



CINÉTICA QUÍMICA

Química 2.º Bach

Rodrigo Alcaraz de la Osa

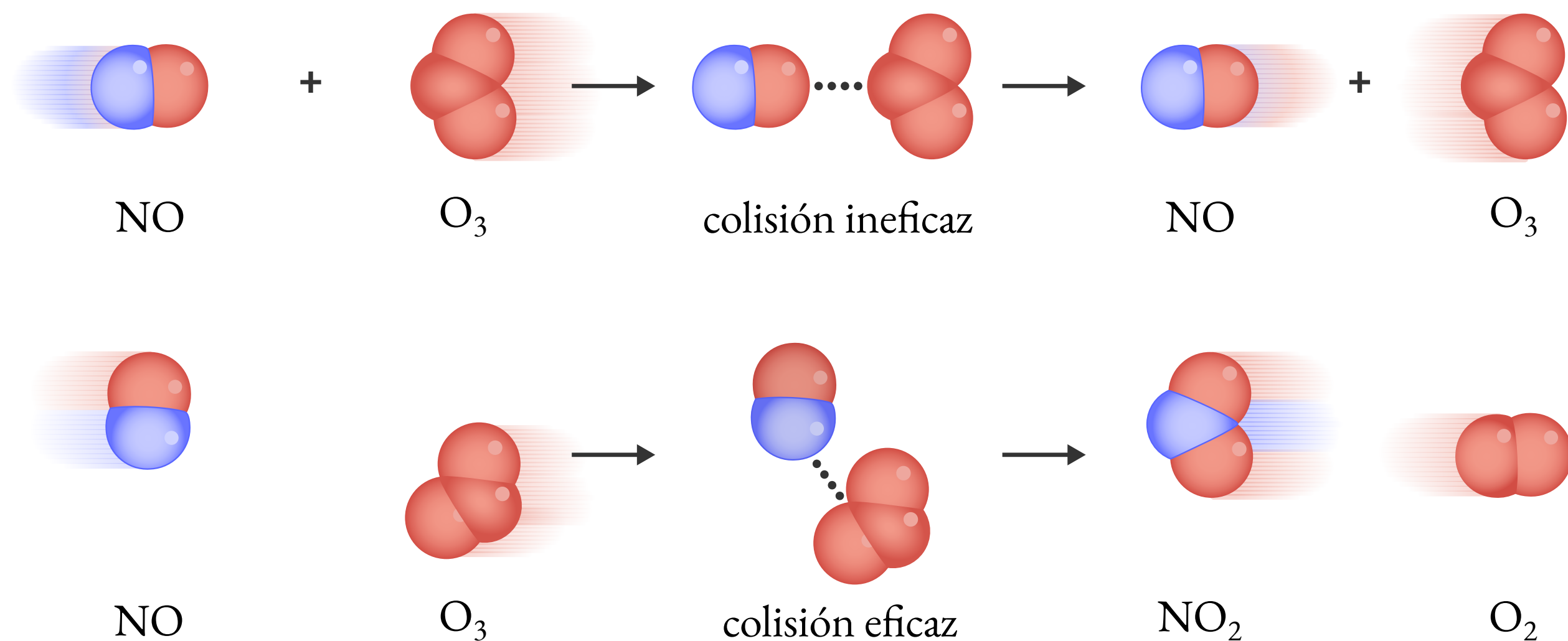


La **CINÉTICA QUÍMICA** es la **rama** de la **química física** que se ocupa de **comprender** las **velocidades** de las **reacciones químicas**.

Teorías de las reacciones químicas

Teoría de colisiones

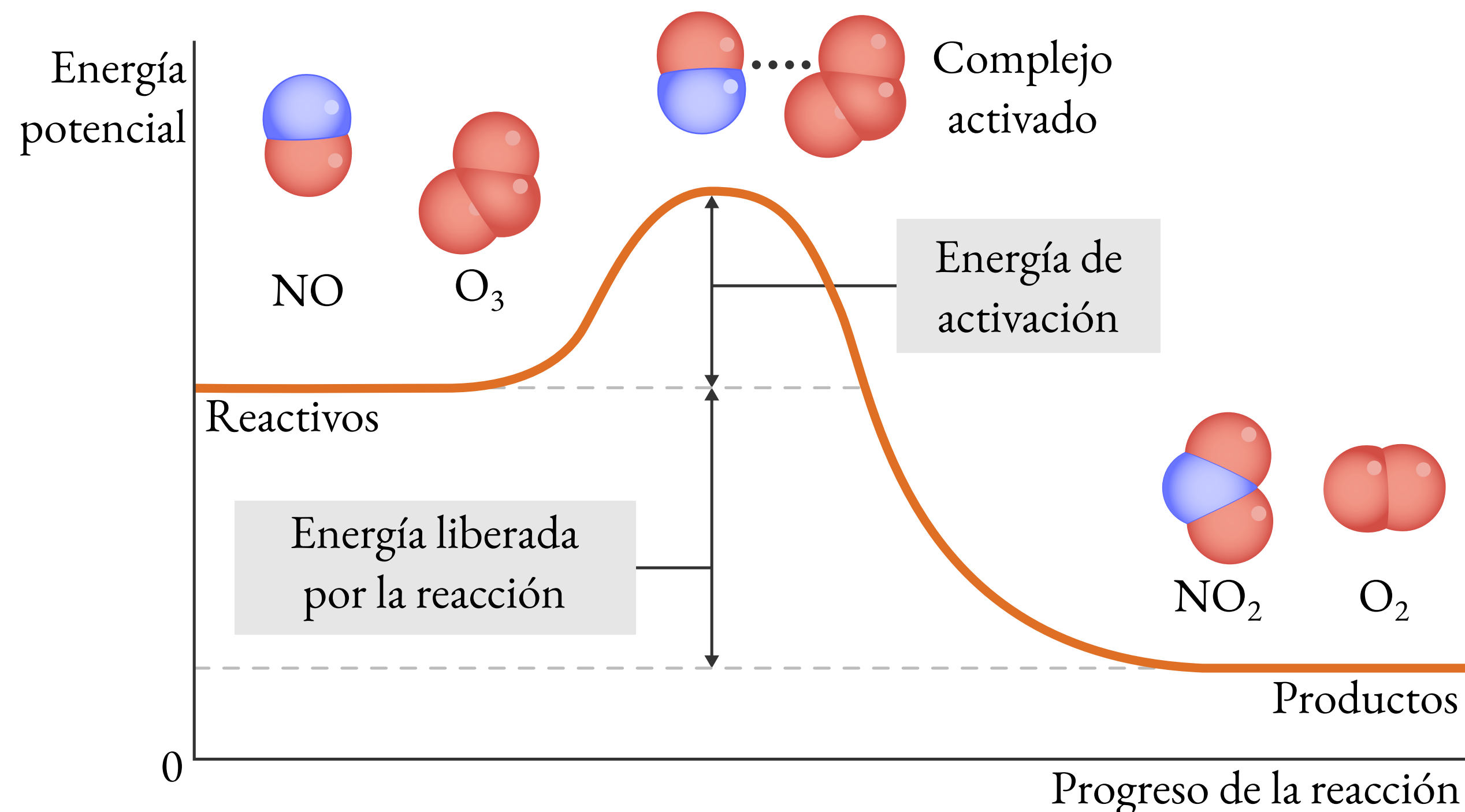
La **TEORÍA DE COLISIONES**, propuesta por Lewis en 1918, explica una reacción desde el punto de vista dinámico. Nos dice que las reacciones se producen a partir de choques entre las moléculas de los reactivos. Para que estos choques sean **EFICACES**, las moléculas han de tener suficiente energía (**ENERGÍA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

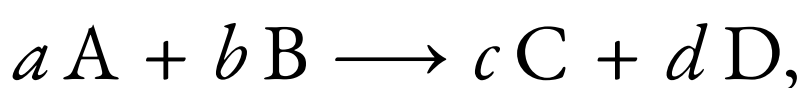
El **mecanismo** de una **reacción** es el conjunto de procesos o reacciones elementales por los que se produce el cambio químico global.

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:

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

donde [] representa **concentración**, medida en mol L^{-1} . En general, la velocidad de una reacción química disminuye con el tiempo (de ahí el signo $-$) y se determina experimentalmente, midiendo la concentración a intervalos de tiempo conocidos.

Ecuaciones cinéticas

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

$$v = k[\text{A}]^n[\text{B}]^m,$$

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

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
Integración	$[\text{A}] = [\text{A}]_0 - kt$	$[\text{A}] = [\text{A}]_0 \cdot e^{-kt}$	$[\text{A}] = \frac{[\text{A}]_0}{1 + [\text{A}]_0 kt}$
$t_{1/2}$	$\frac{[\text{A}]_0}{2k}$	$\frac{\ln 2}{k}$	$\frac{1}{k[\text{A}]_0}$

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:

$$v = k[\text{A}]^n[\text{B}]^m$$

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

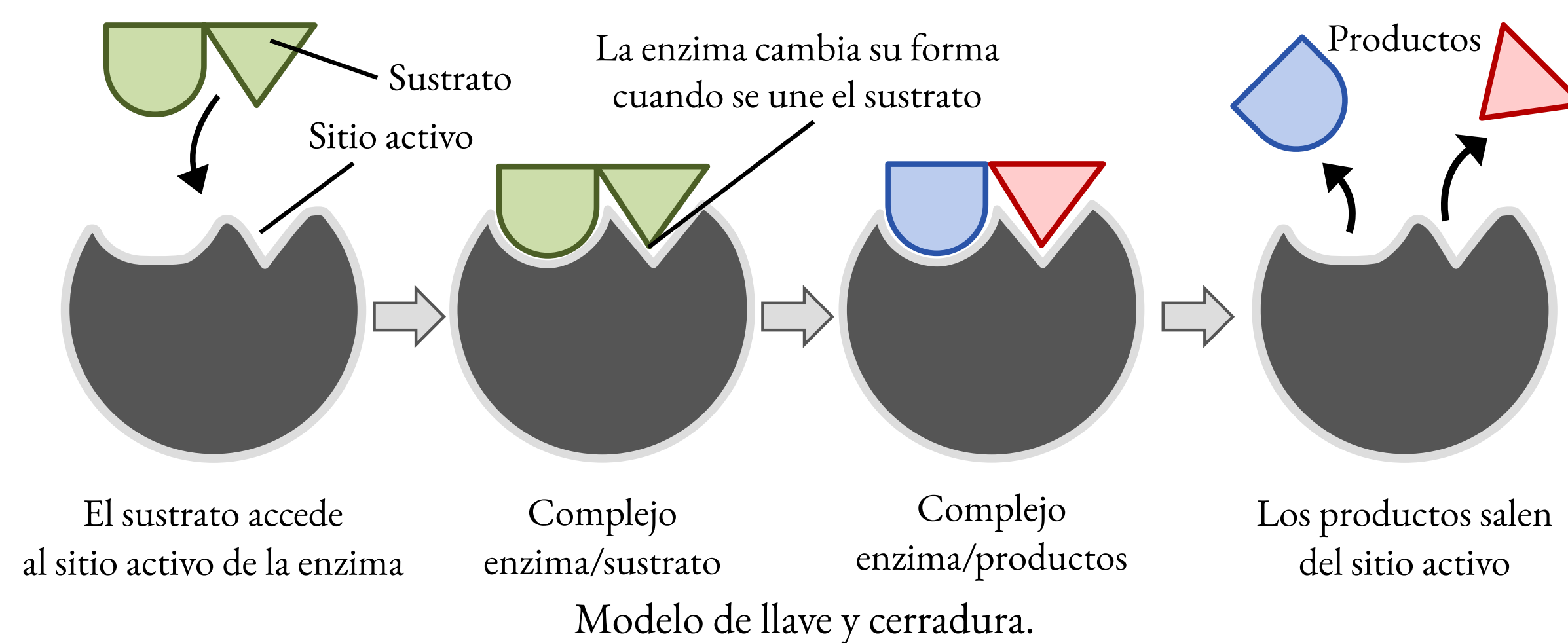
Un **catalizador** es una **sustancia** que **altera** la **velocidad** de una **reacción** química sin consumirse durante la misma. Distinguimos entre **catalizadores**:

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.