

# RELACIONES Y LEYES QUE RIGEN LAS REACCIONES QUÍMICAS

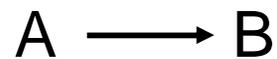
- *Qué tan rápido procede?*
- *Cuánto avanza la reacción antes de detenerse?*
- *Cómo se puede predecir si una reacción se llevará a cabo?*

# CINÉTICA QUÍMICA

Termodinámica: ¿ tiene lugar una reacción?

Cinética: ¿qué tan rápido procede una reacción?

***Velocidad de reacción:*** Cambio en la concentración de un reactivo o un producto con respecto al tiempo (M/s).



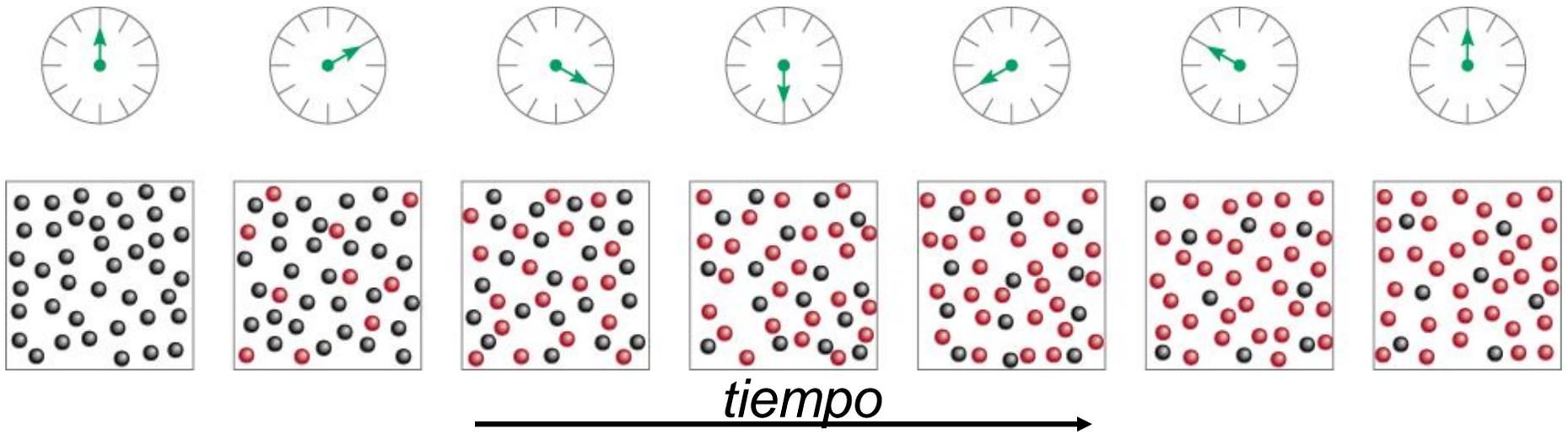
$$\text{velocidad} = - \frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

$\Delta[A]$  = cambios en la concentración de A sobre un periodo de tiempo  $\Delta t$

$$\text{velocidad} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$

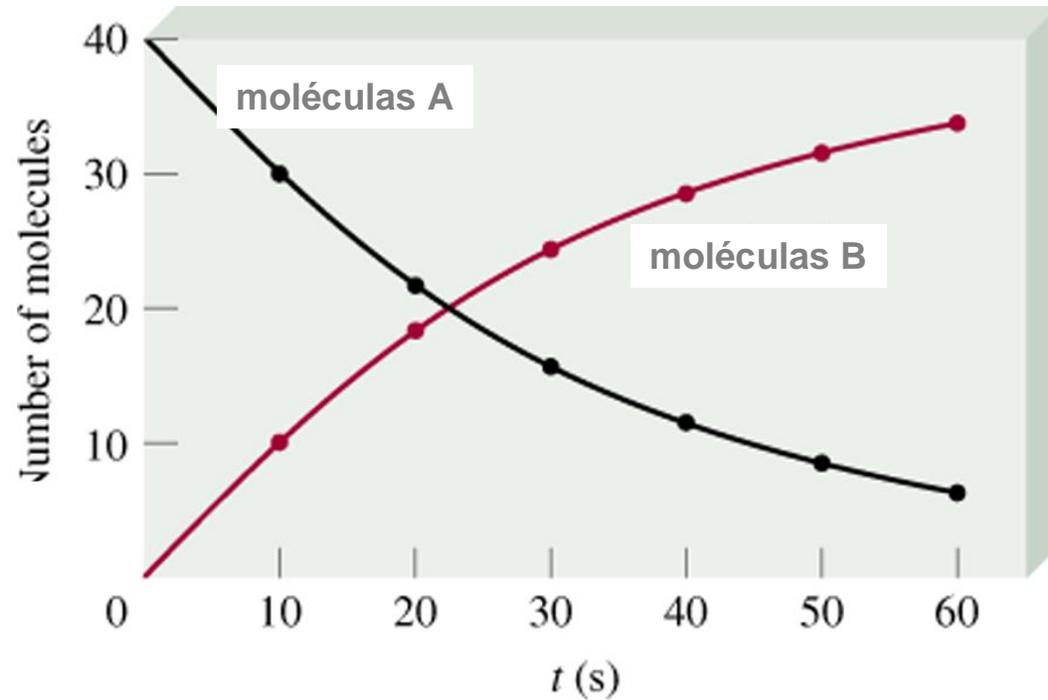
$\Delta[B]$  = cambios en la concentración de B sobre un periodo de tiempo  $\Delta t$

Porque [A] disminuye con el tiempo,  $\Delta[A]$  es negativa.



$$\text{velocidad} = -\frac{\Delta[A]}{\Delta t}$$

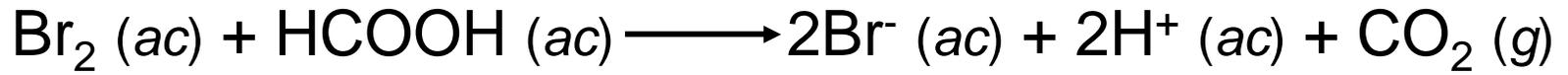
$$\text{velocidad} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$



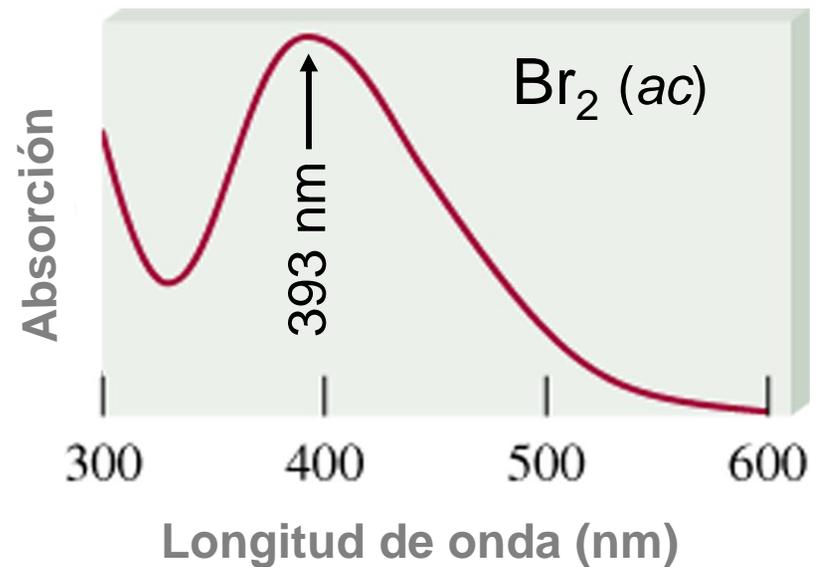
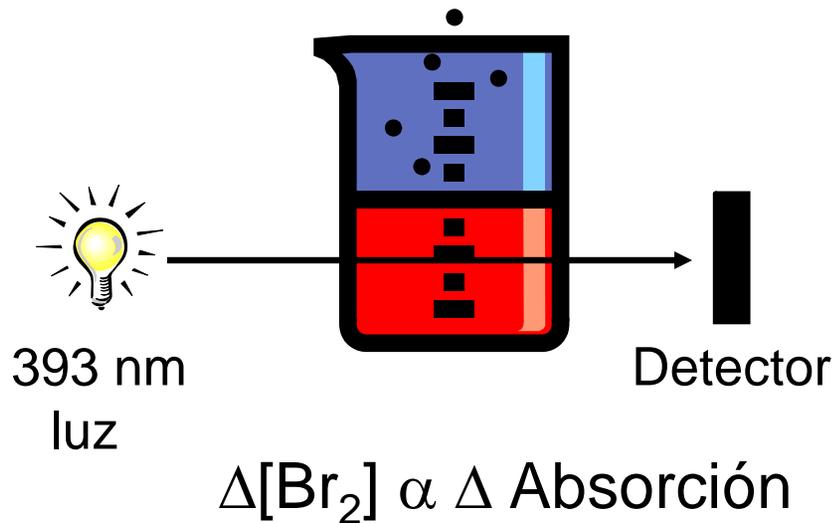
# VELOCIDAD DE REACCIÓN Y ESTEQUIOMETRÍA

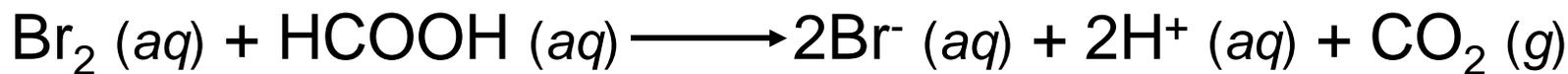


$$v = -\frac{d[A]}{a \times dt} = -\frac{d[B]}{b \times dt} = \frac{d[C]}{c \times dt} = \frac{d[D]}{d \times dt}$$

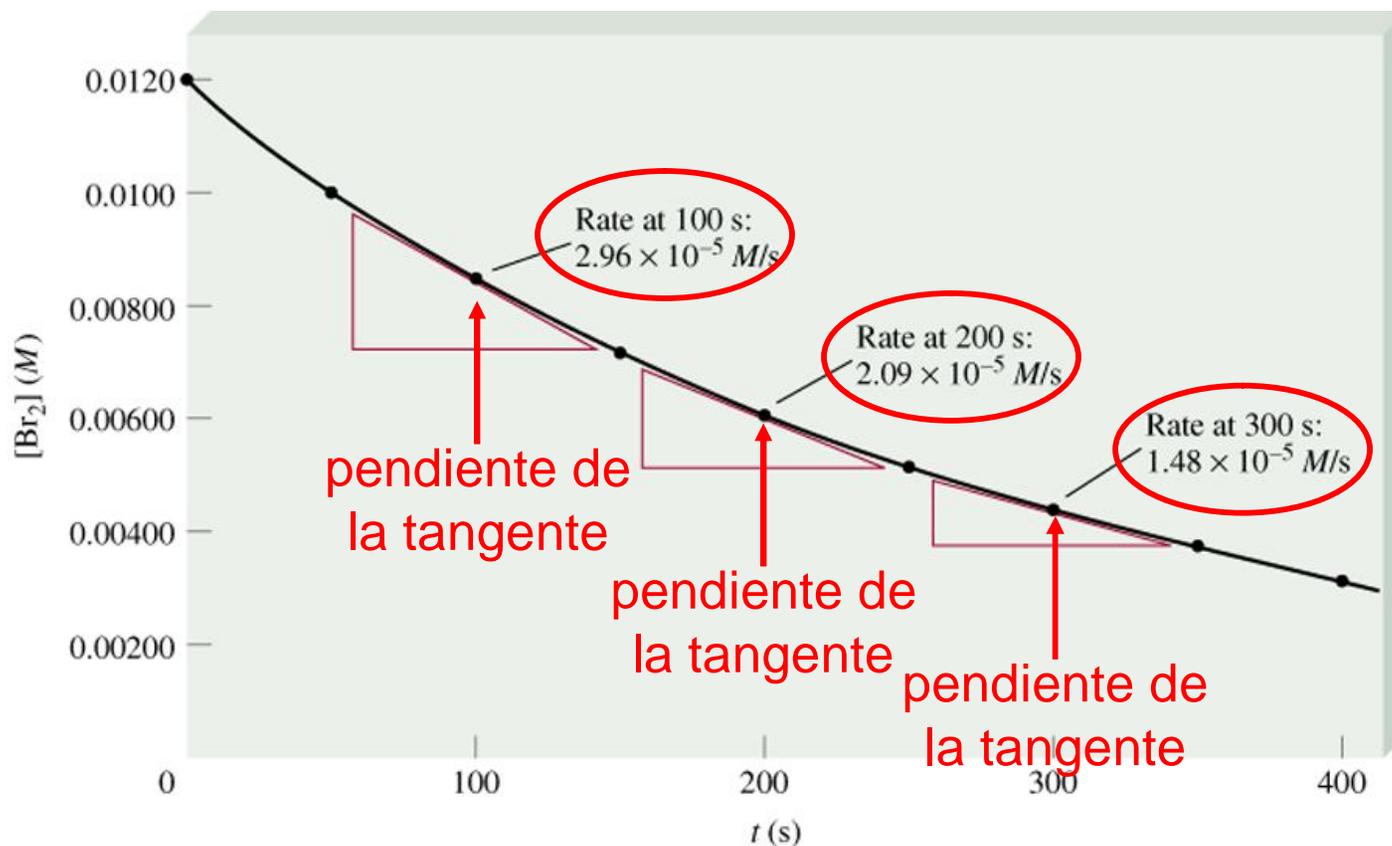


*tiempo* →





Tiempo(s)	[Br <sub>2</sub> ] (M)
0.0	0.0120
50.0	0.0101
100.0	0.00846
150.0	0.00710
200.0	0.00596
250.0	0.00500
300.0	0.00420
350.0	0.00353
400.0	0.00296



$$\text{velocidad promedio} = - \frac{\Delta[\text{Br}_2]}{\Delta t} = - \frac{[\text{Br}_2]_{\text{final}} - [\text{Br}_2]_{\text{inicial}}}{t_{\text{final}} - t_{\text{inicial}}}$$

**velocidad instantánea** = velocidad para un momento específico

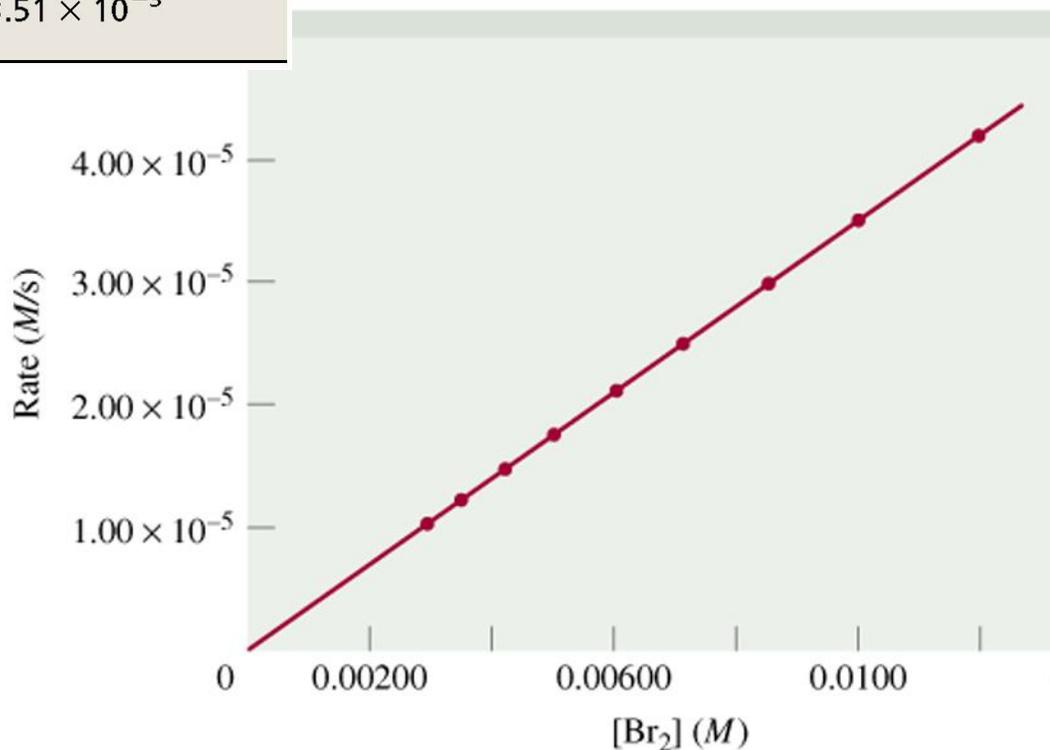
**Table 13.1** Rates of the Reaction between Molecular Bromine and Formic Acid at 25°C

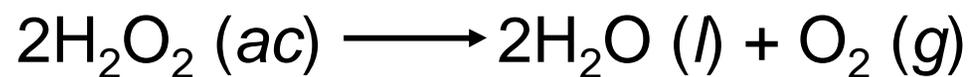
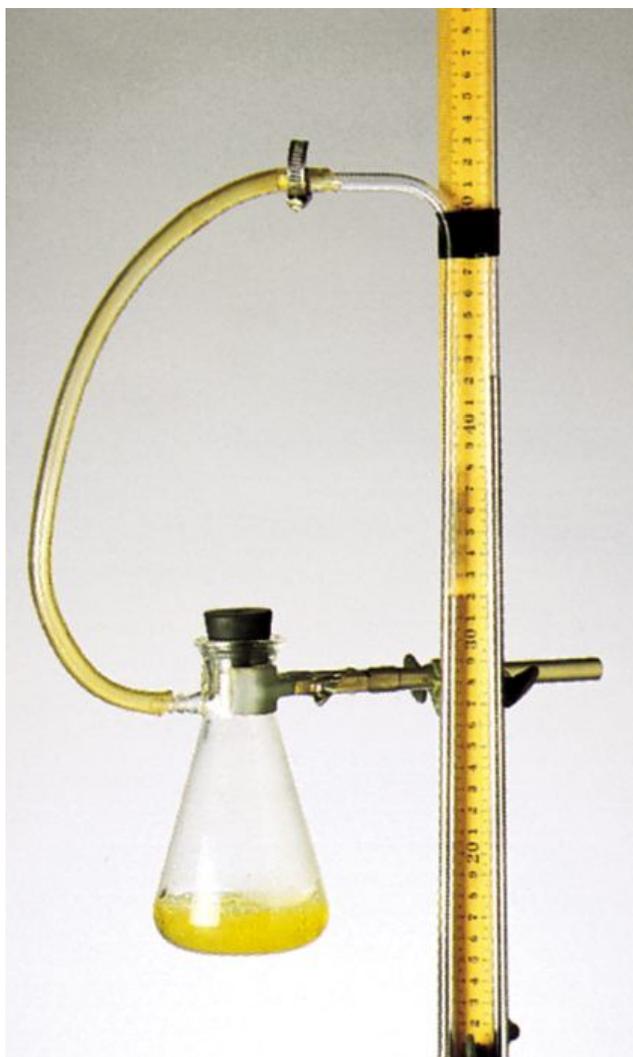
Time (s)	[Br <sub>2</sub> ] (M)	Rate (M/s)	$k = \frac{\text{rate}}{[\text{Br}_2]} \text{ (s}^{-1}\text{)}$
0.0	0.0120	$4.20 \times 10^{-5}$	$3.50 \times 10^{-3}$
50.0	0.0101	$3.52 \times 10^{-5}$	$3.49 \times 10^{-3}$
100.0	0.00846	$2.96 \times 10^{-5}$	$3.50 \times 10^{-3}$
150.0	0.00710	$2.49 \times 10^{-5}$	$3.51 \times 10^{-3}$
200.0	0.00596	$2.09 \times 10^{-5}$	$3.51 \times 10^{-3}$
250.0	0.00500	$1.75 \times 10^{-5}$	$3.50 \times 10^{-3}$
300.0	0.00420	$1.48 \times 10^{-5}$	$3.52 \times 10^{-3}$
350.0	0.00353	$1.23 \times 10^{-5}$	$3.48 \times 10^{-3}$
400.0	0.00296	$1.04 \times 10^{-5}$	$3.51 \times 10^{-3}$

velocidad  $\propto$  [Br<sub>2</sub>]

velocidad =  $k$  [Br<sub>2</sub>]

$$k = \frac{\text{velocidad}}{[\text{Br}_2]} = \text{constante de velocidad} \\ = 3.50 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}$$





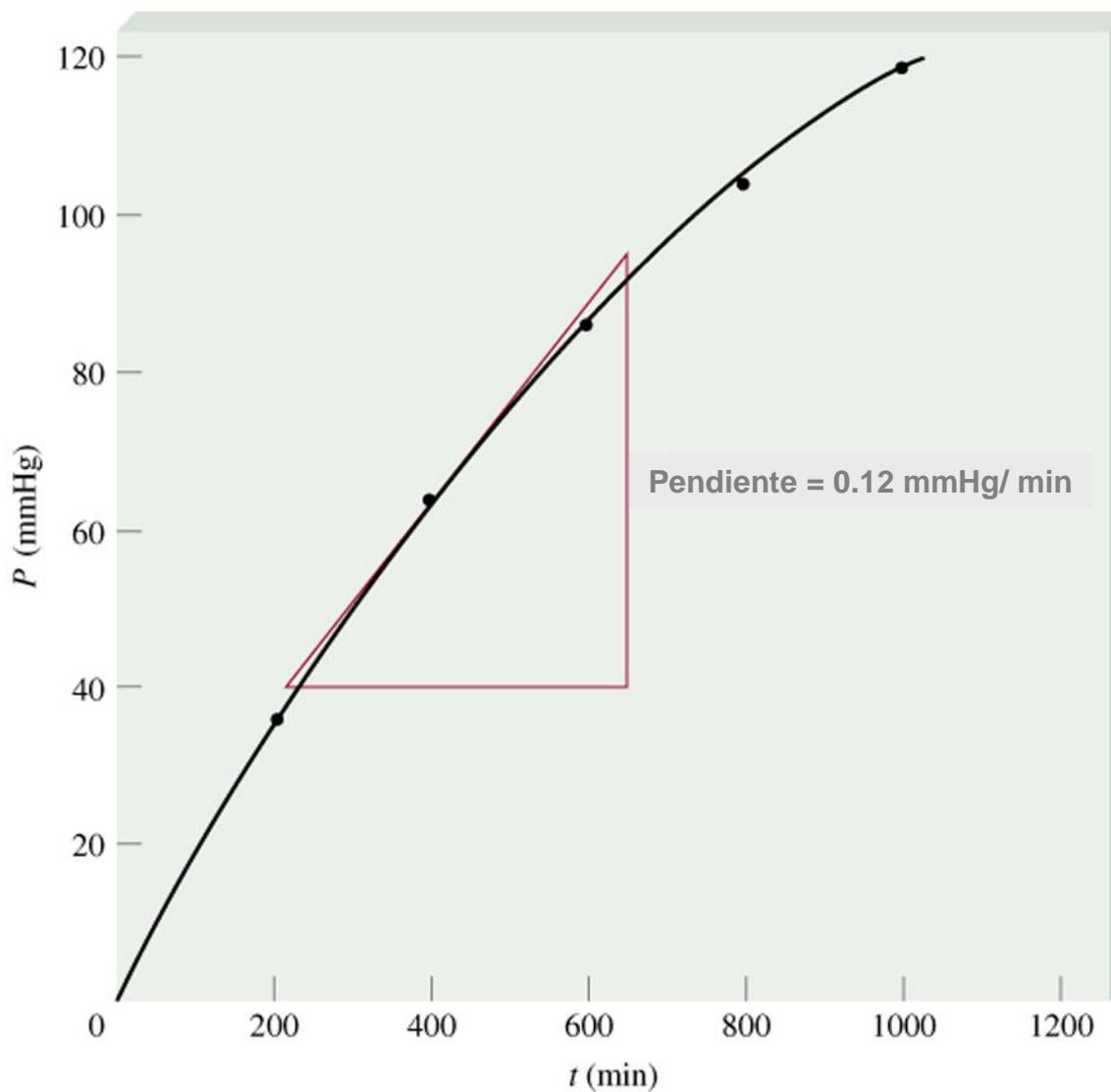
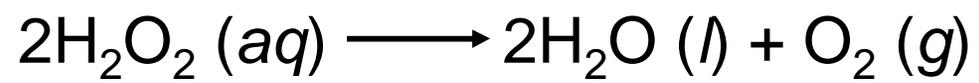
$$PV = nRT$$

$$P = \frac{n}{V} RT = [\text{O}_2]RT$$

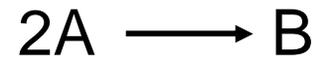
$$[\text{O}_2] = \frac{1}{RT} P$$

$$\text{velocidad} = \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{RT} \frac{\Delta P}{\Delta t}$$

medir  $\Delta P$  con el tiempo



## Velocidad de reacción y estequiometría



Dos moles de A desaparecen por cada mol de B que se forma.

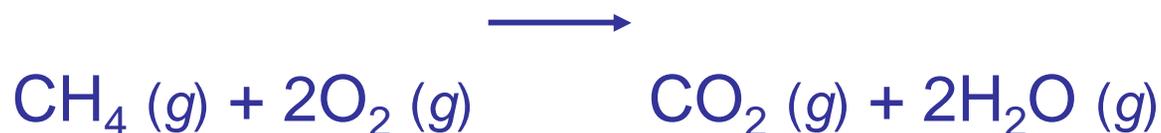
$$\text{velocidad} = -\frac{1}{2} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} \quad \text{velocidad} = \frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$



$$\text{velocidad} = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t}$$



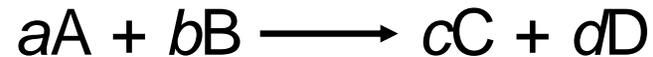
Escriba la expresión de velocidad para la reacción siguiente :



$$\text{velocidad} = - \frac{\Delta[\text{CH}_4]}{\Delta t} = - \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{\Delta[\text{CO}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{2} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

## La ley de la velocidad

La **ley de la velocidad** expresa la relación de la velocidad de una reacción con la constante de velocidad y la concentración de los reactivos elevados a alguna potencia.



$$\text{Velocidad} = k [A]^x [B]^y$$

La reacción es de **orden x** en A

La reacción es de **orden y** en B

La reacción es de **orden (x + y) global**

## DETERMINACIÓN EXPERIMENTAL DE LA ECUACIÓN DE VELOCIDAD

Ejemplo: Determinar el orden de reacción :  
 $\text{CH}_3\text{-Cl (g)} + \text{H}_2\text{O (g)} \rightarrow \text{CH}_3\text{-OH (g)} + \text{HCl (g)}$   
usando los datos de la tabla.

Experiencia	$[\text{CH}_3\text{-Cl}]$ (mol/L)	$[\text{H}_2\text{O}]$ (mol/L)	$v$ ( $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ )
1	0.25	0.25	2.83
2	0.50	0.25	5.67
3	0.25	0.5	11.35

$$v = k \cdot [\text{CH}_3\text{-Cl}]^n \cdot [\text{H}_2\text{O}]^m$$

*Experiencias 1 y 2* no cambia  $[\text{H}_2\text{O}]$ , luego el cambio de “v” se debe al cambio de  $[\text{CH}_3\text{-Cl}]$ . Al doblar  $[\text{CH}_3\text{-Cl}]$  se dobla la velocidad por tanto **orden de reacción respecto del  $\text{CH}_3\text{-Cl}$  es 1.**

*Experiencias 1 y 3* no cambia  $[\text{CH}_3\text{-Cl}]$  luego el cambio de “v” se debe al cambio de  $[\text{H}_2\text{O}]$ . Como al doblar  $[\text{H}_2\text{O}]$  se cuadruplica la velocidad por tanto **el orden de reacción respecto del  $\text{H}_2\text{O}$  es 2.**

$$v = k \cdot [\text{CH}_3\text{-Cl}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]^2$$

El orden total de la reacción es 3. El valor de “k” se calcula a partir de cualquier experiencia y resulta  **$181.4 \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$ .**

**Ejercicio A:** En la obtención del ácido nítrico, una de las etapas principales es la oxidación del óxido nítrico a dióxido de nitrógeno:  $2 \text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$ . Para esta reacción, se ha determinado experimentalmente que su ecuación de velocidad es:  $v = k [\text{NO}]^2 \cdot [\text{O}_2]$  y que la constante de velocidad, a  $250^\circ\text{C}$ , vale:  $k = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2}\text{L}^2\text{s}^{-1}$ . Calcular la velocidad de oxidación del NO, a dicha temperatura, cuando las concentraciones iniciales ( $\text{mol L}^{-1}$ ) de los reactivos son:

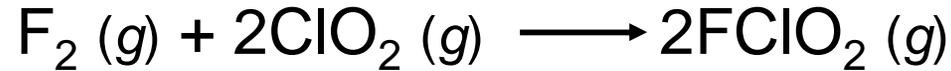
a)  $[\text{NO}] = 0,100 \text{ M}$  ;  $[\text{O}_2] = 0,210 \text{ M}$   
b)  $[\text{NO}] = 0,200 \text{ M}$ ;  $[\text{O}_2] = 0,420 \text{ M}$

Sustituyendo los datos resulta:

a)  $v = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1} \cdot (0,100 \text{ M})^2 \cdot 0,210 \text{ M} = 1,37 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$

b)  $v = 6,5 \cdot 10^{-3} \text{ M}^{-2}\text{s}^{-1} \cdot (0,200 \text{ M})^2 \cdot 0,420 \text{ M} = 1,09 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}\text{s}^{-1}$

Como puede comprobarse, en el caso b), en el que ambas concentraciones se han duplicado, la velocidad es 8 veces mayor ( $2^2 \cdot 2$ ).



**Table 13.2** Rate Data for the Reaction between  $\text{F}_2$  and  $\text{ClO}_2$

	$[\text{F}_2](M)$	$[\text{ClO}_2](M)$	Initial Rate ( $M/s$ )
1.	0.10	0.010	$1.2 \times 10^{-3}$
2.	0.10	0.040	$4.8 \times 10^{-3}$
3.	0.20	0.010	$2.4 \times 10^{-3}$

$$\text{velocidad} = k [\text{F}_2]^x [\text{ClO}_2]^y$$

Doble  $[\text{F}_2]$  con  $[\text{ClO}_2]$  constante

Velocidad doble

$$x = 1$$

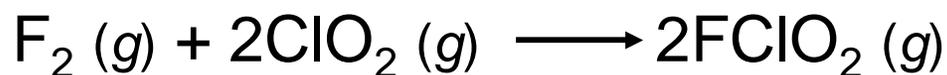
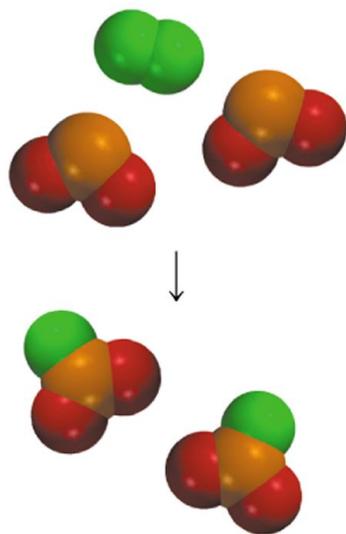
Cuadruple  $[\text{ClO}_2]$  con  $[\text{F}_2]$  constante      velocidad =  $k [\text{F}_2][\text{ClO}_2]$

Velocidad cuádruple

$$y = 1$$

## Leyes de la velocidad

- Las leyes de la velocidad **siempre** se determinan experimentalmente.
- El orden de la reacción **siempre** se define en términos de las concentraciones de los reactivos (no de los productos).
- El orden de un reactivo **no está** relacionado con el coeficiente estequiométrico del reactivo en la ecuación química balanceada.



$$\text{velocidad} = k [\text{F}_2][\text{ClO}_2]$$



Determine la ley de la velocidad y calcule la constante de velocidad para la reacción siguiente de los datos siguientes:



Experimento	$[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$	$[\text{I}^-]$	Velocidad inicial (M/s)
1	0.08	0.034	$2.2 \times 10^{-4}$
2	0.08	0.017	$1.1 \times 10^{-4}$
3	0.16	0.017	$2.2 \times 10^{-4}$

$$\text{velocidad} = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]^x [\text{I}^-]^y$$

$$y = 1$$

$$x = 1$$

$$\text{velocidad} = k [\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]$$

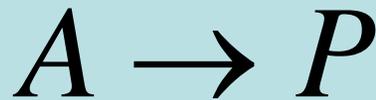
Doble  $[\text{I}^-]$ , velocidad doble (experimento 1 y 2)

Doble  $[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}]$ , velocidad doble (experimento 2 y 3)

$$k = \frac{\text{velocidad}}{[\text{S}_2\text{O}_8^{2-}] [\text{I}^-]} = \frac{2.2 \times 10^{-4} \text{ M/s}}{(0.08 \text{ M})(0.034 \text{ M})} = 0.08/\text{M}\cdot\text{s}$$

# ***RELACIÓN ENTRE LA CONCENTRACIÓN DE LOS REACTIVOS Y EL TIEMPO***

- *Ley de velocidad: Función de la constante de velocidad y la concentración.*
- *Ley de velocidad: Función del tiempo (órdenes globales: cero, uno, dos).*



## REACCIONES DE CERO ORDEN

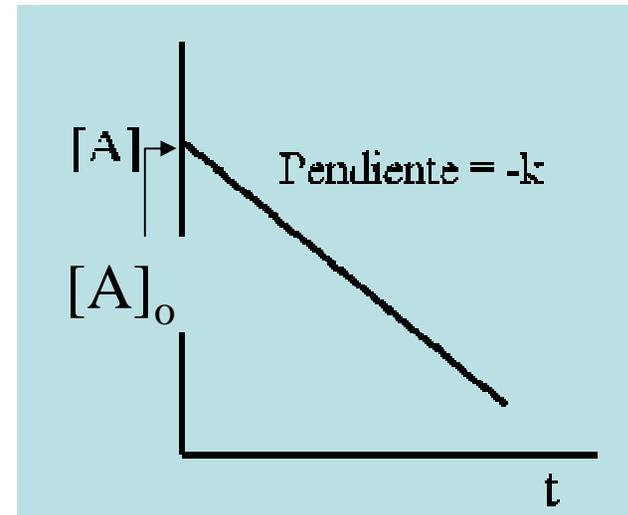
$$\text{Velocidad de reacción} = K[A]^0$$

$$-\frac{dA}{dt} = k$$

$$\frac{dA}{dt} = -k \Rightarrow [A] = -kt + [A]_0$$

[A]: Concentración de A en tiempo  $t$

[A]<sub>0</sub>: Concentración de A en tiempo  $t=0$



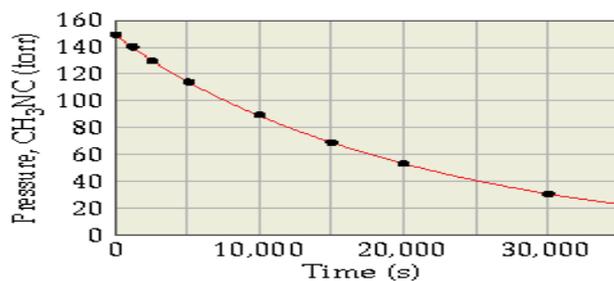
# REACCIONES DE PRIMER ORDEN

$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]$$

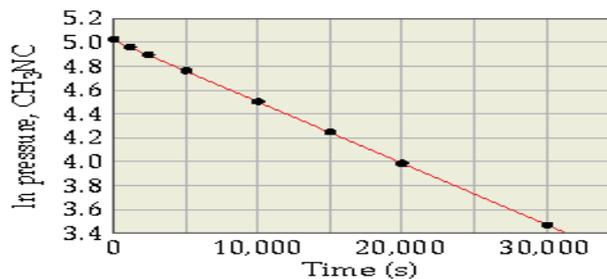
$$\frac{d[A]}{[A]} = -kdt \Rightarrow \int_{[A]_0}^{[A]_{t_1}} \frac{d[A]}{[A]} = -k \int_0^{t_1} dt$$

$$\ln [A]_{t_1} = \ln [A]_0 - kt_1$$

$$[A]_{t_1} = [A]_0 e^{-kt_1}$$



(a)



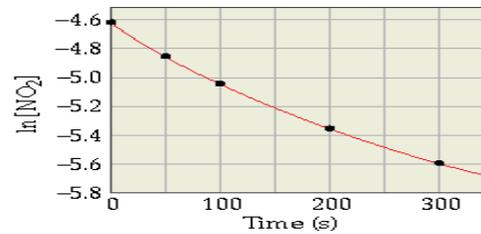
(b)

# REACCIONES DE SEGUNDO ORDEN

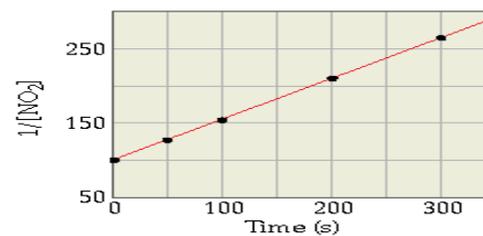
$$-\frac{d[A]}{dt} = k[A]^2$$

$$\frac{d[A]}{[A]^2} = -k dt \Rightarrow \int_{[A]_0}^{[A]_{t_1}} \frac{d[A]}{[A]^2} = -k \int_0^{t_1} dt$$

$$\frac{1}{[A]_{t_1}} = \frac{1}{[A]_0} + kt_1$$



(a)



(b)



La reacción  $2A \longrightarrow B$  es de primer orden en A con una constante de velocidad de  $2.8 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}$  en  $80^\circ\text{C}$ . ¿Cuánto tiempo tomará para A disminuir de  $0.88 \text{ M}$  a  $0.14 \text{ M}$ ?

$$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$$

$$[A]_0 = 0.88 \text{ M}$$

$$[A] = 0.14 \text{ M}$$

$$kt = \ln[A]_0 - \ln[A]$$

$$t = \frac{\ln[A]_0 - \ln[A]}{k} = \frac{\ln \frac{[A]_0}{[A]}}{k} = \frac{\ln \frac{0.88 \cancel{\text{ M}}}{0.14 \cancel{\text{ M}}}}{2.8 \times 10^{-2} \text{ s}^{-1}} = 66 \text{ s}$$

## TIEMPO DE VIDA MEDIA

*Tiempo de vida media:* tiempo que le toma a una especie en una reacción para alcanzar la mitad de su concentración:  
 $[A]_{t=\tau} = [A]_0/2.$

### *Orden cero*

$$\frac{dA}{dt} = -k [A]^0 = -k \Rightarrow [A] = -kt + [A_0]$$

a  $t_{1/2}$  la concentración es la mitad de la inicial

$$\Rightarrow \tau = t_{1/2} = \frac{[A_0]}{2k}$$

$$\frac{[A_0]}{2} = -kt_{1/2} + [A_0]$$

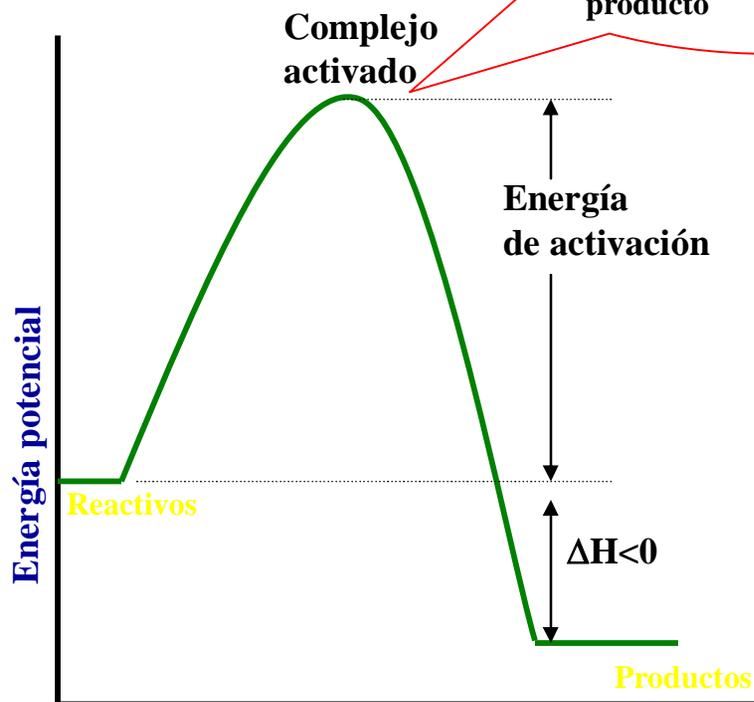
# UNIDADES DE K

<b>ORDEN</b>	<b>k</b>
Cero	Concentración*tiempo <sup>-1</sup>
Primer orden	tiempo <sup>-1</sup>
Segundo orden	Concentración <sup>-1</sup> *tiempo <sup>-1</sup>

# Resumen de la cinética para las reacciones de orden cero, primer orden y de segundo orden

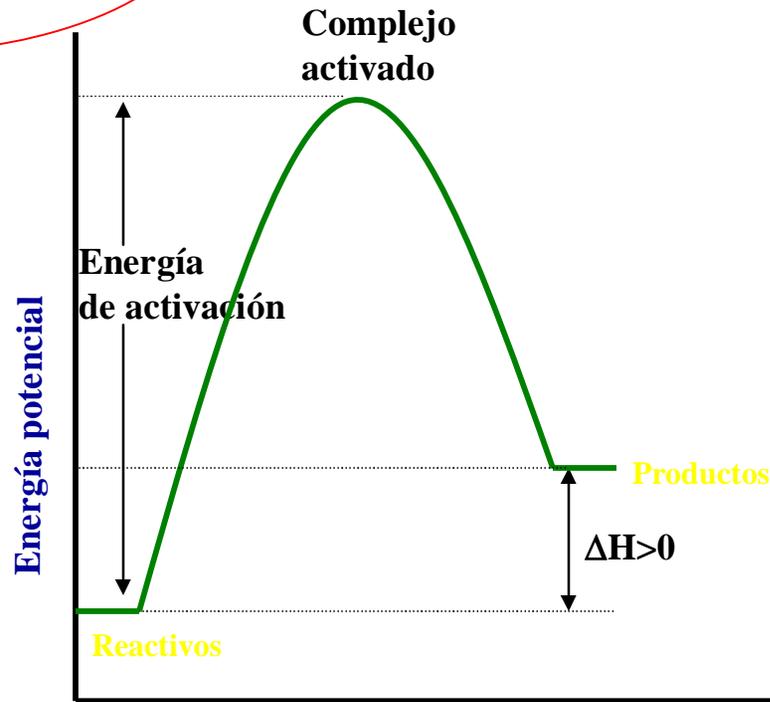
Orden	Ley de la velocidad	Ecuación Concentración-Tiempo	Vida media
0	velocidad = $k$	$[A] = [A]_0 - kt$	$t_{1/2} = \frac{[A]_0}{2k}$
1	velocidad = $k [A]$	$\ln[A] = \ln[A]_0 - kt$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2	velocidad = $k [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$

El complejo activado es una asociación transitoria muy inestable, ya que su energía es superior a las moléculas de reactivo y producto



Transcurso de la reacción

**Reacción exotérmica**



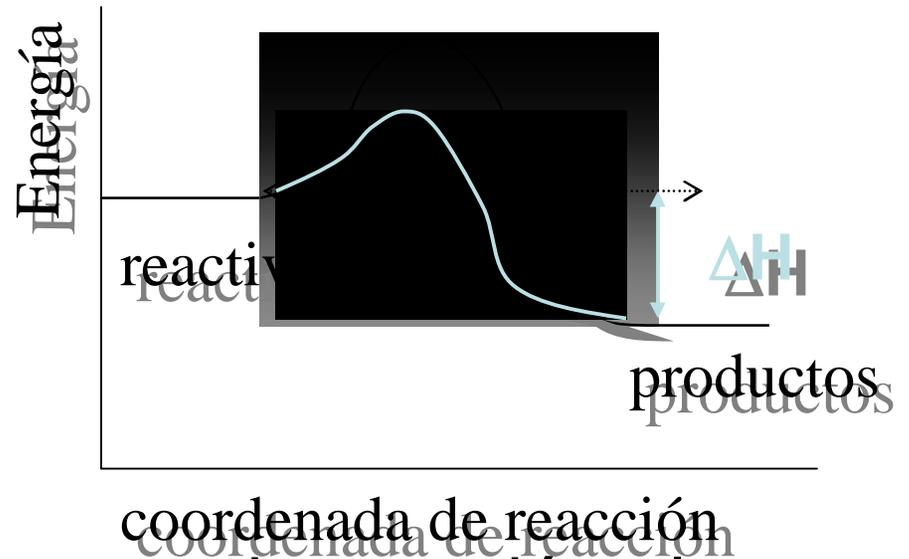
Transcurso de la reacción

**Reacción endotérmica**

## Ejemplo:

Teniendo en cuenta la gráfica adjunta:  
**a)** Indique si la reacción es exotérmica o endotérmica;

**b)** Represente el valor de  $\Delta H$  de reacción; **c)** Represente la curva de reacción al añadir un catalizador positivo. **d)** ¿Qué efectos produce el hecho de añadir un catalizador positivo?



- a)** Es exotérmica ya que  $E_{\text{productos}} < E_{\text{reactivos}}$ .
- d)** Disminuye la  $E_{\text{activación}}$  y por tanto existe una mayor cantidad de reactivos con energía suficiente para reaccionar; por tanto aumentará la velocidad.

# FACTORES QUE INFLUYEN EN LA VELOCIDAD DE REACCIÓN

- 1.- Estado físico de los reactivos
- 2.- Concentración de los reactivos
- 3.- Temperatura
- 4.- Catalizadores

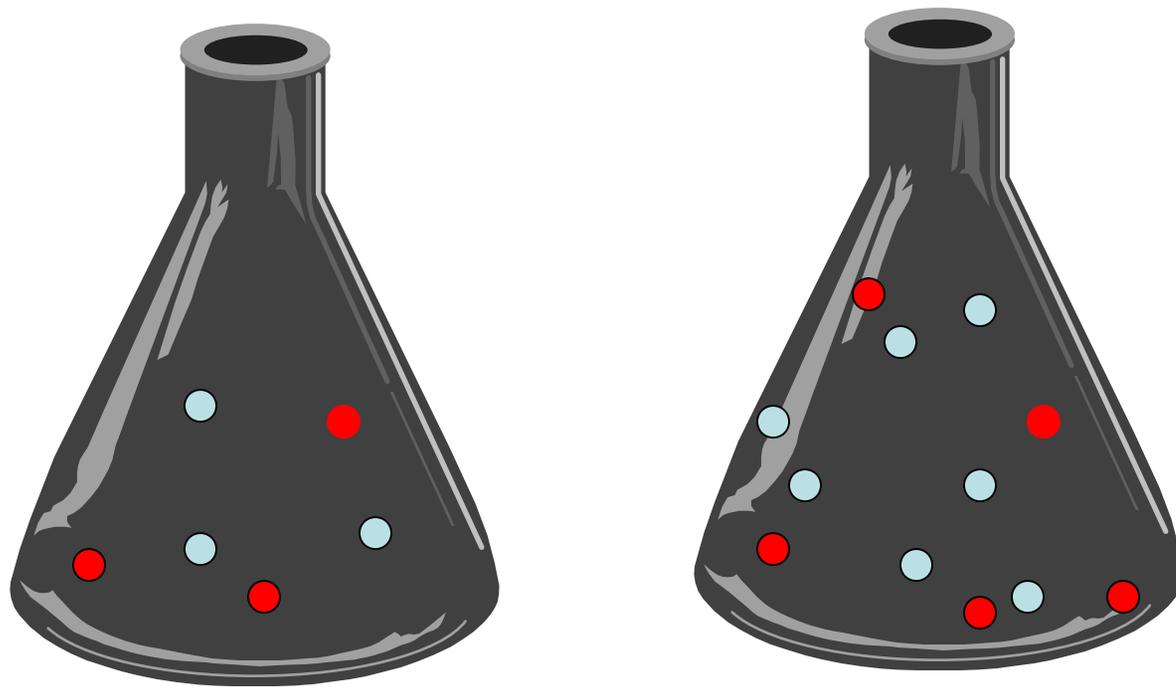
## 1.- Estado físico de los reactivos

*Las reacciones son más rápidas si los reactivos son gaseosos o están en disolución.*

*En las reacciones heterogéneas la velocidad dependerá de la superficie de contacto entre ambas fases, siendo mayor cuanto mayor es el estado de división.*

## 2. Concentración de los reactivos

La velocidad de la reacción se incrementa al aumentar la concentración de los reactivos, ya que aumenta el número de choques entre ellos.



### 3. Efecto de la temperatura

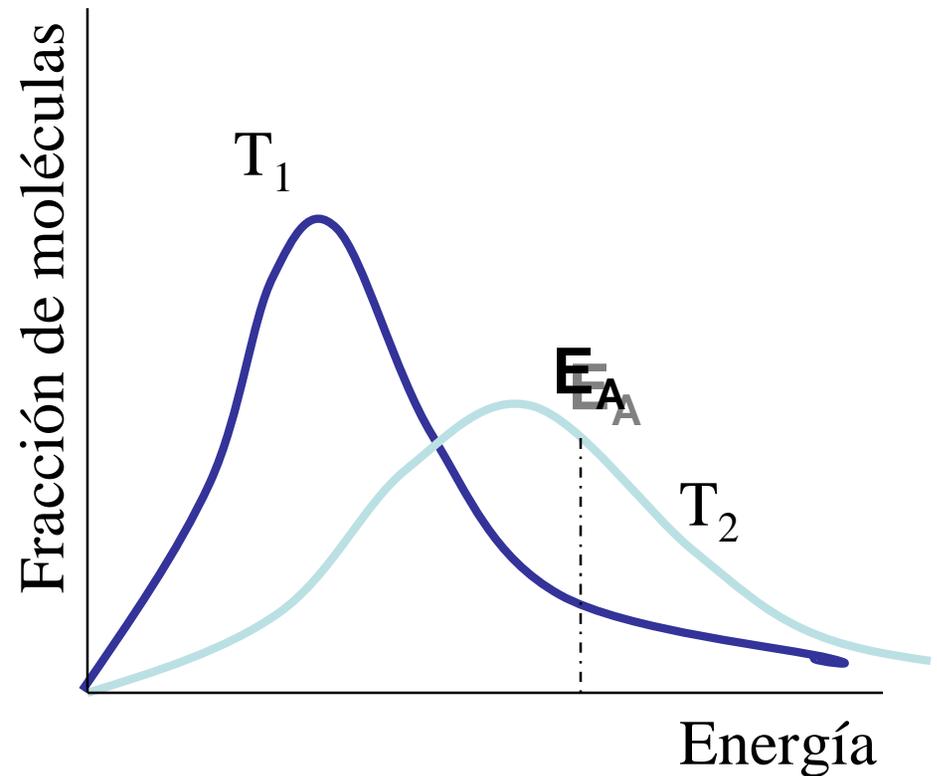
- La constante de velocidad, y por tanto la velocidad de una reacción, aumenta si aumenta la temperatura, porque la fracción de moléculas que sobrepasan la energía de activación es mayor. Así, a  $T_2$  hay un mayor porcentaje de moléculas con energía suficiente para producir la reacción (área sombreada) que a  $T_1$ .
- La variación de la constante de la velocidad con la temperatura se expresa en la ecuación de Arrhenius.

# Ecuación de Arrhenius

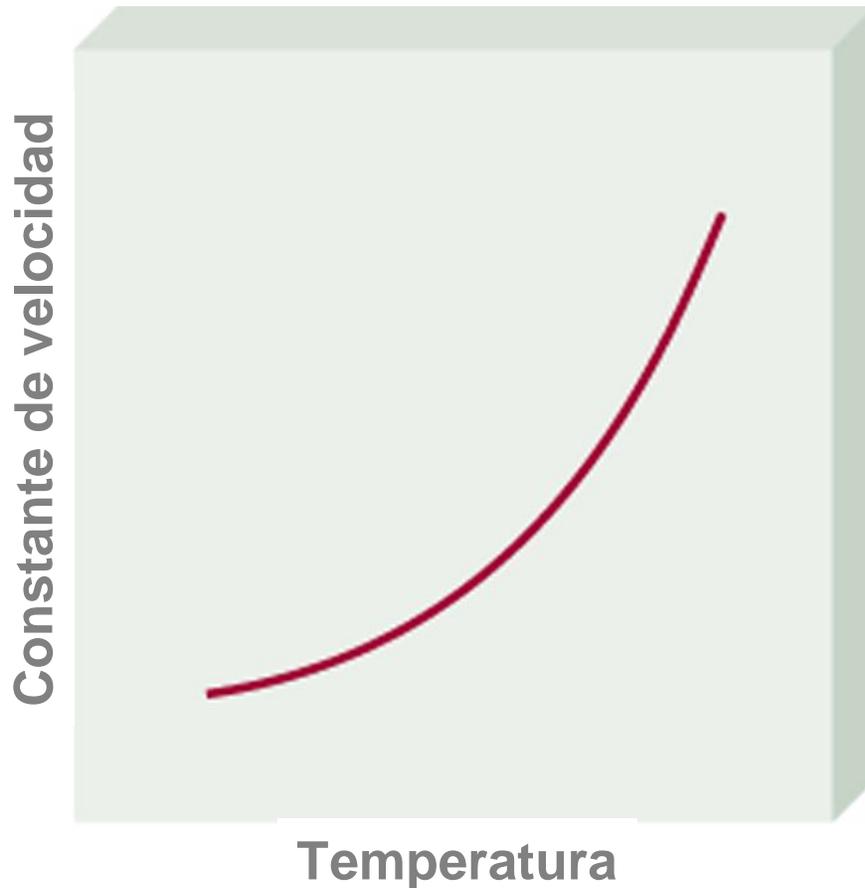
$$k = A \times e^{-E_A/RT}$$

k = Constante de velocidad  
A = Factor de frecuencia.  
Frecuencia de colisiones.  
T = T absoluta  
En forma logarítmica:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_A}{R \times T}$$



## Dependencia de la constante de velocidad respecto a la temperatura



$$k = A \cdot \exp(-E_a/RT)$$

(Ecuación de Arrhenius)

$E_a$  es la energía de activación (J/mol)

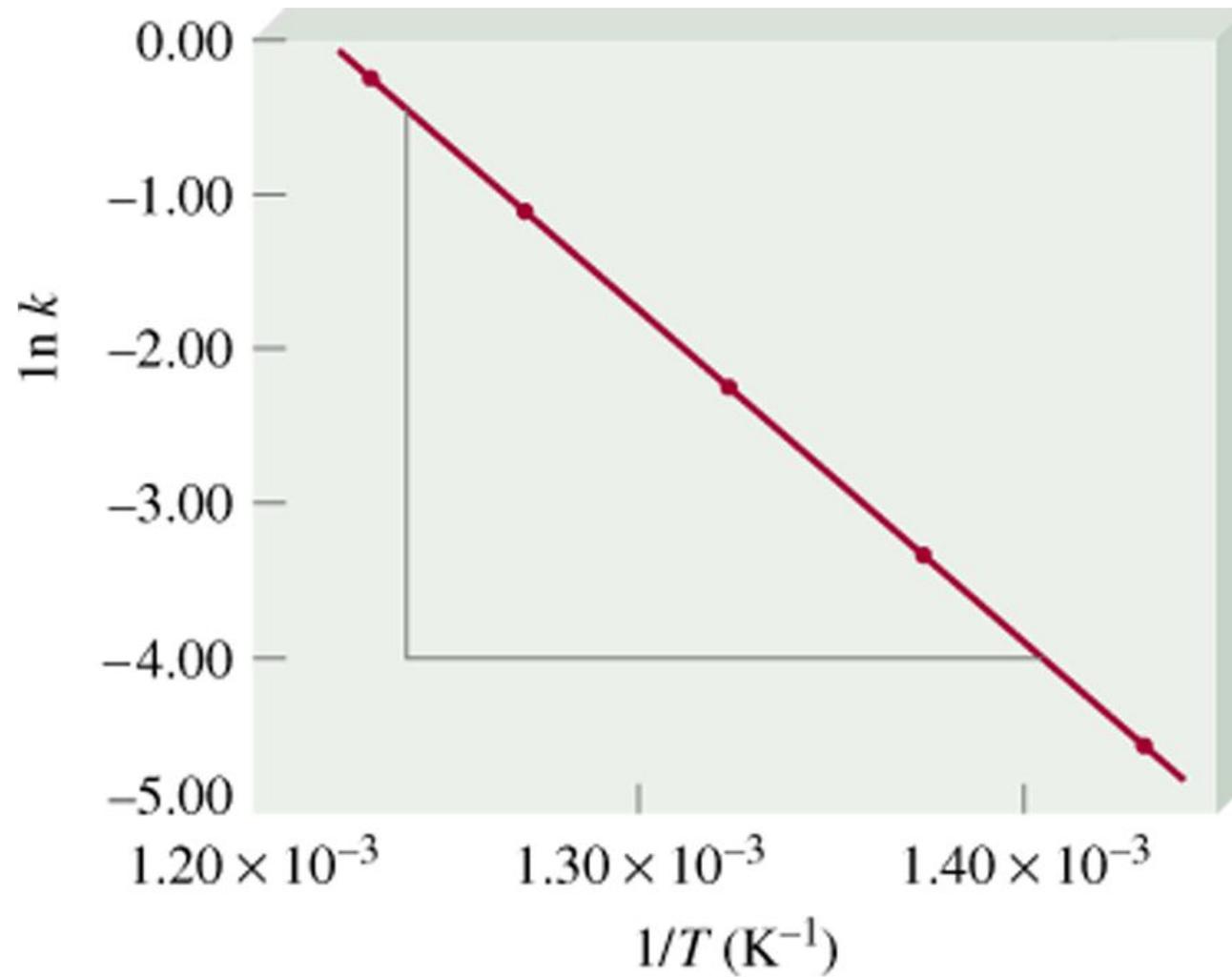
$R$  es la constante de gas (8.314 J/K•mol)

$T$  es la temperatura absoluta

$A$  es el factor de frecuencia

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$

$$\ln k = -\frac{E_a}{R} \frac{1}{T} + \ln A$$



Ejemplo: ¿Cual es el valor de la energía de activación para una reacción si la constante de velocidad se duplica cuando la temperatura aumenta de 15 a 25 °C?

$$k_2 (298 \text{ K}) = 2 \cdot k_1 (288 \text{ K})$$

$$\ln k_1 = \ln A - E_a/RT_1; \quad \ln 2 k_1 = \ln A - E_a/RT_2$$

$$R = 8.31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}, \quad T_1 = 288 \text{ K}$$

$$T_2 = 298 \text{ K}$$

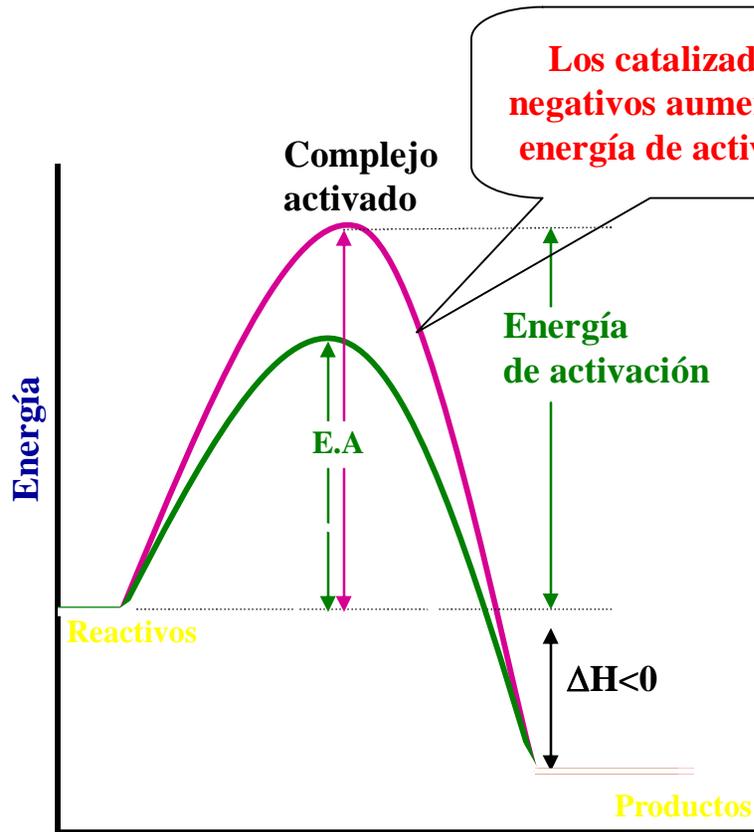
$$\ln 2 = -E_a/ 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 298 \text{ K} - (- E_a/ 8,31 \text{ J}\cdot\text{mol}^{-1} \cdot 288 \text{ K})$$

$E_a$  :

$$E_a = 4'95 \times 10^4 \text{ J x mol}^{-1}$$

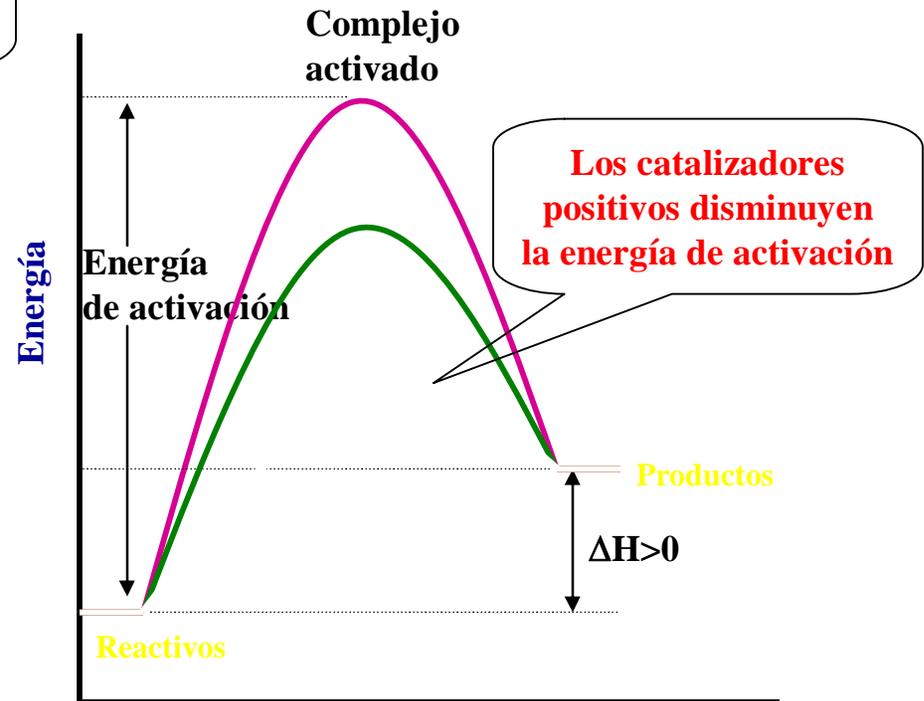
## 4. Catalizadores

- Intervienen en alguna etapa de la reacción pero no se modifican pues se recuperan al final y no aparece en la ecuación global ajustada.
- Modifican el mecanismo y por tanto  $E_a$ .
- **No modifican las constantes de los equilibrios.**
- Pueden ser:
  - Positivos: hacen que “v”  $\uparrow$  pues consiguen que  $E_a \downarrow$ .
  - Negativos: hacen que “v”  $\downarrow$  pues consiguen que  $E_a \uparrow$ .
- Los catalizadores también pueden clasificarse en:
  - Homogéneos: en la misma fase que los reactivos.
  - Heterogéneos: se encuentra en distinta fase.



Transcurso de la reacción

Reacción exotérmica



Transcurso de la reacción

Reacción endotérmica

# EJERCICIOS

- 13.8, 13.18, 13.28, 13.42, 13.50, 13.84,  
13.92

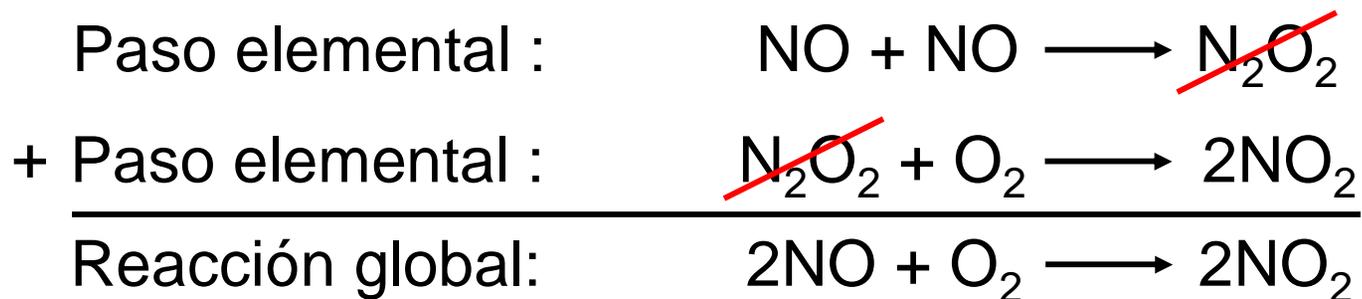
## Mecanismos de reacción

El avance de una reacción química global puede representarse a nivel molecular por una serie de **pasos elementales** simples o **reacciones elementales**.

La secuencia de **pasos elementales** que conduce a la formación del producto es el **mecanismo de reacción**.

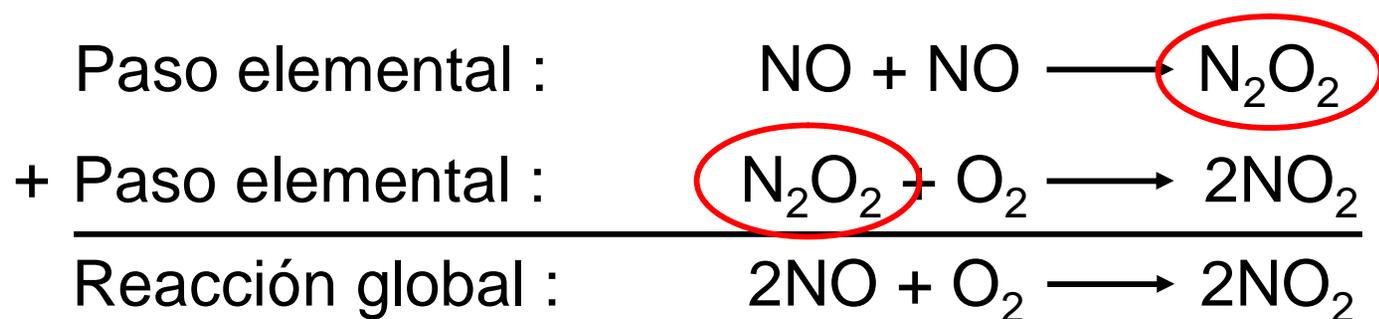


$\text{N}_2\text{O}_2$  ¿se detecta durante la reacción!



**Intermediarios** son especies que aparecen en el mecanismo de reacción **pero no** en la ecuación global balanceada.

Un **intermediario** siempre se forma en un paso elemental inicial y se consume en un paso elemental más tarde.



La **molecularidad de una reacción** es el número de moléculas reaccionando en un paso elemental

- **Reacción unimolecular** – paso elemental con 1 molécula
- **Reacción bimolecular** – paso elemental con 2 moléculas
- **Reacción termolecular** – paso elemental con 3 moléculas

# Las leyes de velocidad y los pasos elementales

*Reacción unimolecular*       $A \longrightarrow \text{productos}$       velocidad =  $k [A]$

*Reacción bimolecular*       $A + B \longrightarrow \text{productos}$       velocidad =  $k [A][B]$

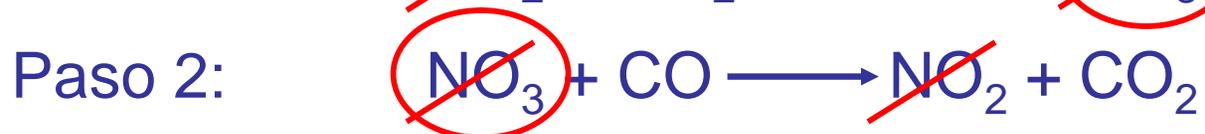
*Reacción bimolecular*       $A + A \longrightarrow \text{productos}$       velocidad =  $k [A]^2$

Pasos de los mecanismos de reacción verosímil:

- La suma de los pasos elementales debe dar la ecuación balanceada global para la reacción .
- El paso determinante de la velocidad debe predecir la misma ley de la velocidad que es experimentalmente determinada .



La ley de la velocidad experimental para la reacción entre  $\text{NO}_2$  y  $\text{CO}$  para producir  $\text{NO}$  y  $\text{CO}_2$  es la velocidad =  $k[\text{NO}_2]^2$ . Se cree que la reacción ocurre vía dos pasos:



¿Cuál es la ecuación para la reacción global?



¿Cuál es el intermedio?

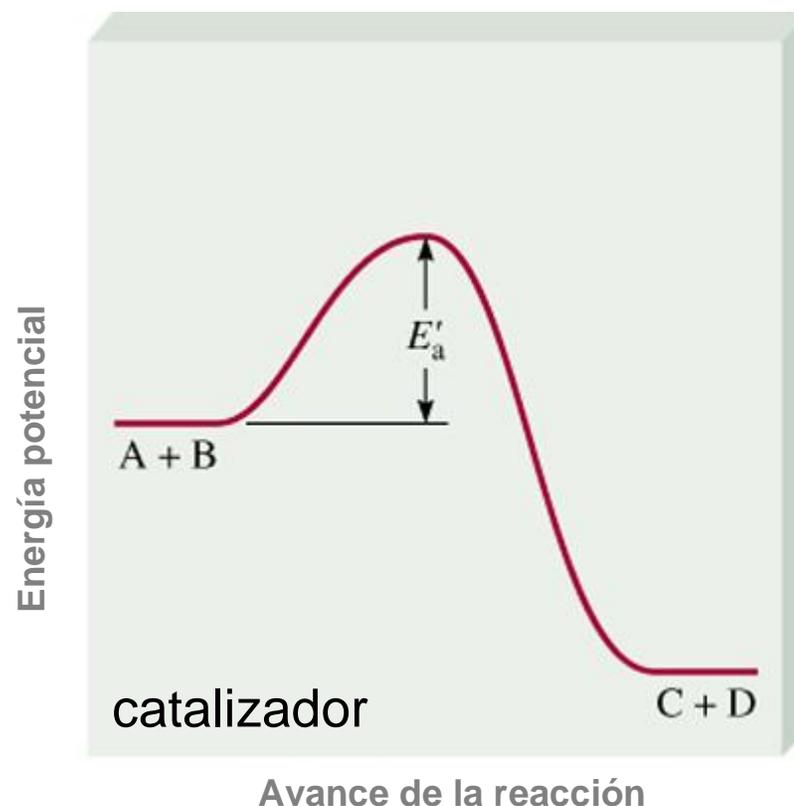
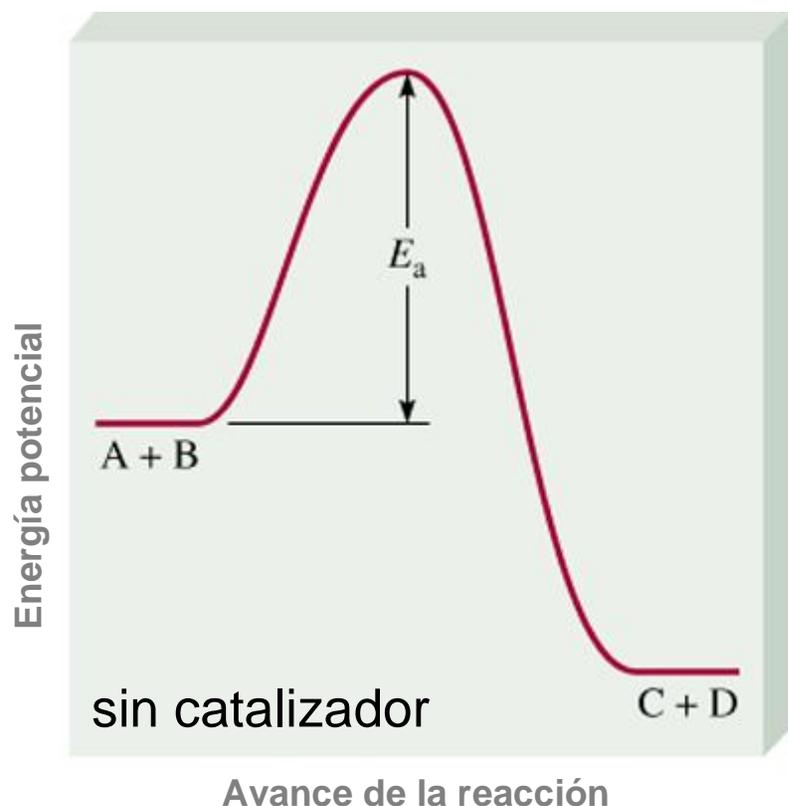


¿Qué puede decir sobre las velocidades relativas de los pasos 1 y 2?

velocidad =  $k[\text{NO}_2]^2$  es la ley de la velocidad para el paso 1, así el paso 1 debe ser más lento que el paso 2

El **catalizador** es una sustancia que aumenta la velocidad de una reacción química sin consumirse a sí mismo.

$$k = A \cdot \exp(-E_a/RT) \quad E_a \downarrow \quad k \uparrow$$



velocidad<sub>con catalizador</sub> > velocidad<sub>sin catalizador</sub>

$$E'_a < E_a$$

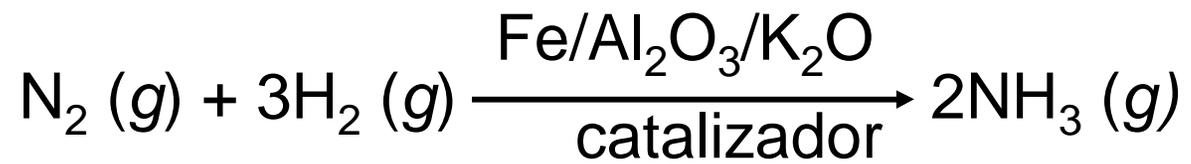
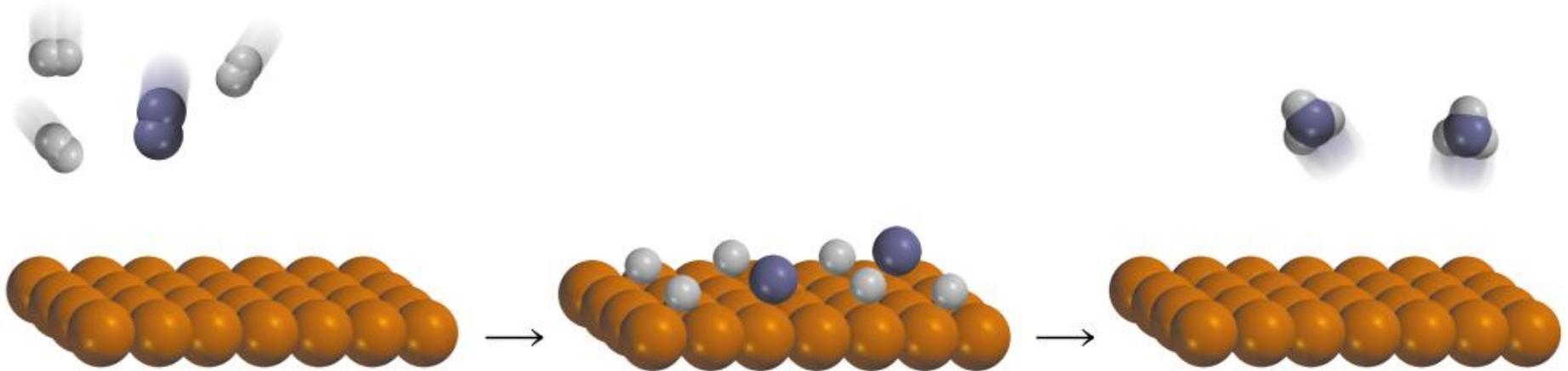
En la ***catálisis heterogénea***, los reactivos y el catalizador están en diferentes fases.

- Síntesis de Haber para el amoniaco
- El proceso Ostwald para la producción del ácido nítrico
- Convertidores catalíticos

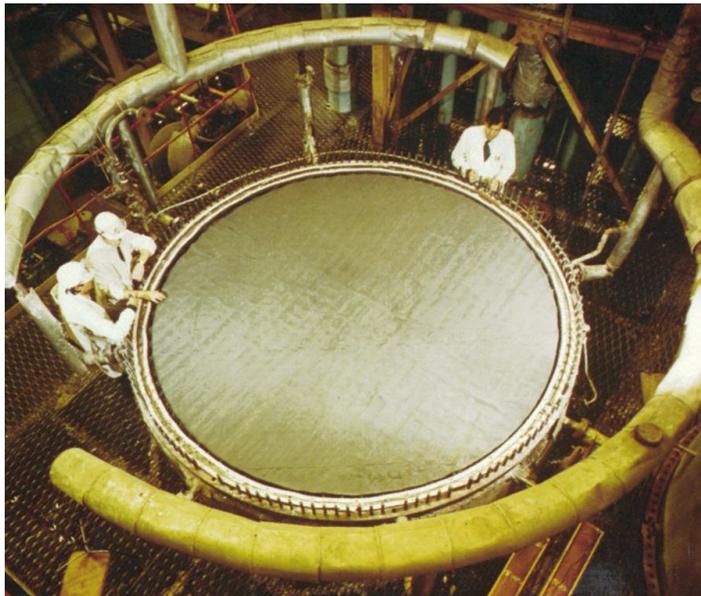
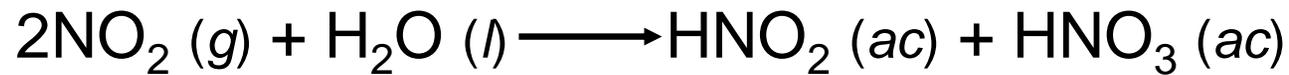
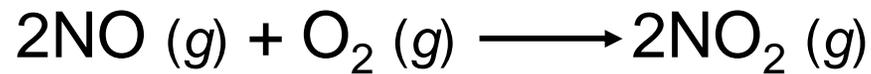
En la ***catálisis homogénea***, los reactivos y el catalizador están dispersos en una sola fase, generalmente líquida.

- Catálisis ácida
- Catálisis básica

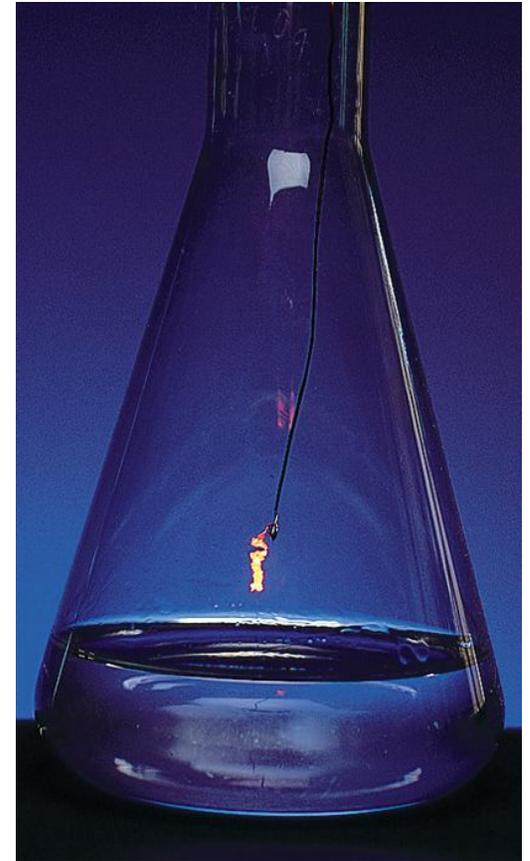
# Proceso de Haber



# Proceso Ostwald

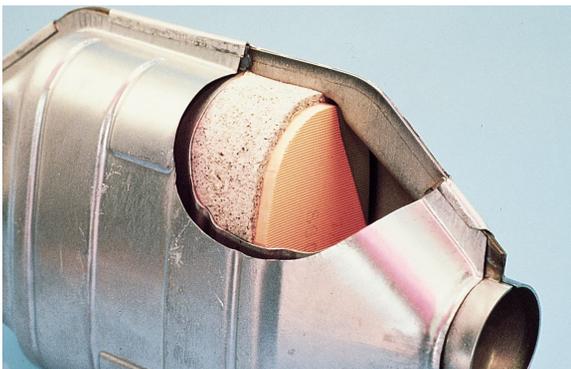
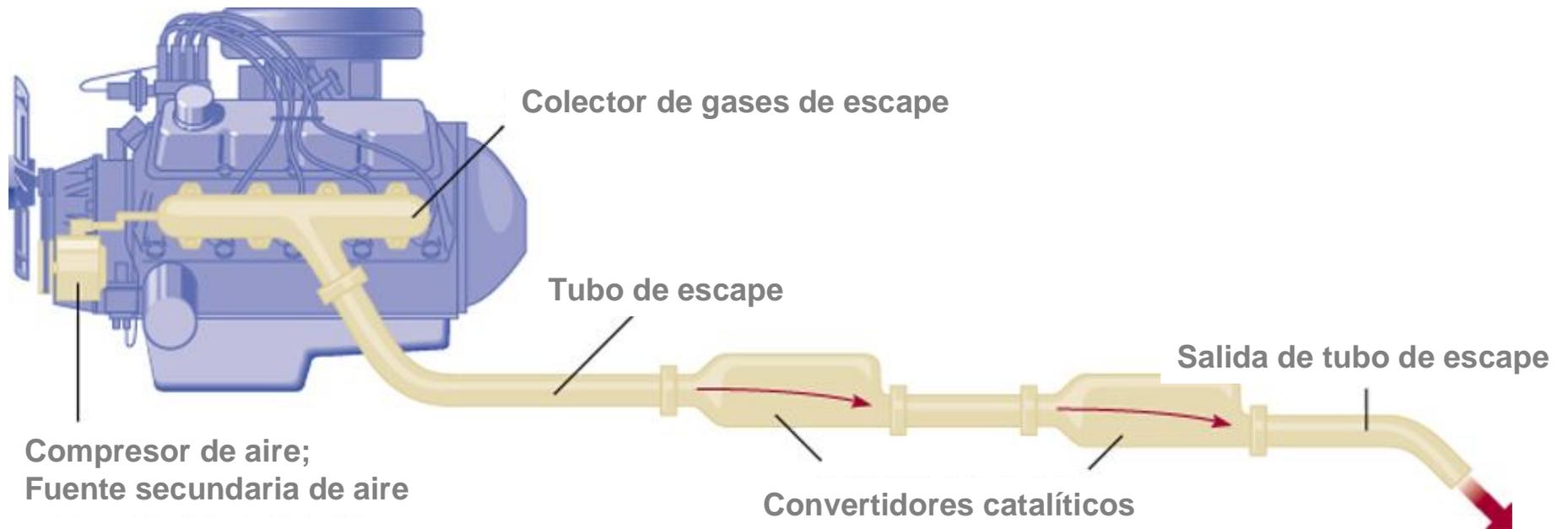


Pt-Rh catalizador usado  
en el proceso Ostwald

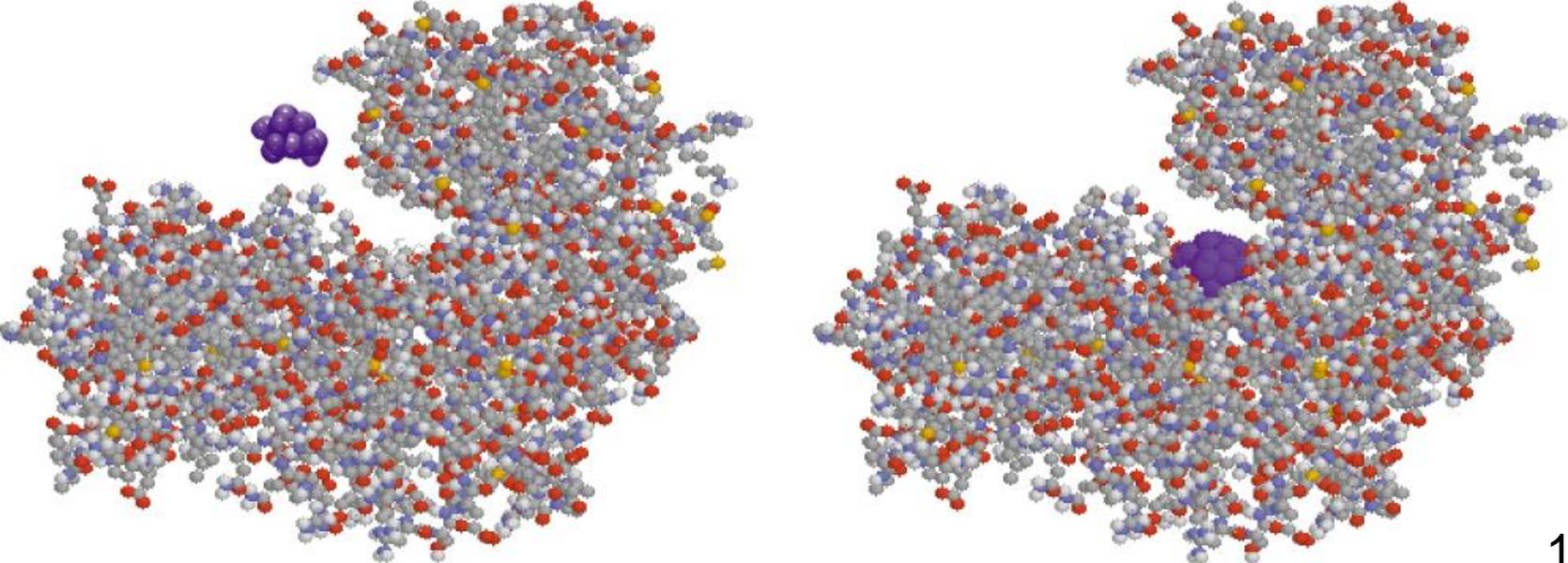
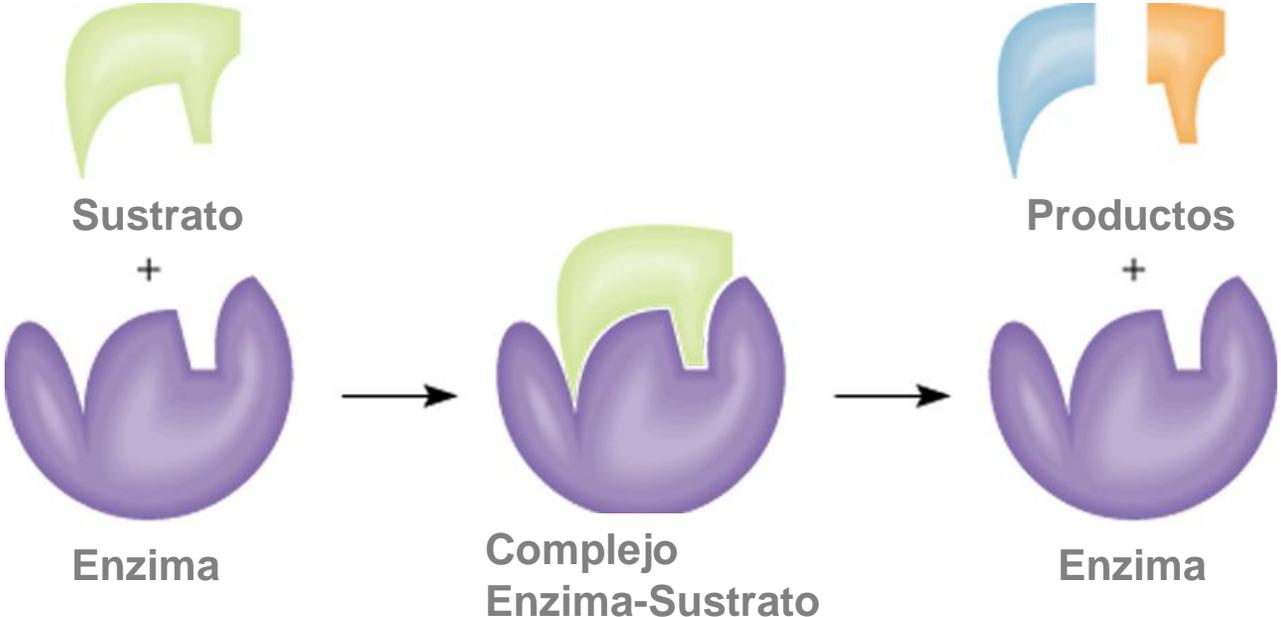


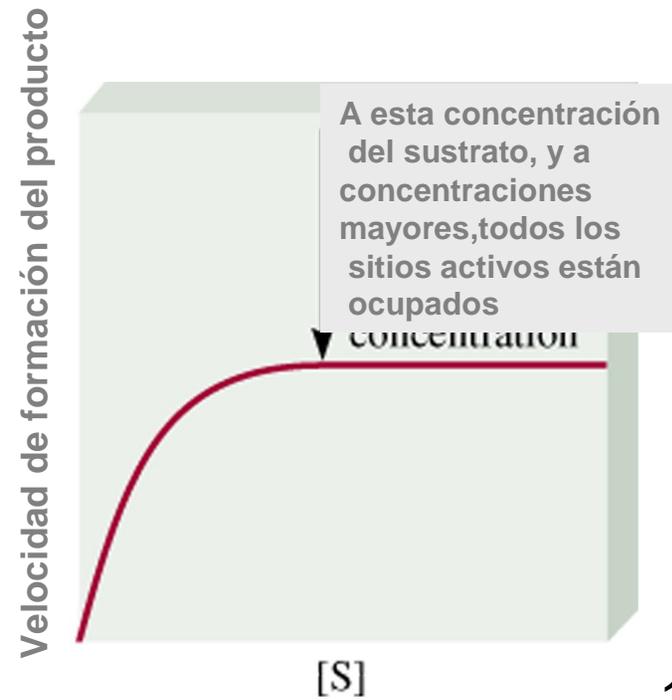
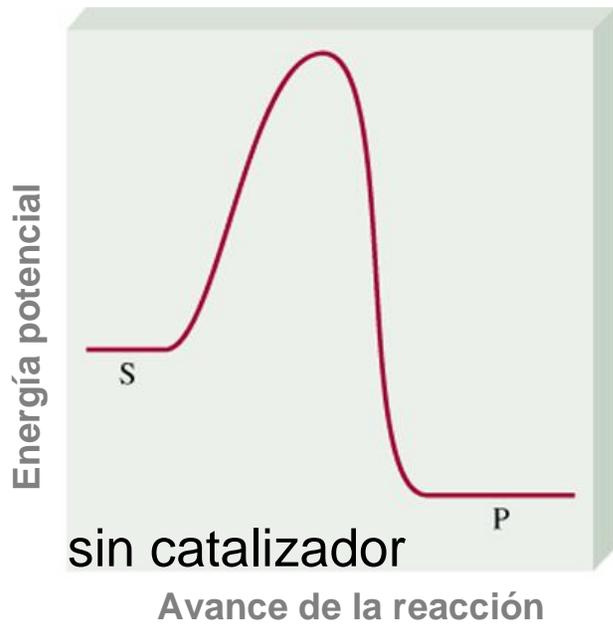
Un alambre caliente Pt  
sobre una disolución  
 $\text{NH}_3$

# Convertidores catalíticos



# Catálisis enzimática





# MODELO TEÓRICO DE LA CINÉTICA QUÍMICA. TEORÍA DE LAS COLISIONES

El número de moléculas de productos es proporcional al número de choques entre las moléculas de los reactivos.

No todos los choques son efectivos porque:

- No tienen la energía necesaria para constituir el “complejo activado”.
- No tienen la orientación adecuada.

La energía de activación es la necesaria para formar el complejo activado, a partir del cual la reacción transcurre de forma natural.

# Orientación en el choque

