



# CHEMISTRY

## Chapter 17

**5th**  
SECONDARY

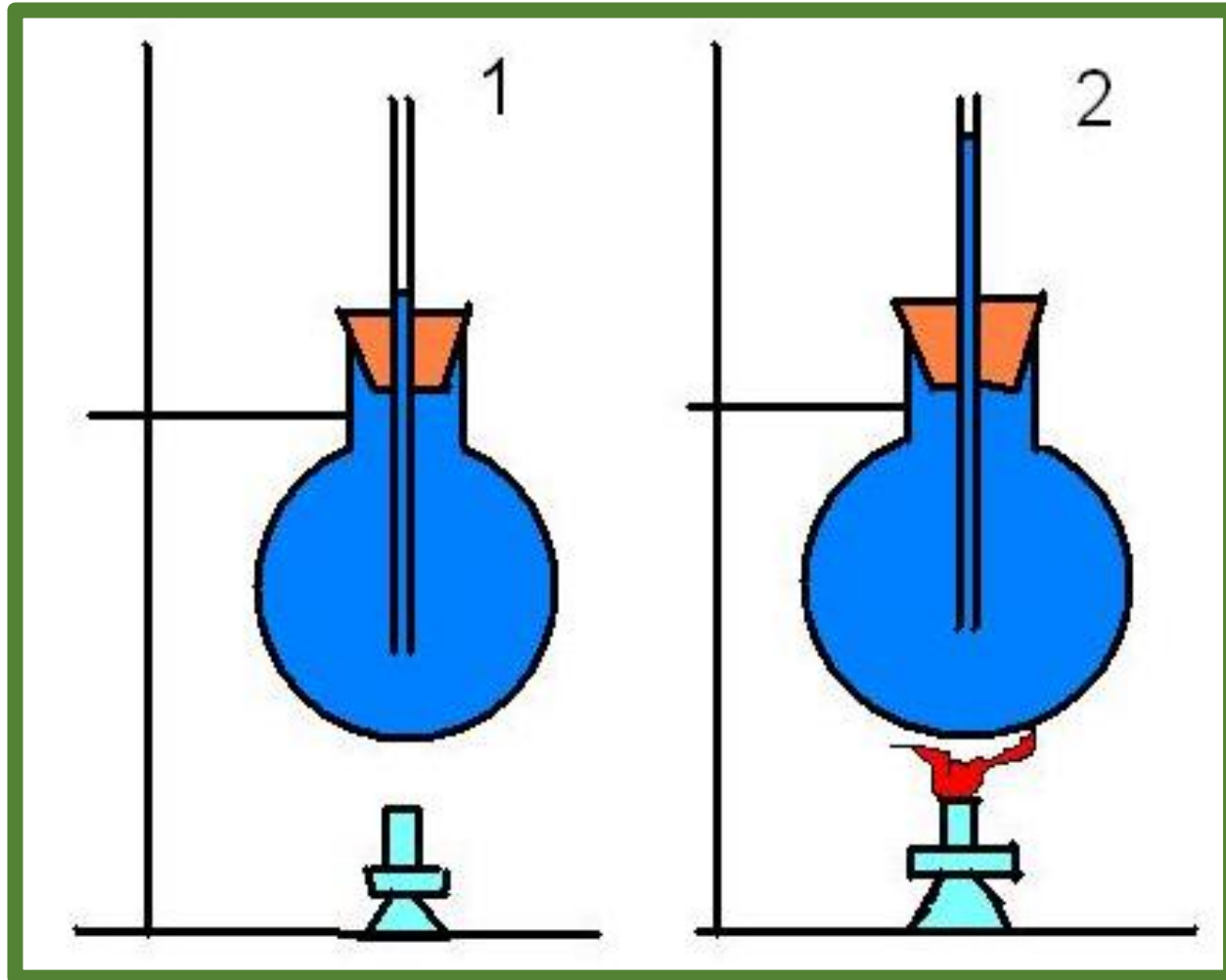
**CINÉTICA QUÍMICA**



 **SACO OLIVEROS**



## MOTIVATING STRATEGY



**En 1 y 2 está dándose lugar una reacción química.**

**¿En 1 o 2 ocurre mas rápido la reacción química?**

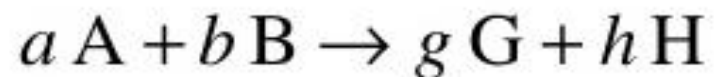
**¿Si en vez del mechero se colocase hielo, que pasaría?**



## CINÉTICA QUÍMICA

**Estudia la velocidad y los mecanismos de reacción.**

### Velocidad de reacción



**En un intervalo de tiempo:**

$$v = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{g} \frac{\Delta[G]}{\Delta t} = \frac{1}{h} \frac{\Delta[H]}{\Delta t}$$

**( - ) para reactantes.**

**( + ) para productos.**



## VELOCIDAD Y ESTEQUIOMETRÍA



$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \frac{v_D}{d} = K$$

## TEORÍAS SOBRE LAS REACCIONES

**Una de las metas de la química es comprender cómo y por qué reaccionan las sustancias.**

### TEORÍA DE LAS COLISIONES

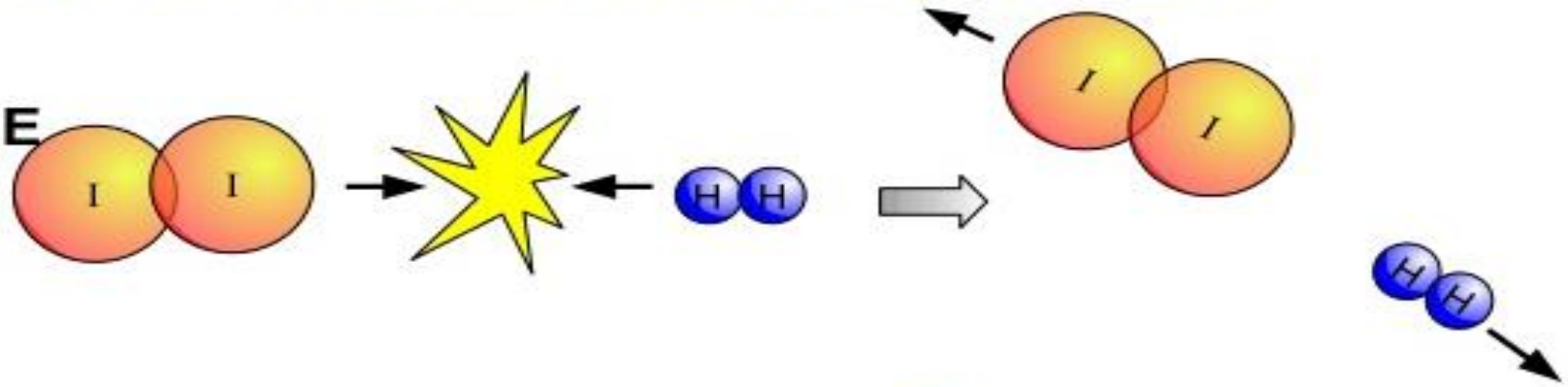
**Desarrollada por Arrhenius.**

**Para que ocurra una reacción química, las moléculas que intervienen deben chocar eficazmente.**

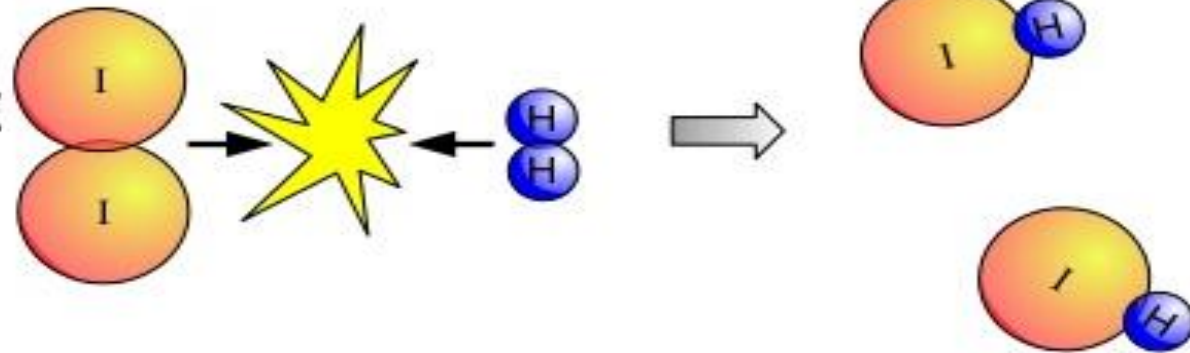
**No todas las colisiones son eficaces. Para que una colisión sea eficaz, las partículas deben poseer la energía y dirección adecuada.**

# TEORÍA DE LAS COLISIONES

CHOQUE  
NO  
EFICAZ



CHOQUE  
EFICAZ





## **TEORÍA DEL COMPLEJO ACTIVADO**

**Esta teoría admite la existencia de las colisiones**

**Supone la formación de un conjunto de productos intermedios, llamada complejo activado, que formará los productos finales.**

**El complejo activado es una clase de partículas presentes entre el estado inicial y el estado final de los productos.**

**Para que se produzca el complejo activado, se debe llegar a una energía mínima necesaria llama Energía de Activación.**



## Ley de velocidad de reacción

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**



## Ley de acción de masa (LAM)

### Velocidades de las etapas elementales

- Para una etapa elemental, la velocidad se puede escribir de su ecuación.

#### ETAPA ELEMENTAL

#### LEY DE VELOCIDAD

- $A \rightarrow B + C$
- $A + B \rightarrow C + D$
- $2A \rightarrow C + D$
- $A + B + C \rightarrow D + E$

- $v = k[A]$
- $v = k[A][B]$
- $v = k[A]^2$
- $v = k[A][B][C]$

- SÓLO PODEMOS HACERLO PARA UNA ETAPA ELEMENTAL!



# Factores que influyen en la velocidad de la reacción

## ➤ Naturaleza de los reactantes

La velocidad de reacción varía mucho según la naturaleza de los reactivos.

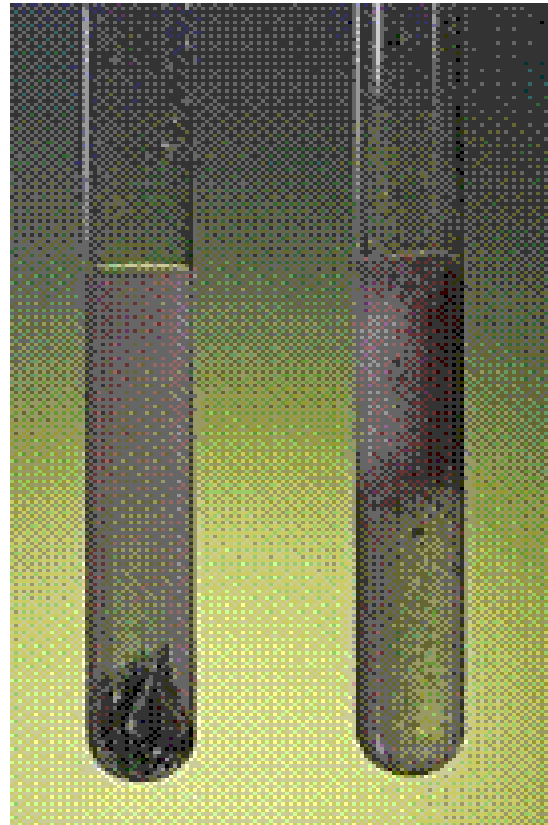


Oxidación del sodio



Oxidación del hierro

## ➤ Grado de división de los reactantes

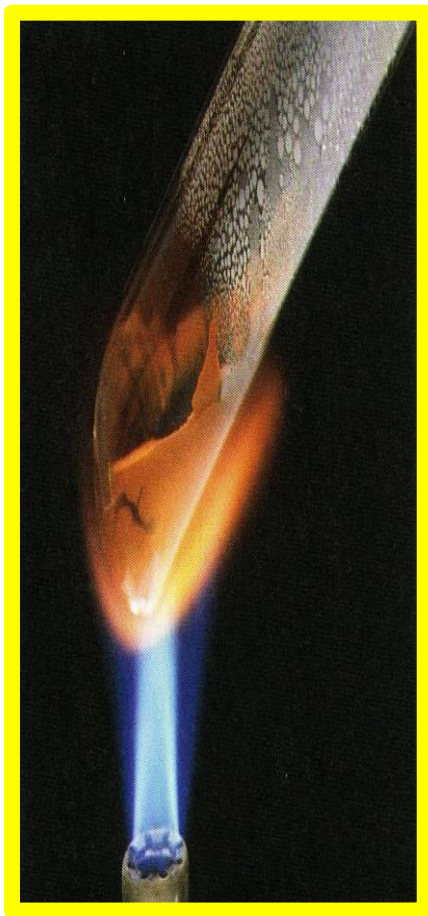


El cinc en polvo reacciona mucho más rápido que el cinc en virutas, como se pone de manifiesto en la velocidad de formación de hidrógeno gaseoso.



## Temperatura

**Se dice que por cada 10 °C la velocidad de reacción se duplica.**



$$T_1 = 15^{\circ}\text{C} \rightarrow v_{rxn} = 3 \frac{M}{s}$$

$$T_2 = 25^{\circ}\text{C} \rightarrow v_{rxn} = 6 \frac{M}{s}$$

$$T_3 = 35^{\circ}\text{C} \rightarrow v_{rxn} = 12 \frac{M}{s}$$

$$T_4 = 45^{\circ}\text{C} \rightarrow v_{rxn} = 24 \frac{M}{s}$$

**Ecuación de Van't Hoff**

$$V_f = V_0 \cdot \gamma^{\frac{\Delta T}{10}}$$

$v_0$  = velocidad inicial

$v_f$  = velocidad final

$\gamma$  = coeficiente de Van't Hoff

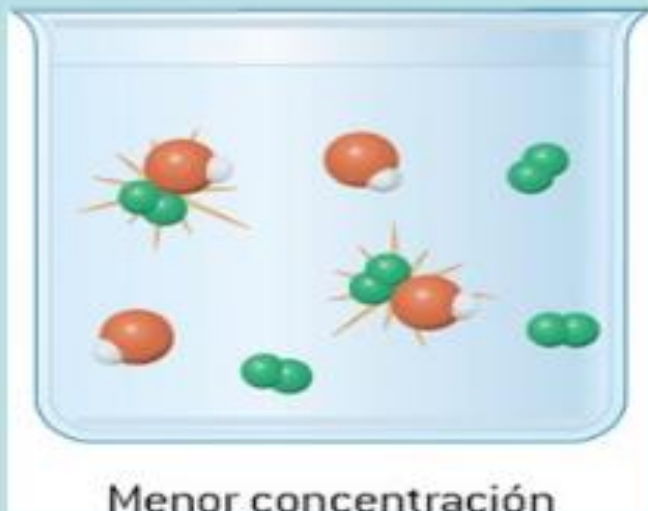
$\Delta T$  = variación de la temperatura

**En las reacciones elementales se cumple que  $\gamma=2$ .**

## ➤ Concentración de los reactantes

### Concentración de los reactivos

La velocidad de una reacción aumenta cuando crece la concentración de los reactivos. Al aumentar el número de moléculas confinadas será mayor la frecuencia con que éstas colisionan entre sí.



## ➤ Catalizadores

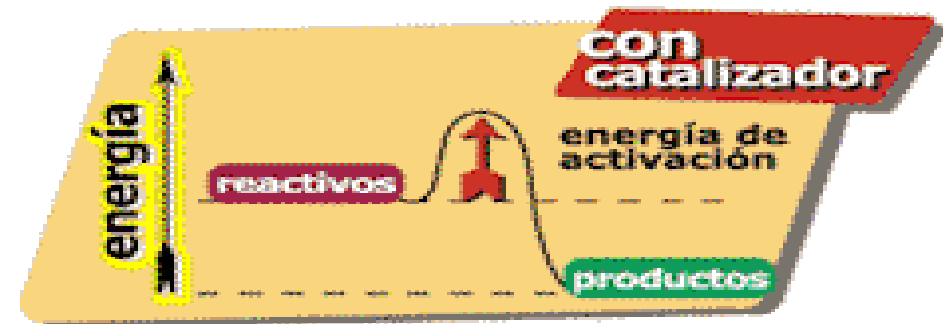
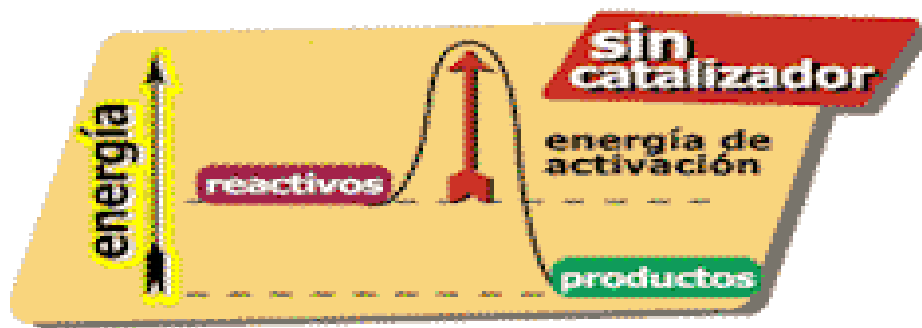
**Intervienen en alguna etapa de la reacción pero no se modifican pues se recuperan al final y no aparecen en la ecuación global.**

**Modifican los mecanismos y por tanto la energía de activación.**

**Pueden ser:**

**Positivos:** Hacen que la energía de activación disminuya, por tanto la velocidad aumenta.

**Negativos:** Hacen que la energía de activación aumente, por tanto la velocidad disminuya. Llamados inhibidores.





1

Utilizando la ley de acción y masas, exprese la ley de velocidad para la reacción.



*Resolución:*

**Considerando reacciones elementales**

**Ley de velocidad :**

$$v_{rxn} = K[\text{N}_2]^{\mathbf{1}}[\text{O}_2]^{\mathbf{2}}$$



2

**Para la reacción :**



**a. Expresa la ley de velocidad.**

**b. Indique el orden de reacción.**

*Resolución:*

**Considerando que el reactante es un sólido puro, a pesar que reacciona y disminuye su masa, la concentración no varía con el tiempo**

**Ley de velocidad**

$$v_{rxn} = K[\text{CaCO}_3]^0$$

**a.  $v_{rxn} = K$**

**b.  $Orden = 0$**



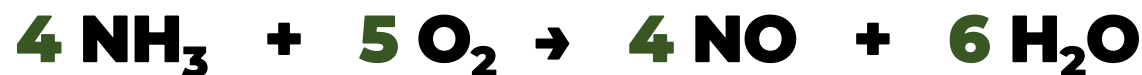
3

La velocidad de  $\text{NH}_3$  es 20 M/s. Determine la velocidad del  $\text{O}_2$  en la reacción :



*Resolución:*

Balanceando la reacción :



Aplicando:

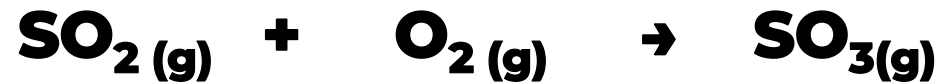
$$\frac{v_{\text{NH}_3}}{4} = \frac{v_{\text{O}_2}}{5}$$

$$5 \frac{\cancel{20} \frac{\text{M}}{\text{s}}}{\cancel{4}} = \frac{v_{\text{O}_2}}{5} \quad \rightarrow \quad v_{\text{O}_2} = 25 \frac{\text{M}}{\text{s}}$$





4 Si la velocidad para la obtención del  $\text{SO}_3$  es 24 M/s, determine la velocidad del gas  $\text{O}_2$  en :



*Resolución:*

Balanceando la reacción :  $2 \text{SO}_2 + 1 \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{SO}_3$

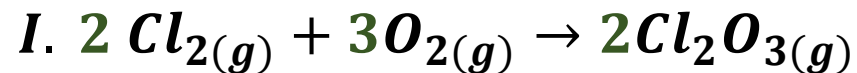
Aplicando:

$$\frac{v_{\text{O}_2}}{1} = \frac{v_{\text{SO}_3}}{2}$$

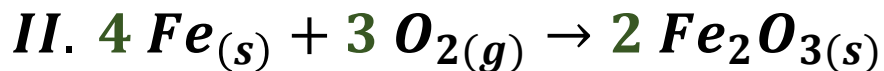
$$\frac{v_{\text{O}_2}}{1} = \frac{\cancel{24}^{\cancel{12}} \frac{\text{M}}{\text{s}}}{\cancel{2}} \rightarrow v_{\text{O}_2} = 12 \frac{\text{M}}{\text{s}}$$



5

**Expresese****a. la ley de velocidad con la ley de acción y masas.****b. El orden de reacción.****Resolución:**

$$v = K[\text{Cl}_2]^2[\text{O}_2]^3 \quad \text{Orden} = 2 + 3 = 5$$



$$v = K[\text{O}_2]^3 \quad \text{Orden} = 3$$



$$v = K[\text{H}_2]^1 \quad \text{Orden} = 1$$



6

La síntesis Haber-Bosch supone la utilización de altas temperaturas y alta presión para combinar el hidrógeno y el nitrógeno (del aire) con miras a la producción de amoníaco (NH<sub>3</sub>). Según la ecuación química:



la constante cinética es  $10^4 \text{ L}^3/\text{mol}^3 \cdot \text{s}$  y las concentraciones son de N<sub>2</sub> es 3 mol/L y de H<sub>2</sub> es 2 mol/L. Determine la velocidad de reacción.

**Resolución:**

$$v_{rxn} = 10^4 \frac{\text{L}^3}{\text{mol}^3 \cdot \text{s}} \cdot \left[ 3 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]^1 \cdot \left[ 2 \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right]^3$$

$$v_{rxn} = 24 \times 10^4 \frac{\cancel{\text{L}^3}}{\cancel{\text{mol}^3} \cdot \text{s}} \cdot \frac{\cancel{\text{mol}^4}}{\cancel{\text{L}^4}}^1$$

$$v_{rxn} = 2,4 \times 10^5 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$



7

**Algunas reacciones, como la combustión de la gasolina en un motor, tienen una rapidez explosiva; en otros casos, como la oxidación del hierro se produce lentamente, en ambas, los reactantes se transforman en productos a diferentes velocidades estudiadas por la cinética química. Con respecto a la cinética química, es incorrecto decir que**

**A) estudia el mecanismo, la velocidad y los factores que la afectan en una reacción química.**

**B) la velocidad de reacción ( $V_{rxn}$ ) mide el cambio de la concentración de reactantes o productos con respecto al tiempo.**

**C) la energía ganada por los reactantes para formar el complejo activado se llama energía de activación.**

**☒ D) la energía involucrada en una reacción química siempre es positiva.**

**Rpta.: D**