

CINÉTICA QUÍMICA

1. Velocidad de reacción

1.1. Velocidad y espontaneidad

Reacción rápida y reacción espontánea no son sinónimos

- La espontaneidad (a T y P constantes en sistemas cerrados) viene determinada por una magnitud termodinámica , **energía libre de Gibbs**, G. Si ΔG de una reacción es negativa la reacción es espontánea
- La velocidad con que transcurre una reacción es independiente de las magnitudes termodinámicas

Reacción	TERMOQUIMICA			CINETICA
	T	ΔG°	¿ESPONTANEA?	Velocidad
$N_2(g) + 3 H_2(g) \rightarrow 2 NH_3(g)$; $\Delta H^\circ = -92,4 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta S^\circ = -201 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	200°C	> 0	NO	
	100°C	< 0	Espontanea	Lenta
$C(\text{diamante}) + O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$; $\Delta H^\circ = -395,4 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta S^\circ = 6,2 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	Cualquier T	< 0	Espontanea	Muy LENTA no se observa el proceso
$CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(g)$; $\Delta H^\circ = -802,3 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta S^\circ = -5,1 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	25°C	< 0	Espontanea	No ocurre apreciablemente si no hay una chispa o descarga eléctrica.
$Na(s) + H_2O(l) \rightarrow Na^+(aq) + OH^-(aq) + \frac{1}{2} H_2(g)$ $\Delta H^\circ = -184,3 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta S^\circ = -15,76 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$	25°C	< 0	Espontanea	Muy rápida y violenta

1.2. Definición de velocidad de reacción

A medida que una reacción transcurre los reactivos van desapareciendo y la cantidad de productos va aumentando.

La velocidad de reacción mide la “cantidad” de reactivo que desaparece por unidad de tiempo o la “cantidad” de producto que se forma por unidad de tiempo

Estrictamente la cantidad de reactivo o producto no se mide en masa ni en moles sino en concentración. (para sistemas homogéneos) expresada en **moles/L**.

Para una reacción cualquiera : $a A + b B \longrightarrow c C + d D$

Donde

A y **B** son los reactivos

C y **D** los productos

a, b, c y d los correspondientes coeficientes estequiométricos

[A] es la concentración en moles/litro de A

La velocidad de la reacción , si tomamos un intervalo de tiempo finito será:

$$V = -\frac{\Delta [A]}{a \cdot \Delta t} = -\frac{\Delta [B]}{b \cdot \Delta t} = \frac{\Delta [C]}{c \cdot \Delta t} = \frac{\Delta [D]}{d \cdot \Delta t}$$

Si tomamos las variaciones de la concentración en un intervalo infinitesimal

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

UNIDAD S.I. : **mol / L.s**

Los reactivos llevan signo – pues su concentración disminuye al transcurrir la reacción

Por cada **a moles de A** desaparecen **b moles de B**

Ejemplo: Para la obtención del NH_3 se observa que la concentración en mol/l de cada sustancia varía según :

	N_2	+	3H_2	$\longrightarrow$	2NH_3	
t=0	0,20		0,60		0	$V_{\text{N}_2} = - 0,02 \text{ (mol/l) /s}$
t=1s	0,18		0,54		0,04	$V_{\text{H}_2} = - 0,06 \text{ (mol/l) /s}$
t=2s	0,16		0,48		0,08	$V_{\text{NH}_3} = 0,04 \text{ (mol/l) /s}$
t=3s	0,14		0,42		0,12	
t=4s	0,12		0,36		0,16	

El N_2 se va consumiendo a un “ritmo” de 0,02 moles/l cada segundo, el H_2 desaparece 3 veces mas rápido a 0,06 mol/l cada segundo mientras que la cantidad de amoníaco va aumentando a 0,04 mol/l cada segundo

velocidad de la reacción será :
$$V = - \frac{0,02 \text{ mol/l}}{1 \cdot 1 \text{ s}} = - \frac{0,06 \text{ mol/l}}{3 \cdot 1 \text{ s}} = \frac{0,04 \text{ mol/l}}{2 \cdot 1 \text{ s}} = 0,02 \text{ mol/l s}$$

2. Factores que afectan a la velocidad de una reacción

Experimentalmente se comprueba que la velocidad viene determinada por:

1. Naturaleza de los reactivos
2. Grado de división de los reactivos. Cuanto mas finamente divididos estén los reactivos mas rápida es una reacción dada.

Este factor se aprecia mucho cuando uno de los reactivos es un solido:



Si el Zn esta en trozos pequeños es mas rápida, si está pulverizado todavía mas.

Las reacciones en disolución o en fase gas suelen ser rápidas: las sustancias están totalmente divididas

3. La temperatura. A mayor temperatura mayor velocidad. Muchas reacciones que se producen a temperatura ambiente al aumentar la T en 10°C duplican aproximadamente su velocidad
4. Concentración de los reactivos. Es el factor que afecta de forma mas variada a la velocidad
5. Presencia de catalizadores

2.1. Ecuación experimental de la velocidad

Experimentalmente se comprueba que la velocidad es proporcional a la concentración de los reactivos elevada a un coeficiente .

$$V = K [\text{A}]^\alpha [\text{B}]^\beta$$

- α , β : se llaman **órdenes parciales** de la reacción (respecto a A y respecto a B) ,NO TIENEN PORQUE COINCIDIR CON LOS COEFICIENTES ESTEQUIOMETRICOS, pueden ser números no enteros, y se deducen experimentalmente.
- $\alpha + \beta$: **orden total** de la reacción.
- K es la constante de velocidad, o constante cinética es independiente de las concentraciones y del tiempo

Para una reacción entre dos sustancias, son necesarios datos experimentales de al menos tres experimentos distintos, ya que hay que determinar tres variables: k, α y β . (Ver ejemplo al final del tema)

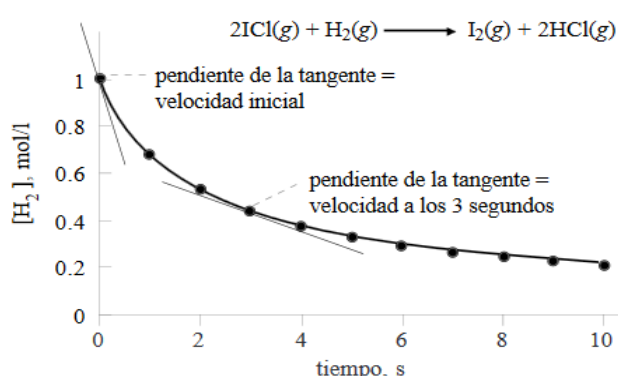


Figura 11.1. Gráfica de la concentración de hidrógeno frente a tiempo para la reacción entre ICl 2,000 M y H_2 1,000 M. La velocidad de reacción (instantánea) es igual a la tangente a la curva en el instante considerado. La velocidad de reacción disminuye con el tiempo, debido a la disminución de la concentración de reactivos. A partir de los datos experimentales, se deduce la siguiente ley de velocidad:

$$v = k[\text{ICl}][\text{H}_2]$$

donde k es la *constante de velocidad*, la cual depende de factores como la temperatura. Obsérvese esta relación entre las diferentes formas de expresar la velocidad:

$$v = \frac{-d[\text{H}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{-d[\text{ICl}]}{dt} = \frac{d[\text{I}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{HCl}]}{dt}$$

Tipos de reacciones según el orden

		Ecuación diferencial <i>Muestra como varía v con la concentración</i>	Ecuación integrada <i>Muestra como varía la concentración en función del tiempo</i>	K (unidad)
Orden 0	La velocidad es independiente de la concentración.	$V = K [A]^0 = K$	$[A] = [A_0] - k t$ La [A] disminuye linealmente con t	$\text{Mol l}^{-1} \text{s}^{-1}$
Orden 1	La velocidad es proporcional a la concentración.	$V = K [A]^1$	$[A] = [A_0] e^{-K t}$ La [A] disminuye exponencialmente con t $\ln [A] = \ln [A_0] - k t$	s^{-1}
Orden 2	La velocidad es proporcional al cuadrado de la concentración	$V = K [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + K t$ La [A] es inversamente proporcional a t	$\text{Mol}^{-1} \text{l s}^{-1}$

Nota: las unidades de K dependen del orden de la reacción

Tiempo o periodo de semirreacción

Es el tiempo necesario para que la concentración inicial de reactivo, $[A_0]$, se haya reducido a la mitad, se designa por : $t_{1/2}$

Si $[A] = [A_0] / 2$ sustituyendo en la ecuación integrada	Orden 0	$t_{1/2} = [A_0] / 2 K$
	Orden 1	$t_{1/2} = \ln 2 / K$ (es independiente de la $[A_0]$)
	Orden 2	$t_{1/2} = 1 / K [A_0]$

2.2. Variación de la velocidad con la Temperatura. Ecuación de Arrhenius.

Manteniendo constantes las concentraciones y midiendo la velocidad de la reacción a distintas temperaturas Arrhenius encontró la ecuación que relaciona la constante de velocidad con la temperatura

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

A = Es una constante que depende de la reacción

R = constante de los gases (aquí debe expresarse en el S.I.: 8,31J/mol K)

T = Temperatura (K)

Ea = constante que también depende de la reacción (Julios/mol)

$$\ln K = \ln A - \frac{E_a}{RT}$$

La misma ecuación en forma logarítmica:

De la forma de la expresión se comprueba que:

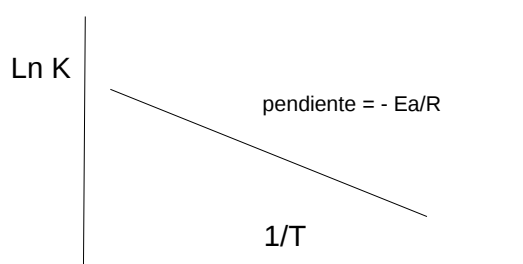
1. Al aumentar la temperatura ,T, la K aumenta y por tanto la velocidad también

Si a una T_1 la constante vale K_1 , se puede calcular la constante, K_2 a otra temperatura T_2 :

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{T_2 - T_1}{T_2 \cdot T_1} \right)$$

2. Al aumentar Ea, K disminuye y la velocidad también v.

3. Se puede calcular Ea y A si representamos Ln K frente a 1/T

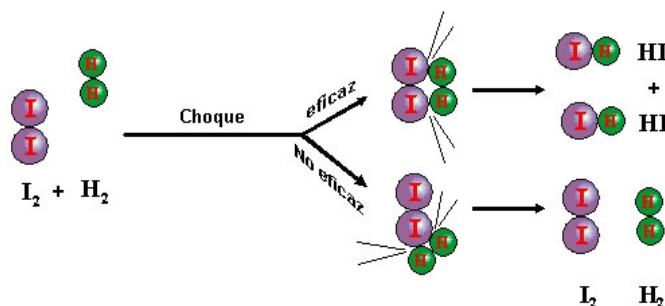
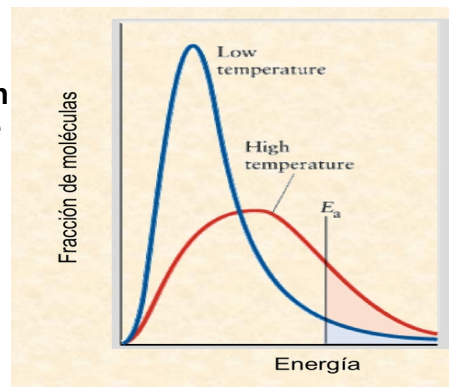


3. Teorías cinéticas

3.1. Teoría de colisiones

Propuesta por **Lewis** en 1920, propone que **las reacciones químicas tienen lugar a través de un choque entre partículas** que produce la formación de moléculas de productos.

- No todas las moléculas de los reactivos tienen la misma energía cinética, sino que está distribuida al azar entre todas ellas, de forma que
 - La mayoría tiene una energía cercana a un valor medio,
 - Pocas tienen energías grandes y
 - Pocas tienen energías pequeñas.
- Al aumentar la temperatura, se hace mayor el porcentaje de moléculas con energía grandes.
- Las moléculas de los reactivos pueden chocar entre si, pero si no cumplen ciertas condiciones no se produce reacción entre ellas, solo rebotan.
- Para que un **choque sea eficaz**, esto es, **se produzca reacción**, hacen falta al menos dos condiciones:
 - Que **las moléculas posean suficiente energía cinética**, para que al chocar puedan romperse los enlaces, esa energía mínima requerida se llama **energía de activación (E_a)**
 - Que **el choque se verifique con una orientación adecuada**. Aunque las moléculas tengan la suficiente energía, puede suceder que el choque no sea eficaz, por tener lugar con una orientación desfavorable



Se interpreta además los parámetros que aparecen en la ecuación de Arrhenius:

A : representa el numero de choques con orientación adecuada por unidad de tiempo

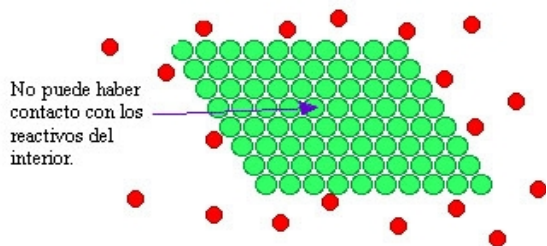
E_a : Es la energía mínima para producir la rotura de enlaces

$e^{-E_a/RT}$: representa la fracción de moléculas con energía mayor que E_a para reaccionar

Explicación de los factores que afectan a la velocidad mediante la Teoría de colisiones

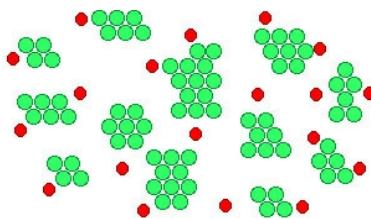
Grado de división de los reactivos

Cuanto mas divididos estén, mas superficie de contacto habrá, luego mas choques pueden producirse y por tanto mas velocidad



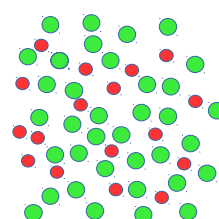
Los choques se producen solo sobre las partículas de la superficie

Velocidad lenta



Hay mas superficie de contacto, pueden darse mas choques

Mayor velocidad



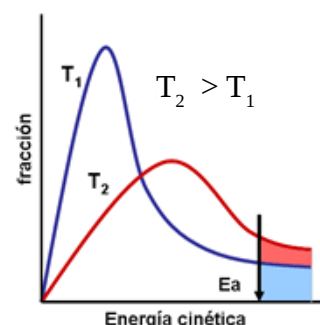
Máximo grado de división
mayor numero de choques
Velocidad aun mayor

Concentración de los reactivos:

Cuanto mayor sea la concentración, **aumenta el numero de choques totales** (pues es mayor probabilidad de que se encuentren las moléculas) y por tanto mayor velocidad.

Temperatura

Al aumentar la temperatura, aumenta la E_c media de las moléculas y la fracción de moléculas con energía superior a la E_a crece y por tanto **hay mas choques eficaces** y la velocidad aumenta.



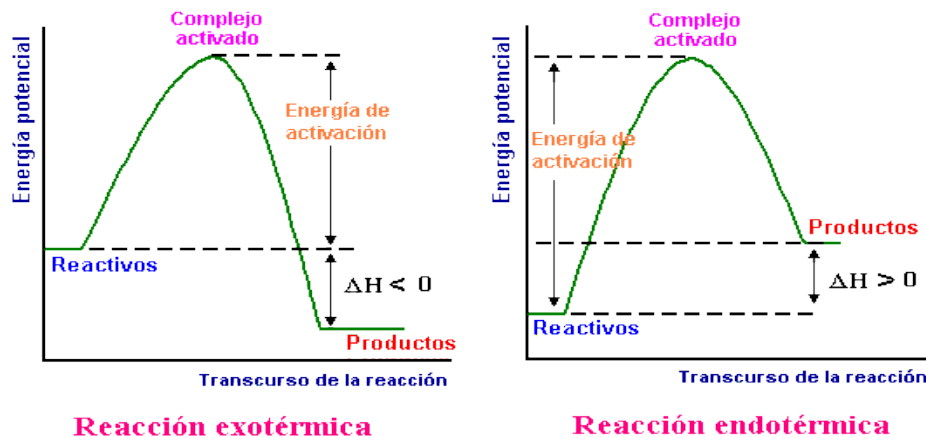
Catalizador. Estas sustancias rebajan la E_a y entonces la velocidad aumenta

3.2. Teoría del estado de transición

Teoría (Eyring, 1935), incide en la situación que se produce “en el momento del choque” entre las moléculas de reactivos.

Supone que la reacción química no sucede *directamente* de reactivos a productos, sino que transcurre por un *camino diferente* a través del llamado **complejo activado** (especie intermedia entre reactivos y productos constituidos por un grupo de átomos más complejo que una molécula sencilla) y con mayor contenido energético que los reactivos y productos (también llamado **complejo de transición**)

Esto supone que las moléculas de reactivos deben “remontar una barrera energética” antes de formarse los productos



$$E_{\text{reacción}} = E_P - E_R < 0$$

Desprende calor

$$E_{\text{reacción}} = E_P - E_R > 0$$

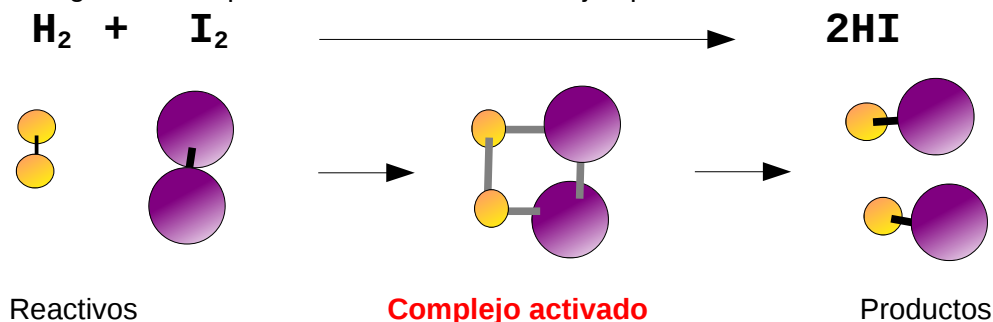
Absorbe calor

Tanto si la reacción es exotérmica como endotérmica la E_a es la diferencia entre la Energía del complejo activado y la energía de los reactivos

$$E_a = E_{\text{Complejo activado}} - E_{\text{Reactivos}}$$

- Si esta **E_a es pequeña**, habrá muchas moléculas con energía cinética suficiente para pasar la barrera, por lo que muchos choques alcanzaran el estado de transición, que una vez formado desemboca en la formación de productos y la velocidad de reacción será alta.
- Si **E_a es grande**, muy pocas moléculas tendrán suficiente energía cinética para remontar la barrera, con lo que casi todos los choques serán ineficaces y la velocidad de reacción muy pequeña.

El estado de transición es un agregado constituido por las moléculas reaccionantes, y en el que algunos de los enlaces primitivos se han debilitado (o incluso roto) y se han empezado a formar nuevos enlaces. Como tiene acumulada toda la energía de las moléculas reaccionantes, **es muy inestable**, y se descompone inmediatamente originando los productos de la reacción. Ejemplo:



Explicación de los factores que afectan a la velocidad mediante la Teoría del estado de transición

Grado de división de los reactivos: Si los reactivos están poco divididos es más difícil que se forme el complejo activado ya que tiene que haber contacto entre las moléculas de los reactivos

Concentración de los reactivos: Cuanto mayor sea la concentración mayor probabilidad de que se produzcan el complejo activado y mayor velocidad.

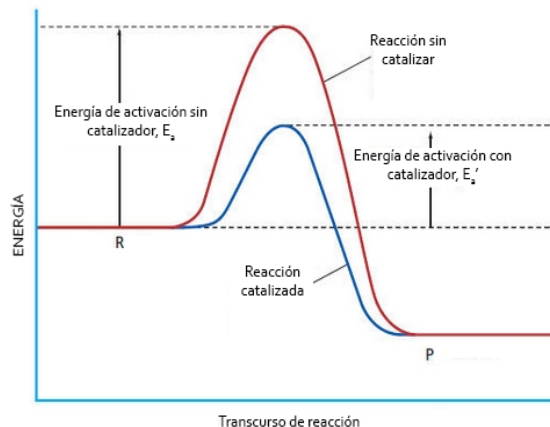
Temperatura: Al aumentar la temperatura, aumenta la E_c media de las moléculas y la fracción de moléculas con energía superior a la E_a crece y por tanto hay más moléculas que pueden superar la barrera de energía, alcanzar el estado de transición, y formarse el complejo activado.

Catalizador.

En presencia de estas sustancias el complejo activado que se forma es distinto, tiene una energía mas baja, es decir la E_a es mas pequeña, por tanto hay mas moléculas que pueden superarlas, la velocidad aumenta.

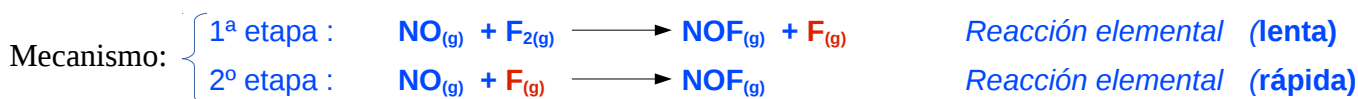
Los catalizadores negativos o inhibidores por el contrario presentan una energía mas alta, aumentan la barrera, y ralentizan la reacción.

Los catalizadores no afectan a la energía absorbida o desprendida en la reacción ni a la espontaneidad del proceso.

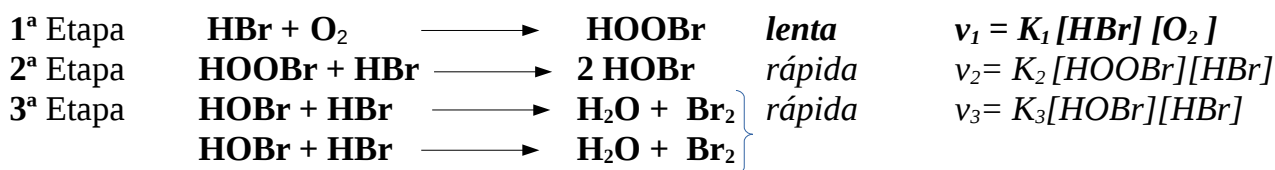


3.3. Mecanismo de reacción

Las reacciones no ocurren de una sola vez sino que transcurren a través de varias etapas intermedias llamadas **reacciones elementales**.



- El número de moléculas que participan en la reacción elemental se llama **molecularidad**.
 - Unimoleculares: $\text{A} \rightarrow \text{Productos}^* \quad v = k[\text{A}]$
 - Bimoleculares: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{Productos}^* \quad v = k[\text{A}][\text{B}]$
 $2 \text{A} \rightarrow \text{Productos}^* \quad v = k[\text{A}]^2$
 - Trimoleculares: $\text{A} + \text{B} + \text{C} \rightarrow \text{Productos}^* \quad v = k[\text{A}][\text{B}][\text{C}]$
 $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{Productos}^* \quad v = k[\text{A}][\text{B}]^2$
- Los procesos con molecularidad 4 o mayor son muy escasos pues es muy poco probable que 4 o mas partículas del tipo adecuado colisiones con la energía y orientación adecuada
- La velocidad de una etapa elemental es igual a la constante de velocidad, k , multiplicada por la concentración de cada molécula de reactivo, es decir :
- El orden de reacción = coeficiente estequiométrico**
- Los procesos elementales son reversibles.
- Las especies que aparecen en un proceso elemental y se consumen en otro se conocen como **intermedios de reacción** (como el átomo de flúor, F, en el ejemplo). No aparecen en la reacción global.
- La ley de velocidad de una reacción que transcurre en varias etapas queda determinada por la velocidad correspondiente a la etapa mas lenta (etapa determinante)
(Así se puede saber si el mecanismo propuesto coincide con la ecuación obtenida experimentalmente)



- La etapa determinante es la primera, entonces la $v = K_1 [\text{HBr}] [\text{O}_2]$

4. Catálisis

Es la acción que sobre la velocidad de una reacción ejercen ciertas sustancias llamadas catalizadores. **Catalizadores** son especies químicas (átomos, iones o moléculas) ajenas a la reacción cuya presencia modifica la velocidad de la misma sin que ellas experimenten alteración permanente alguna. Y presentan las siguientes características:

- **No son reactivos**, la reacción se produce igualmente sin su presencia
- **No cambian en el transcurso de la reacción**: *no se gastan*, se recuperan inalterados.
- Pequeñas cantidades de catalizador son suficientes para transformar gran cantidad de reactivos
- **Actúan modificando la energía de activación de la reacción**
- **No influyen sobre la espontaneidad de la reacción** (no pueden hacer posible una reacción no espontánea), ni sobre la energía absorbida o desprendida, ni sobre el rendimiento de la misma.
- En el caso de reacciones en equilibrio este no se desplaza, ni se altera el valor de la constante.

- ◆ **Catalizadores positivos: aumentan la velocidad**
- ◆ **Catalizadores negativos o inhibidores: disminuyen la velocidad**

4.1. Catálisis homogénea

Tanto reactivos como catalizador están en la misma fase

Ejemplo: descomposición de agua oxigenada, es un proceso espontáneo pero muy lento.



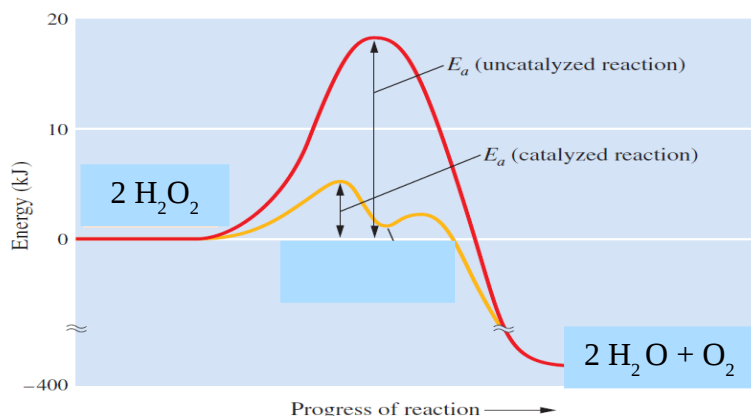
En presencia de KI disuelto (todas las sustancias están en disolución) la descomposición es mucho más rápida.



el H_2O_2 oxida el yoduro a hipoyodito y se reduce a agua



el H_2O_2 reduce el hipoyodito a yoduro y se oxida a O_2



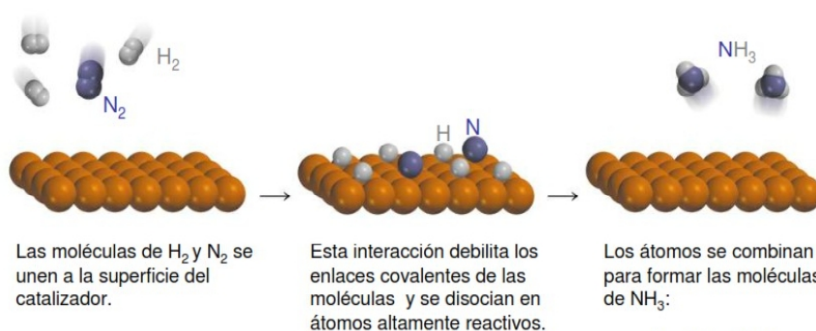
Observese que en la reacción catalizada aparecen dos máximos que corresponden a los complejos activados de cada una de las etapas.

4.2. Catálisis heterogénea (Catálisis de contacto)

Los reactivos están en una misma fase (líquida o gaseosa) y el catalizador en otra (sólido).

Catálisis sólida en fase gas.

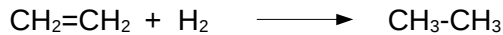
- La superficie del catalizador **adsorbe** las moléculas de reactivos, así se consigue una mayor concentración de los reactivos, mayor superficie y tiempo de contacto entre ellos.
- Una vez que se forman los productos, estos abandonan el catalizador y su "puesto" es ocupado por nuevas moléculas de reactivos.
- Al finalizar la reacción los catalizadores quedan disponibles para utilizarse de nuevo



Ejemplos:

Ej. 1 :El caso de la descomposición del agua oxigenada puede “acelerarse” todavía mas si se utiliza **KI sólido**

Ej.2: Reacciones de **adición de H₂ al doble enlace** de compuestos orgánicos:



Algunos metales como **Ni, Pt o Pd** finamente divididos actúan como catalizador

4.3. Catálisis Enzimática

Las **enzimas, o biocatalizadores** son unas moléculas proteínicas de masa molecular elevada que actúan como catalizadores en reacciones que ocurren en los organismos vivos, procesos que en general son muy lentos en ausencia de catalizador. Tienen una extraordinaria especificidad, es decir, cada reacción esta catalizada por una enzima determinada

El mecanismo de actuación enzimática se puede explicar mediante el **modelo de llave y cerradura de Fischer** (1894)

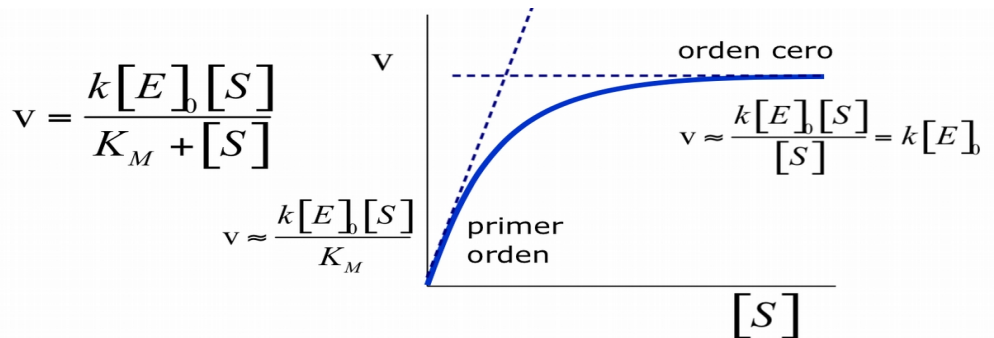


- **Enzima, E:** (llave) proteína capaz de catalizar una determinada reacción bioquímica sobre una sustancia llamada sustrato (cerradura)
- **Sitio activo:** Lugar de la enzima en que esta localizada la acción enzimática
- **Sustrato, S:** sustancia sobre la que actúa la enzima
- **Complejo enzima-sustrato, ES:** intermedio de reacción formado por la unión de enzima y sustrato por el sitio activo, y que da lugar a la reacción catalizada
- **Productos, P:** son las sustancias que se obtienen a partir del sustrato al final del proceso, la enzima se recupera y puede volver a actuar



La ecuación de velocidad de estos procesos es compleja :

- A concentración bajas de sustrato la velocidad es proporcional a la concentración de sustrato: cinética de primer orden
- A concentraciones altas de sustrato la velocidad es independiente de la concentraciones, se llega a un **punto de saturación**, la velocidad no cambia aunque aumente la concentración de sustrato cinética de orden 0
- A concentraciones intermedias, la velocidad aumenta con la concentraciones pero no linealmente.



Si sustituimos $k[E] = V_{\max}$ se obtiene la ecuación de Michaelis-Menten

$$V_0 = \frac{V_{\max}[S]}{K_m + [S]}$$

Ecuación de Michaelis-Menten (M-M)

Cálculos

EJEMPLO 1.

Para una reacción del tipo $A + B \longrightarrow C$ estudiada experimentalmente en el laboratorio se obtuvieron los siguientes valores

Ensayo	[A] mol/L	[B] mol/L	V mol/L s
1	0,02	0,01	$4,4 \cdot 10^{-4}$
2	0,02	0,02	$17,6 \cdot 10^{-4}$
3	0,04	0,02	$35,2 \cdot 10^{-4}$
4	0,04	0,04	$140,8 \cdot 10^{-4}$

Calcular

- El orden de la reacción respecto a A y respecto B. y el orden total
- La ecuación diferencial de la velocidad y
- La constante de velocidad (constante cinética)
- Determinar las unidades de la constante cinética K

Solución

- a) Orden respecto a B: Al comparar los ensayos 1 y 2 se observa que manteniendo constante la concentración de A al duplicar la concentración de B la velocidad se multiplica por 4 ($4 = 2^2$), es decir, la velocidad varía con el cuadrado de la concentración de B: es de orden 2 respecto a B, lo mismo se puede comprobar comparando 3 y 4

$$v = K [A]^a [B]^2$$

Orden respecto a A: Al comparar los ensayos 2 y 3 en los que la concentración de B es constante, se observa que al duplicar la concentración de A la velocidad también se duplica luego la velocidad es directamente proporcional a la concentración de A: el orden respecto a A es 1

$$v = K [A]^1 [B]^2$$

$$\text{El orden total} = 1 + 2 = 3$$

- b) Ecuación diferencial $v = K [A]^1 [B]^2$

- c) Una vez determinada la ecuación diferencial de velocidad se puede calcular K sustituyendo los valores dados en cualquiera de los ensayos y despejando K (si no se obtuvieran exactamente los mismos valores se calcularía la media aritmética de los mismos)

$$\text{Ensayo 1} \quad 4,4 \cdot 10^{-4} = K (0,02)^1 (0,01)^2 \quad K = 220$$

$$\text{Ensayo 4} \quad 140,8 \cdot 10^{-4} = K (0,04)^1 (0,04)^2 \quad K = 220$$

$$d) \quad 4,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.s} = K (0,02 \text{ mol/L})^1 (0,01 \text{ mol/L})^2$$

$$\frac{4,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/L.s}}{0,02 \cdot 0,0001 \text{ mol}^3/\text{L}^3} = K \quad K = 220 \text{ mol}^{-2} \text{L}^2 \text{s}^{-1}$$

Ejemplo 2. Para una reacción la constante de velocidad a 300 K vale $2,1 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$ y a 400 K la constante vale $9,2 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$. Determina: a) el orden de reacción. b) Calcula el valor de la energía de activación.

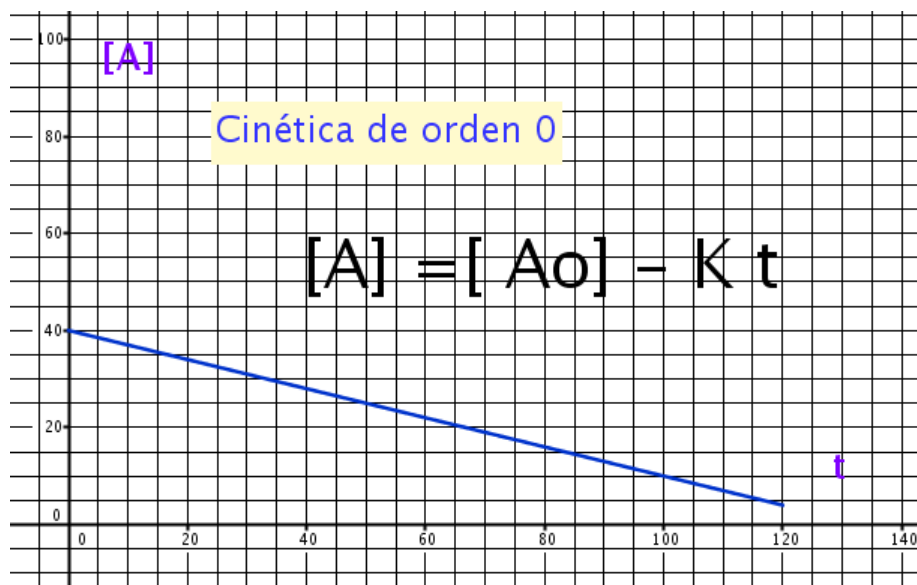
- a) El orden se determina a partir de las unidades de K, en ese caso es de orden 1, $v = K [A]$

- b) De la ecuación de Arrhenius en forma logarítmica: $\ln K_2 / K_1 = E_a / R (T_2 - T_1) / T_2 T_1$

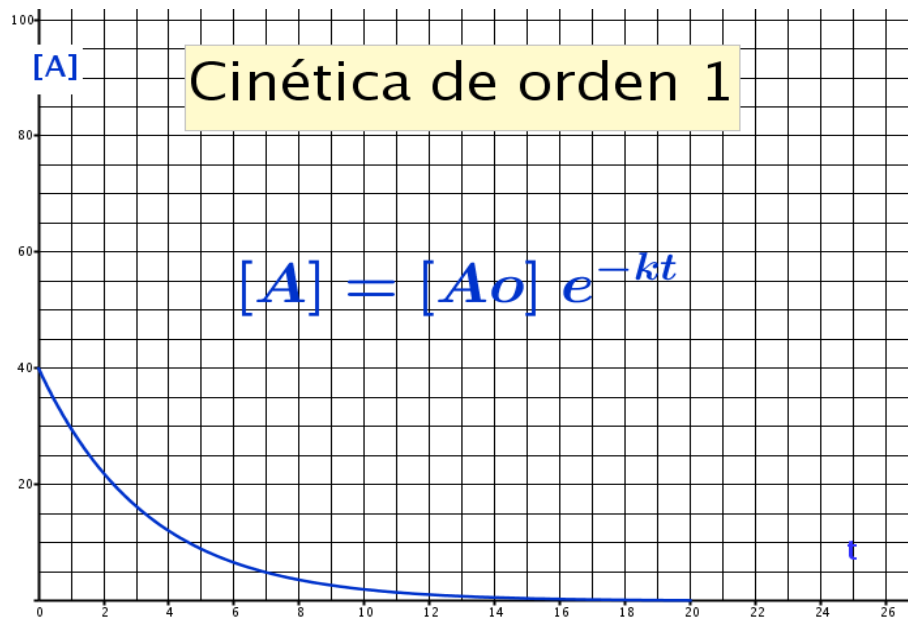
$$\text{Sustituyendo valores: } \ln (9,2 \cdot 10^{-3} / 2,1 \cdot 10^{-3}) = (E_a / 8,31) (400 - 300) / (400 \cdot 300)$$

$$E_a = 43686,8 \text{ J} = 43,7 \text{ kJ}$$

Variación de la concentración de reactivo con el tiempo



La concentración de A disminuye linealmente con el tiempo



La concentración de A disminuye exponencialmente con el tiempo, el descenso es mas “rápido”