** de **reacción** con la **concentración** de los **reactivos**:

$$v = k[A]^n[B]^m,$$

donde  $k$  es la constante de velocidad ( $\uparrow k \rightarrow \uparrow v$ ); [A] y [B] las concentraciones (molares) de los reactivos; y  $n$  y  $m$  son los órdenes de reacción parciales (orden total =  $n + m$ ). En el caso de **reacciones elementales** (una sola etapa), los órdenes parciales coinciden con los coeficientes estequiométricos, por lo que el orden total coincide con la **molecularidad**.

Orden	Reacción	Ecuación	Ejemplo
Cero	$A \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A]^0 = k$	Oxidación de metales Reacciones catalizadas por enzimas
Uno	$A \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A]$	$\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \longrightarrow \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g})$ $v = k[\text{H}_2\text{O}_2]$
Dos	$A + B \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A][B]$	$\text{NO}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ $v = k[\text{NO}_3][\text{NO}]$
	$A \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A]^2$	$\text{HI}(\text{g}) \longrightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{I}_2(\text{g})$ $v = k[\text{HI}]^2$
	$A + B + C \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A][B][C]$	
Tres	$A + B \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A]^2[B]$	$2 \text{NO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{NOCl}(\text{g})$ $v = k[\text{NO}]^2[\text{Cl}_2]$
	$A \longrightarrow \text{Productos}$	$v = k[A]^3$	

### Vida media o periodo de semireacción $t_{1/2}$

Definimos la **VIDA MEDIA O PERIODO DE SEMIREACCIÓN**,  $t_{1/2}$ , como el tiempo necesario para que la concentración de un determinado reactivo se reduzca a la mitad.

Orden	0	1	2	3
$t_{1/2}$	$\frac{[A]_0}{2k}$	$\frac{\ln 2}{k}$	$\frac{1}{k[A]_0}$	$\frac{3}{2k[A]_0^2}$

## Factores que influyen en la velocidad de reacción

### Naturaleza de los reactivos

La **naturaleza** y la **fuerza** de los **enlaces** en las moléculas **reactivas** influyen en gran medida en la velocidad de su transformación en productos. Las sustancias iónicas suelen reaccionar más rápidamente que las covalentes a temperatura ambiente.

### Estado de agregación y grado de división de los reactivos

Cuando los reactivos están en estados distintos, la reacción sólo puede ocurrir en su área de contacto. Esto significa que **cuanto más finamente dividido** esté un **reactivo** sólido o líquido, **mayor** será su **área** de **superficie** por unidad de volumen y **mayor** será el **contacto** con el otro reactivo, por lo que la **reacción** será **más rápida**.

$$v_{\text{gas}} > v_{\text{líquido}} > v_{\text{sólido}}$$

### Concentración de los reactivos

La velocidad de reacción depende de las concentraciones de los reactivos:

$$v = k[A]^n[B]^m$$

**Cuanto mayor** sea la **concentración**, más moléculas habrá y más probable será que colisionen y reaccionen entre sí, dando lugar a un **aumento** de la **velocidad** de **reacción**.

### Temperatura

A **mayor temperatura**, las moléculas tienen más energía térmica y son más susceptibles de chocar eficazmente, **umentando** la **velocidad** de **reacción**. La **ecuación de Arrhenius** relaciona la constante de velocidad  $k$  con la temperatura  $T$ :

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

donde  $A$  es el factor de frecuencia, que refleja la frecuencia de las colisiones,  $E_a$  es la energía de activación y  $R = 8.31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$  es la constante universal de los gases ideales.

### Catalizadores

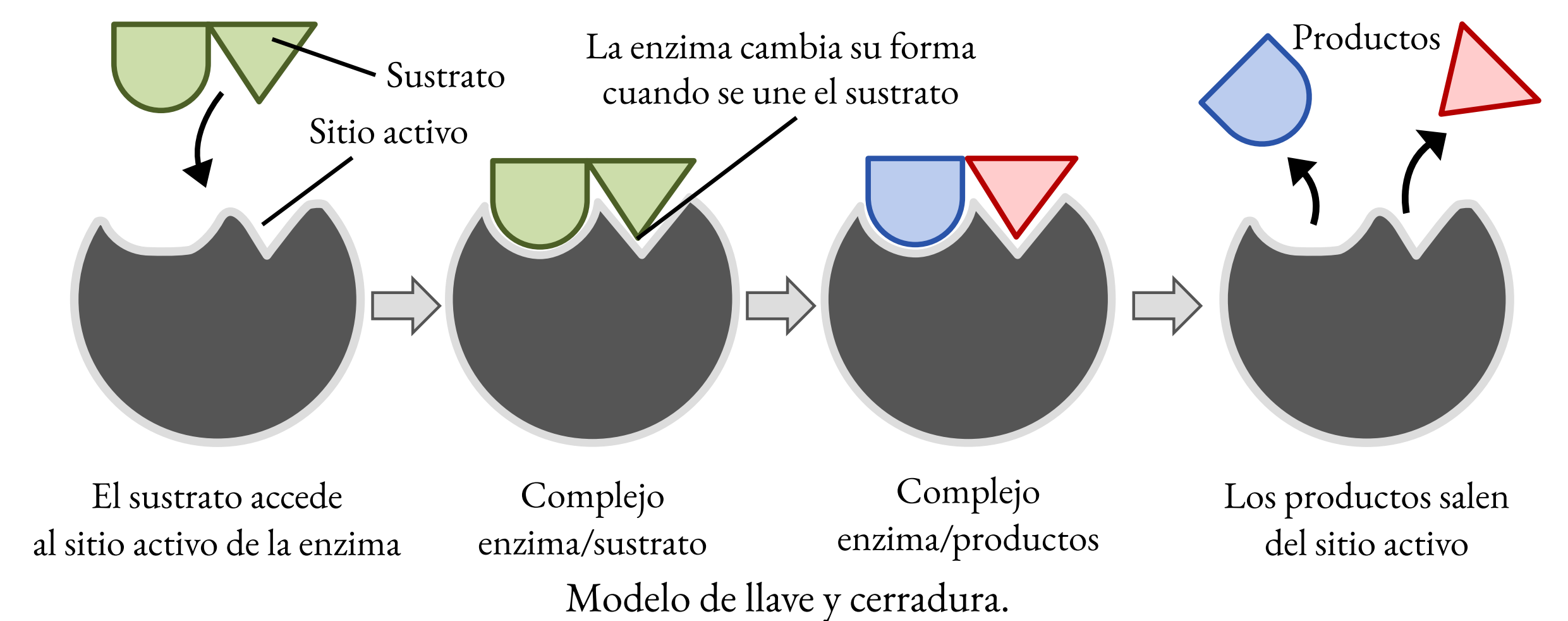
Un **catalizador** es una **sustancia** que **altera** la **velocidad** de una **reacción** química sin consumirse durante la misma. Distinguimos entre **catalizadores**:

**Positivos** **Aumentan** la **velocidad** de reacción disminuyendo la energía de activación.

**Negativos (inhibidores)** **Disminuyen** la **velocidad** de reacción aumentando  $E_a$ .

Distinguimos también entre **catálisis homogénea** o **heterogénea** dependiendo de si la fase del catalizador es la misma o no que la de los reactivos.

**Catálisis enzimática** Las **proteínas** que actúan como **catalizadores** en las **reacciones bioquímicas** se llaman **enzimas**.



Adaptada de [https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Induced\\_fit\\_diagram\\_es.svg](https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Induced_fit_diagram_es.svg).