

Estudia las velocidades de las reacciones químicas. Hay un amplio rango como por ejemplo una explosión (**reacción muy rápida**), la formación de minerales (**reacción muy lenta**), etc .

### 8.1 Factores que determinan la velocidad de reacción:

- 1.- Naturaleza de los Reactantes
- 2.- Concentración de los Reactantes
- 3.- Efecto de la Temperatura
- 4.- Influencia de Catalizadores

#### 1.- Naturaleza de los reactantes

Manteniendo todos los factores iguales, algunas reacciones son más rápidas y otras más lentas, como por ejemplo el cobre y la plata reaccionan muy lentamente con el oxígeno, en cambio el magnesio lo hace rápidamente. En general, las reacciones entre iones son bastante rápidas porque las atracciones electrostáticas ocurren en las tres coordenadas del espacio.

La extensión de la subdivisión de sólidos puede ser crucial en la determinación de las velocidades. Cuando una cierta masa se subdivide en partículas menores, el área superficial aumenta, por consiguiente, **a medida que el tamaño de la partícula disminuye, la velocidad de reacción aumenta.**

#### 2.- Concentración de los reactantes

Una velocidad es el cambio en una propiedad por unidad de tiempo. En Química se define como

$$V = \frac{\text{Cambio en concentración}}{\text{Tiempo para que cambio ocurra}} = \frac{\Delta[X]}{\Delta t}$$

Si X = R

$$V = \frac{\Delta[R]}{\Delta t}$$

R = reactante

De manera que **la velocidad de una reacción química se define como el cambio en la concentración de un reaccionante (R) o producto (P) por unidad de tiempo.**

$$(1) \quad v = \frac{-\Delta[R]}{\Delta t}$$

$$(2) \quad v = \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

Se pone el signo (-) para hacer positiva la velocidad de reacción y poder compararla con la de los productos

### • Velocidad de reacción y estequiometría

En general para la reacción:  $aA + bB \longrightarrow cC + dD$  la velocidad esta dada por:

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

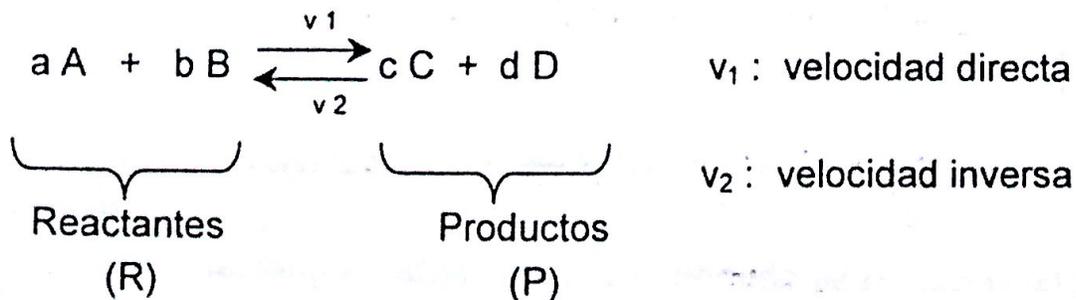
Ejemplo



$$v = \frac{-1}{4} \frac{\Delta[\text{NH}_3]}{\Delta t} = \frac{-1}{5} \frac{\Delta[\text{O}_2]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta[\text{NO}]}{\Delta t} = \frac{1}{6} \frac{\Delta[\text{H}_2\text{O}]}{\Delta t}$$

### • Ley diferencial de velocidad o ecuación de velocidad

En general para la reacción:



Se tiene:  $V = k [R]$

## • Ley de velocidad

$$V = k [A]^x [B]^y$$

x e y son determinados experimentalmente y pueden no ser iguales a coeficientes a y b.

Esta ley se expresa así:

“La velocidad de una reacción química es directamente proporcional a las concentraciones molares de los reactantes, elevadas a exponentes **determinados experimentalmente**”.

- k es una constante llamada constante específica de velocidad
- Los exponentes x e y representan el orden de reacción con respecto de A y B, respectivamente.
- El orden total de la reacción (OR) corresponde a:

$$OR = X + Y$$

$$V = k [A]^2 [B] \quad OR = 3$$

$$V = k [A]^2 \quad OR = 2$$

$$V = k [A] \quad OR = 1$$

$$V = k \quad OR = 0$$

## • Velocidad inicial:

Es aquella velocidad medida en tiempos muy cortos de modo que la [P] sea prácticamente cero.

Ejemplo:

Al estudiar la reacción  $2A + 2B \longrightarrow C$  se han obtenido los siguientes datos experimentales :

Experimento	Concentraciones Iniciales		Velocidad Inicial V ( mol / L · min )
	[ A ]	[ B ]	
1	0,1 M	0,1 M	$1 \times 10^{-4}$
2	0,1 M	0,3 M	$9 \times 10^{-4}$
3	0,3 M	0,3 M	$2,7 \times 10^{-3}$

- a) Escriba la ecuación para la velocidad de reacción  
 b) ¿Cuál es el orden total ( OR ) de la reacción ?  
 c) ¿Cuál es el valor de la constante específica de velocidad?  
 d) Si la concentración inicial de A y B es 0,4 M para ambas ¿Cuál será la velocidad de formación de C ?

Solución

a) 
$$V = k [A]^x [B]^y$$

Luego :

Se divide (1) / (2): 
$$\frac{k (10^{-1})^x (10^{-1})^y}{k (10^{-1})^x (3 \times 10^{-1})^y} = \frac{1 \times 10^{-4}}{9 \times 10^{-4}}$$

$$\left(\frac{1}{3}\right)^y = \left(\frac{1}{3}\right)^2 \quad y = 2$$

Se divide (2) / (3): 
$$\frac{k (10^{-1})^x (3 \times 10^{-1})^y}{k (3 \times 10^{-1})^x (3 \times 10^{-1})^y} = \frac{9 \times 10^{-4}}{2,7 \times 10^{-3}}$$

$$\left(\frac{1}{3}\right)^x = \left(\frac{1}{3}\right)^1 \quad x = 1$$

Luego  $V = k [A] [B]^2$

b) 
$$\text{OR} = X + Y$$

$$\text{OR} = 1 + 2 = 3$$

c) 
$$k = \frac{V}{[A] [B]^2} = \frac{1 \times 10^{-4}}{(10^{-1}) (10^{-1})^2} = 1 \times 10^{-1} [\text{mol}^{-2} \times \text{L}^2 \times \text{min}^{-1}]$$

d)

$$V = 1 \times 10^{-1} [A] [B]^2$$

$$V = 1 \times 10^{-1} (4 \times 10^{-1}) (4 \times 10^{-1})^2$$

$$V = 6,4 \times 10^{-3} [\text{mol} / \text{L} / \text{min}]$$

## • Leyes integradas de velocidad

Las ecuaciones que relacionan **concentración** con el **tiempo** son las ecuaciones integradas de velocidad.

• Para reacciones que implican  $A \longrightarrow$  productos, que son 1<sup>er</sup> orden en A y de 1<sup>er</sup> orden total, las ecuaciones integradas son (1) o (2).

• Para reacciones que implican  $2 A \longrightarrow$  productos que son 2<sup>o</sup> orden en A y de 2<sup>o</sup> orden total, la ecuación integrada es (3).

(1)

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

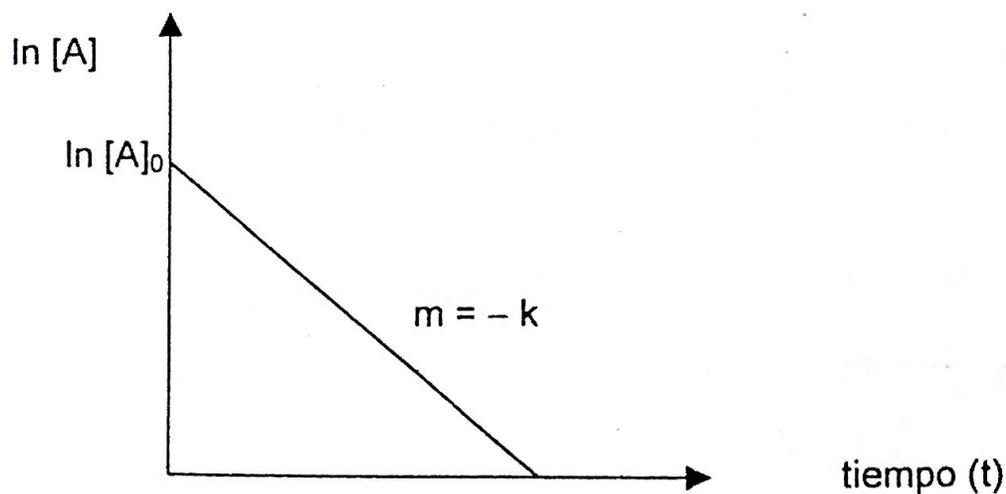
(2)

$$\log [A] = \frac{-kt}{2,3} + \log [A]_0$$

(3)

$$\frac{1}{[A]} = kt + \frac{1}{[A]_0}$$

Las ecuaciones (1) y (2) tienen la forma:  $y = mx + b$ , donde  $y = \ln [A]$ ;  $m = -k$ ;  $b = \ln [A]_0$  ó  $y = \log [A]$ ;  $m = \frac{-k}{2,3}$ ;  $b = \log [A]_0$



**Interpretación Gráfica:** Si se obtiene una **línea recta**, al graficar

- $[A]$  vs t es de orden cero
- $\ln [A]$  vs t es de 1<sup>er</sup> orden
- $1 / [A]$  vs t es de 2<sup>o</sup> orden (concentraciones iniciales iguales)
- $1 / [A]^2$  vs t es de 3<sup>er</sup> orden (concentraciones iniciales iguales)

• Leyes de velocidad de algunas reacciones químicas

Reacción	Ley de velocidad	Órdenes de reacción
$2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \longrightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = k [\text{N}_2\text{O}_5]$	Primer orden
$2\text{NO}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{NO}_2]}{\Delta t} = k [\text{NO}_2]^2$	Segundo orden
$\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{H}_2]}{\Delta t} = k [\text{H}_2] [\text{I}_2]$	Segundo orden
$\text{CHCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{CCl}_4(\text{g}) + \text{HCl}(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{CHCl}_3]}{\Delta t} = k [\text{CHCl}_3] [\text{Cl}_2]^{1/2}$	Orden 1½
$2\text{O}_3(\text{g}) \longrightarrow 3\text{O}_2(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{O}_3]}{\Delta t} = k [\text{O}_3] [\text{O}_2]^{-1}$	Orden cero
$2\text{NH}_3(\text{g}) \longrightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$	$v = \frac{-\Delta [\text{NH}_3]}{\Delta t} = k$	Orden cero

• Formas integradas de las leyes de velocidad

Orden	Ley de velocidad	Forma integrada	Vida Media
0	$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]^0 = k$	$[A] = [A]_0 - kt$	
1	$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]$	$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt$	$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k}$
2	$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]^2$	$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + kt$	$t_{1/2} = \frac{1}{k[A]_0}$
3	$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]^3$	$\frac{1}{[A]^2} = \frac{1}{[A]_0^2} + 2kt$	
$n > 1$	$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = k [A]^n$	$\frac{1}{[A]^{n-1}} = \frac{1}{[A]_0^{n-1}} + (n-1)kt$	

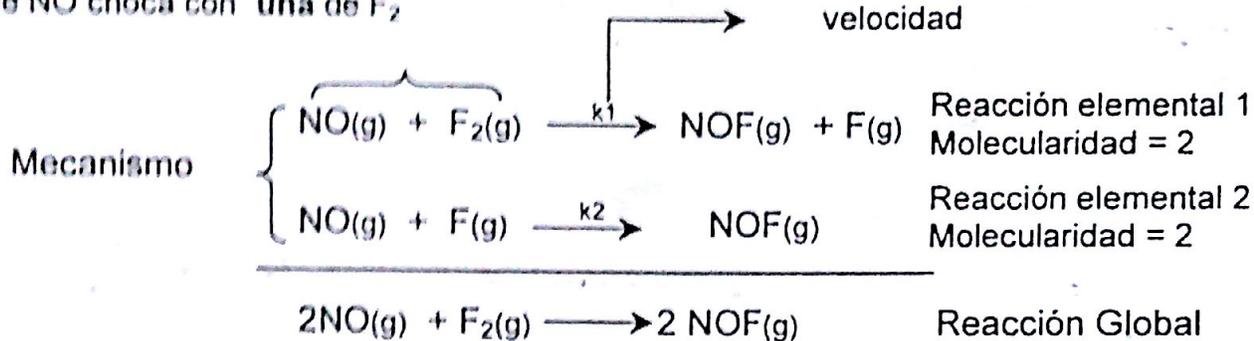
[A] = concentración de reactivo a tiempo t  
 [A]<sub>0</sub> = concentración inicial de reactivo

## • Mecanismos de Reacción

La mayoría de las reacciones transcurren por **mecanismos de varias etapas**, llamadas **reacciones elementales**. La ecuación de una reacción elemental indica la **molecularidad** (número de partículas que colisionan) de los reactivos implicados en el choque que produce la reacción

En el primer paso de la reacción una molécula de NO choca con una de F<sub>2</sub>

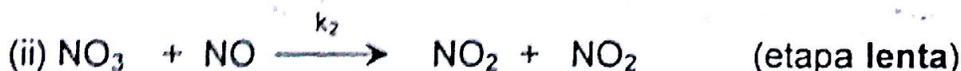
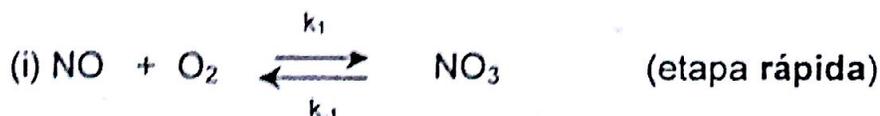
Cada reacción elemental tiene su constante de velocidad



## • Deducción de una ecuación de velocidad a partir de un mecanismo

Se explicará a través de un problema

La siguiente reacción  $2\text{NO(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{NO}_2(\text{g})$  procede según el mecanismo que se indica a continuación:



Escribir la ecuación de velocidad (o ley de velocidad)

(1) Se considera la **etapa lenta**

$$V = k_2 [\text{NO}_3] [\text{NO}]$$

pero aparece NO<sub>3</sub> que es un intermediario. La ecuación de velocidad sólo debe tener Reactantes y Productos

(2) En etapa (i)  $V_1 = k_1 [\text{NO}] [\text{O}_2]$  y  $V_2 = k_{-1} [\text{NO}_3]$

En el equilibrio  $k_1 [\text{NO}] [\text{O}_2] = k_{-1} [\text{NO}_3]$

Se despeja [NO<sub>3</sub>]  $[\text{NO}_3] = \frac{k_1}{k_{-1}} [\text{NO}] [\text{O}_2]$  y se sustituye en (1)

$$V = k_2 \frac{k_1}{k_{-1}} [\text{NO}] [\text{O}_2] [\text{NO}]$$

$$V = k_2 \frac{k_1}{k_{-1}} [\text{NO}]^2 [\text{O}_2]$$

Ecuación de velocidad

### • Molecularidad y orden de reacción

Se puede predecir que la ley de velocidad para una reacción **elemental** (no global) viene dada por el producto de la constante de velocidad por la concentraciones de los reactivos en esa etapa. Es decir, en una reacción elemental, orden y molecularidad coinciden.

Etapas elementales	Molecularidad	Ley de velocidad	
$A \longrightarrow \text{producto}$	unimolecular	$v = k [A]$	} Proportional al número de choques por unidad de tiempo
$A + B \longrightarrow \text{producto}$	bimolecular	$v = k [A] [B]$	
$A + A \longrightarrow \text{producto}$	bimolecular	$v = k [A]^2$	
$2A + B \longrightarrow \text{producto}$	termolecular	$v = k [A]^2 [B]$	

↑  
Choques eficaces por unidad de tiempo.

Los procesos de molecularidad de tres son muy escasos, ya que es muy poco probable que 4 o más partículas del tipo adecuado colisionen con la orientación y energía adecuadas al mismo tiempo.

### • Vida media ( $t_{1/2}$ )

Es el tiempo requerido para que la concentración de uno de los reactantes disminuya a la mitad de su valor inicial. Por ejemplo en una reacción de 1<sup>er</sup> orden:

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

Ecuación Integrada  
(1<sup>er</sup> orden)

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

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt \quad \text{reemplazando } t_{1/2} \text{ en lugar de } t \text{ donde } [A] = 0,5[A]_0$$

$$\ln \frac{0,5[A]_0}{[A]_0} = -k t_{1/2}$$

$$\ln 0,5 = -k t_{1/2} \quad \text{entonces}$$

$$t_{1/2} = + \frac{0,6931}{k}$$

### Ejemplo

Se encontró que los huesos de un bisonte prehistórico tenían una actividad de carbono 14 de 2,8 dpm/g (desintegraciones por minuto y por gramo). ¿Hace cuántos años vivió el bisonte?

Datos: tiempo de vida media de carbono 14,  $t_{(1/2)} = 5730$  años

Actividad de C-14 en una muestra de bisonte actual: 15,3 dpm/g.

Solución:

$$t_{1/2} = \frac{0,693}{k} \Rightarrow k = \frac{0,693}{t_{1/2}} = \frac{0,693}{5730 \text{ años}} \quad k = 1,21 \times 10^{-4} \text{ años}$$

$$\ln \frac{[A]}{[A]_0} = -kt \Rightarrow \ln \frac{2,8}{15,3} = -1,21 \times 10^{-4} \text{ años} \times t$$

$$t = 14040 \text{ años}$$

### 3.- Efecto de la temperatura

En general se puede decir que al aumentar la temperatura, la velocidad aumenta. Como guía aproximada se considera que la **velocidad se duplica por cada 10°C de aumento de temperatura.**

Se pueden hacer cálculos mas exactos utilizando la **Ecuación de Arrhenius:**

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

donde  $E_a$  = energía de activación

$R = 8,31 \text{ J/K mol}$  (constante de los gases ideales)

$A$  = frecuencia de colisiones

$k$  = constante específica de velocidad

$T$  = temperatura absoluta

La magnitud de la constante de velocidad (k) depende de varios factores:

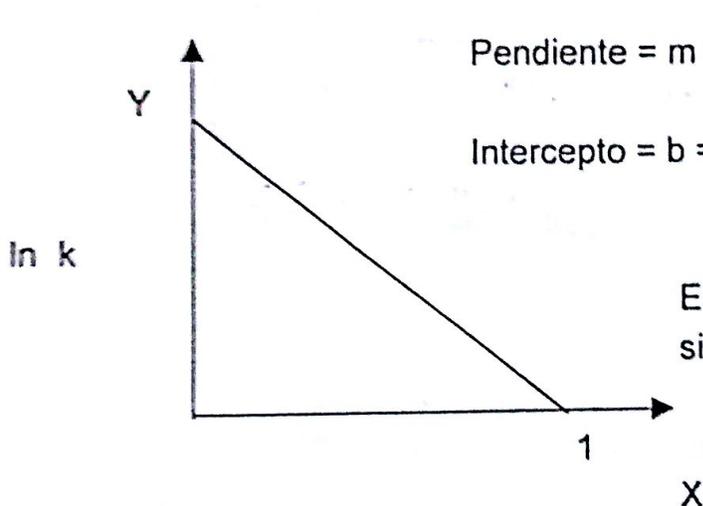
- frecuencia de las colisiones
- orientación de las moléculas durante la colisión
- energía cinética que deben tener las moléculas cuando colisionan

La ecuación de Arrhenius se puede escribir como

$$\underbrace{\ln k}_{Y} = \underbrace{\ln A}_{b} + \underbrace{\left(-\frac{E_a}{R}\right)}_m \underbrace{\left(\frac{1}{T}\right)}_x$$

$$\ln e = 1$$

$Y = mx + b$   
Ecuación recta



$$\text{Pendiente} = m = -\frac{E_a}{R} = \frac{\Delta(\ln k)}{R} = \frac{\Delta Y}{\Delta X}$$

$$\text{Intercepto} = b = \ln A \text{ (cuando } x = 0)$$

Este método gráfico es un buen sistema para calcular  $E_a$  y  $A$

Si se analiza la disminución de la  $E_a$  considerando la ecuación de Arrhenius a temperatura constante y para las mismas concentraciones, entonces:



y si  $k$  aumenta la velocidad de reacción aumenta

De esta ecuación se puede deducir la siguiente igualdad, para trabajar a distintas temperaturas:

$$\log \frac{k_1}{k_2} = \frac{-E_a}{2,3 R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Ejemplo:

1. El pentóxido de dinitrógeno se descompone según la siguiente reacción, siendo el proceso de 1<sup>er</sup> orden:



A 25° C la constante de velocidad es  $6 \times 10^{-6} \text{s}^{-1}$  y a 70° C es  $2,7 \times 10^{-3} \text{s}^{-1}$ . Calcular

- La energía de activación del proceso
- El factor de frecuencia de colisiones
- La constante de velocidad a 0° C
- La velocidad de aparición de  $\text{NO}_2$ , si la concentración de  $\text{N}_2\text{O}_5$  es 0,1M a 25° C

$$\text{a) } \ln \frac{k_2}{k_1} = \frac{E_a}{R} \left( \frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{y } R = 8,31 \text{ J/mol K}$$

$$\ln \frac{2,7 \times 10^{-3} \text{ s}^{-1}}{6 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1}} = \frac{E_a}{8,31 \text{ J/mol K}} \left( \frac{1}{298} - \frac{1}{343} \right) \text{ K}^{-1}$$

$$E_a = 115315 \text{ J/mol}$$

b) El factor de frecuencia se despeja de la ecuación de Arrhenius.

$$k = A e^{-E_a/RT}$$

$$6 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1} = A e^{-115315 / 8,31 \times 298}$$

$$6 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1} = A e^{-46,5}$$

$$A = 1 \times 10^{15} \text{ s}^{-1}$$

$$A = 9,81 \cdot 10^{14}$$

c) Para  $t = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$ . El valor de A y  $E_a$  no varían, por lo tanto:

$$k = 1 \times 10^{15} \text{ s}^{-1} e^{-115315 / 8,31 \times 273} = 8,4 \times 10^{-8} \text{ s}^{-1}$$

d) La velocidad de descomposición de  $\text{N}_2\text{O}_5$  se representa por  $v = k [\text{N}_2\text{O}_5]$

$$v = 6 \times 10^{-6} \text{ s}^{-1} [0,1 \text{ M}] = 6 \times 10^{-7} \text{ M/s}$$

La relación entre las velocidades es:  $\frac{-1}{2} \frac{\Delta [\text{N}_2\text{O}_5]}{\Delta t} = \frac{1}{4} \frac{\Delta [\text{NO}_2]}{\Delta t}$

$$\frac{1}{2} 6 \times 10^{-7} \text{ M/s} = \frac{1}{4} - \Delta [\text{NO}_2] / dt \quad \therefore \Delta [\text{NO}_2] / \Delta t = 1,2 \times 10^{-6} \text{ M/s}$$

#### 4.- Influencia de catalizadores

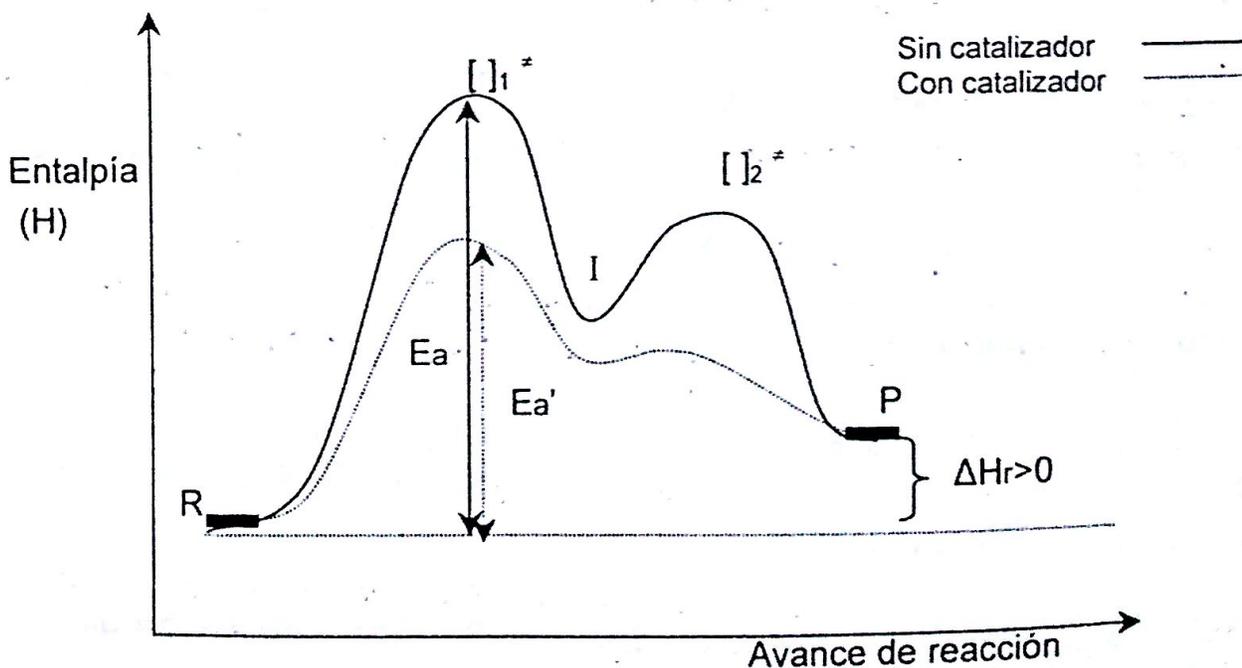
Los catalizadores son sustancias que alteran la velocidad de una reacción y se recuperan al final de ella. Estas sustancias pueden ser catalizadores propiamente tales (aumentan la velocidad) o inhibidores (disminuyen la velocidad de reacción). Entre los catalizadores propiamente tales están las enzimas. Generalmente los catalizadores se escriben sobre la flecha de reacción.

Una característica importante de los catalizadores propiamente tales es **disminuir la Energía de Activación ( $E_a$ )** de una reacción química sin influir en el  $\Delta H_r$ .

##### • Energía de activación ( $E_a$ )

Es la energía mínima que se requiere para que haya una reacción.

Este ejemplo es una reacción endotérmica  $\Delta H_r > 0$



Donde:  $[ ]^\ddagger$  representan los complejos activados

I intermediario

$E_a$  Energía de activación sin catalizador

$E_a'$  Energía de activación con catalizador

Las etapas probables del mecanismo de reacción serían



La etapa i es la etapa lenta porque tiene que formarse el complejo activado 1 que tiene más energía y será la etapa limitante de la reacción

La molecularidad de una reacción es el número de moléculas que deben intervenir en una etapa de la reacción para que ésta se lleve a cabo.

Cuando una reacción se da a través de un mecanismo de varias etapas, es la etapa más lenta la que determina la velocidad de reacción.

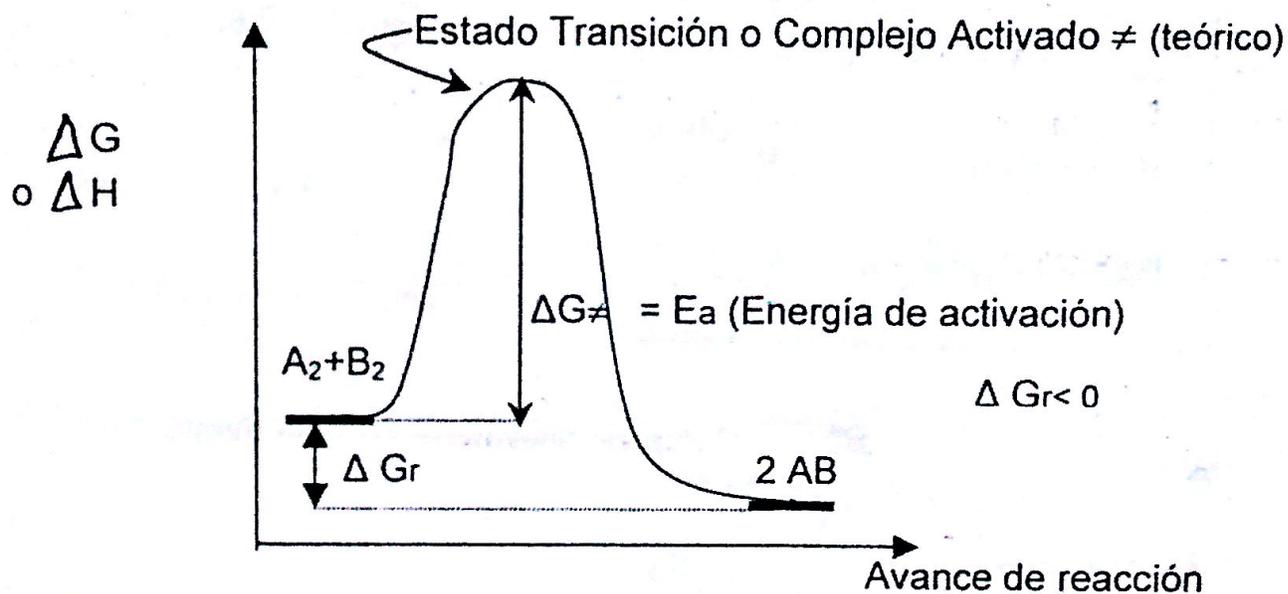
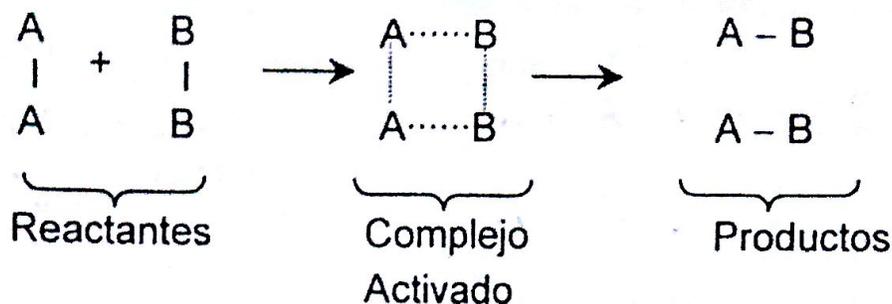
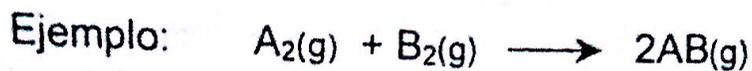
Por lo tanto, para hallar la ecuación de velocidad correspondiente a un mecanismo dado, se deben seguir los siguientes pasos:

1. Determinar cuál es la etapa más lenta del mecanismo, pues la velocidad de reacción corresponde con la de esa etapa.
2. Escribir la ecuación de velocidad de esta etapa, elevando las concentraciones de los reactivos de la misma a sus coeficientes estequiométricos
3. Cuando en la expresión obtenida en el paso anterior se logran compuestos intermediarios, estos deben eliminarse. Esto se lleva a cabo, utilizando las constantes de equilibrios rápidos de las otras etapas de este mecanismo.

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

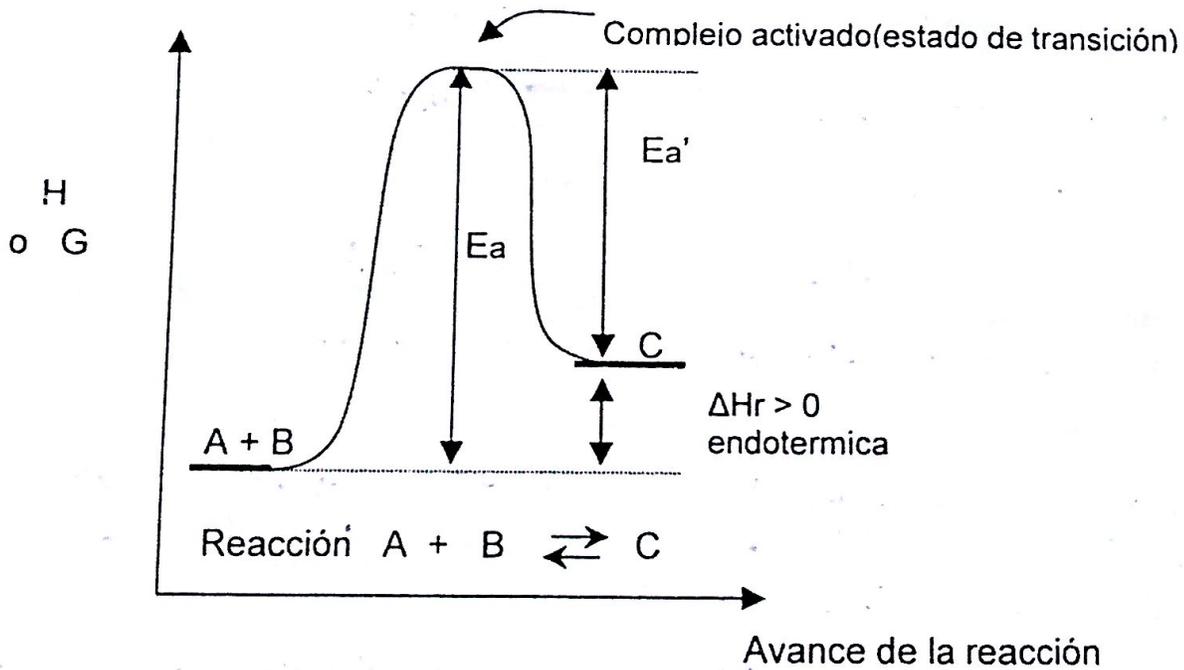
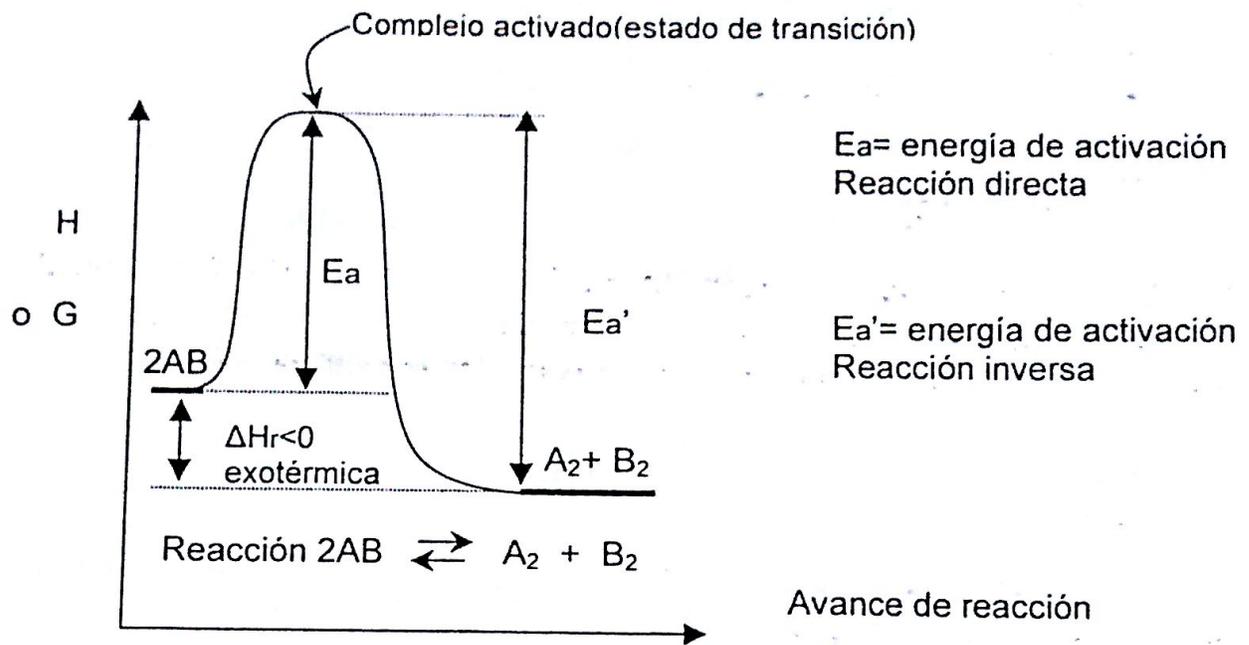
Esta teoría supone que las moléculas que "chocan" quedan "pegadas entre sí", generando una especie inestable llamada **Complejo Activado** que luego se **disocia** para formar las moléculas del producto.

La velocidad de reacción dependerá del número de moléculas que alcancen el **Estado de transición** y formen el **Complejo Activado**.



**Energía de activación:** "Energía mínima para que se produzca el Estado de Transición"

### 8.3 Perfiles de reacciones considerando reacciones exotérmicas o endotérmicas



Recordar

$$\Delta H_r = \sum \Delta H_P - \sum \Delta H_R$$

**“Complejo Activado”** : combinación inestable de átomos que existen en un estado de transición que se descompone para formar los productos o generar los reactantes



## PROBLEMAS PROPUESTOS

8.1 La reacción  $\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \longrightarrow 2\text{NH}_{3(g)}$ , está ocurriendo en un recipiente cerrado, en condiciones tales que su velocidad obedece a la ecuación  $v = k [\text{N}_2] [\text{H}_2]^3$ . Duplicando las concentraciones molares de los reactantes, ¿qué ocurre con la velocidad de la reacción?

**Respuesta:**

Sera 16 veces mayor

8.2 Sea la reacción  $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{Producto}$ . La ecuación de velocidad es  $v = 38 [\text{A}]^2$ . ¿Cuál es la constante de velocidad específica (k), el orden total de la reacción y el orden de la reacción respecto de B son respectivamente?

**Respuesta:**

38; 2 y 0

8.3 Para la reacción  $\text{R} \longrightarrow \text{B} + \text{C}$ , el cambio en la concentración de R es 0,080 mol/L en 20 seg. Determine la velocidad de reacción con respecto a R.

**Respuesta :**

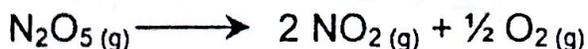
0,004M/seg

8.4 Una reacción sigue la ley de velocidad:  $v = k[\text{Q}]^x$ . Si se observa que, a una temperatura determinada, la velocidad se duplica cuando [Q] se aumenta de 0,10M a 0,15M. ¿Qué valor tiene X?

**Respuesta:**

1,7

8.5 En la reacción de descomposición siguiente:



La velocidad de reacción del  $\text{NO}_2$  es de primer orden,  $-\text{d}[\text{N}_2\text{O}_5]/\text{dt} = k[\text{N}_2\text{O}_5]$ .

A  $0^\circ\text{C}$ ,  $k_{273\text{K}} = 7,33 \times 10^{-7} \text{ seg}^{-1}$ ; a  $65^\circ\text{C}$ ,  $k_{338\text{K}} = 4,87 \times 10^{-3} \text{ seg}^{-1}$ . ¿Cuál es la energía de activación de la descomposición?  $R = 8,314 \text{ J/mol K}$

**Respuesta :**

$1 \times 10^5 \text{ J/mol}$

8.6 La reacción  $A + 2B + C \longrightarrow D$  ocurre por el mecanismo:



¿Cuál es la ley de la velocidad de esta reacción?

Respuesta:

$$v = k [A] [B] [C]$$

8.7 La velocidad de una reacción está dada por  $k \cdot [A] [B]$ . Cuando las concentraciones tanto de A como de B son de 0,2M, la velocidad es de  $4 \times 10^{-6} \text{ M min}^{-1}$ . ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad específica, k?

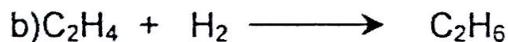
Respuesta :

$$1 \times 10^{-4} \text{ M}^{-1} \text{ min}^{-1}$$

8.8 Para las siguientes reacciones, indique el orden global y el orden con respecto de cada una de las sustancias.



$$v = k[N_2O_4]$$



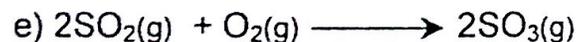
$$v = k[C_2H_4] [H_2]$$



$$v = k [N_2O_5]$$



$$v = k[NO_2] [F_2]$$



$$v = k[SO_2]^2 / [SO_3]$$

Respuesta:

a) global = 1       $N_2O_4 = 1$       b) ) global = 2       $C_2H_4 = 1$        $H_2 = 1$

c) global = 1       $N_2O_5 = 1$       d) ) global = 2       $NO_2 = 1$        $F_2 = 1$

e) global =  $\frac{1}{2}$        $SO_2 = 1$        $SO_3 = -\frac{1}{2}$

8.9 La producción de fósgeno ( $COCl_2$ ) sería a través del siguiente mecanismo. Escribir la ecuación de velocidad.



Respuesta:

$$v = k [CO] [Cl_2]^{3/2}$$

8.10 Para la reacción  $A \longrightarrow B + C$ , el cambio en la concentración de A es 0,080 mol/L en 20 seg. Calcule la velocidad de reacción

**Respuesta:**

$$4 \times 10^{-3} \text{ m/s}$$

8.11 Una reacción sigue la ley de velocidad:  $v = k [ Q ]^x$ . Se observa que, a una temperatura determinada, la velocidad se duplica cuando [ Q ] se aumenta de 0,10M a 0,15M. Calcule el valor de X

**Respuesta:**

$$X = 1,71$$

8.12 .- Para la reacción:  $2\text{NH}_3(\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g})$  la velocidad de transformación del  $\text{NH}_3$  es  $-4,0 \text{ mm Hg / s}$ . ¿Cuál es la velocidad de formación del  $\text{N}_2$  durante el mismo período de tiempo, en mm de Hg / s?

**Respuesta :**

$$2 \text{ mm de Hg/s}$$

8.13 Para la reacción  $2 \text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{O}_2(\text{g})$  la velocidad de reacción del  $\text{O}_3$  es  $-2,0 \text{ mm Hg/ s}$ . ¿Cuál es la velocidad de reacción del  $\text{O}_2$  durante el mismo periodo?

**Respuesta:**

$$3 \text{ mm Hg/s}$$

8.14 Considere la reacción  $A + B \longrightarrow \text{Productos}$ . Determine el orden de la reacción y calcule la constante de velocidad a partir de los siguientes datos obtenidos experimentalmente a cierta temperatura:

[ A ] M	[ B ] M	Velocidad M/s
1,50	1,50	$3,20 \times 10^{-1}$
1,50	2,50	$3,20 \times 10^{-1}$
3,00	1,50	$6,40 \times 10^{-1}$

**Respuesta:**

Orden 0 con respecto a [ B ] ; orden 1 con respecto a [ A ] ;  $k = 2,1 \times 10^{-1} \text{ s}^{-1}$