



CHEMISTRY

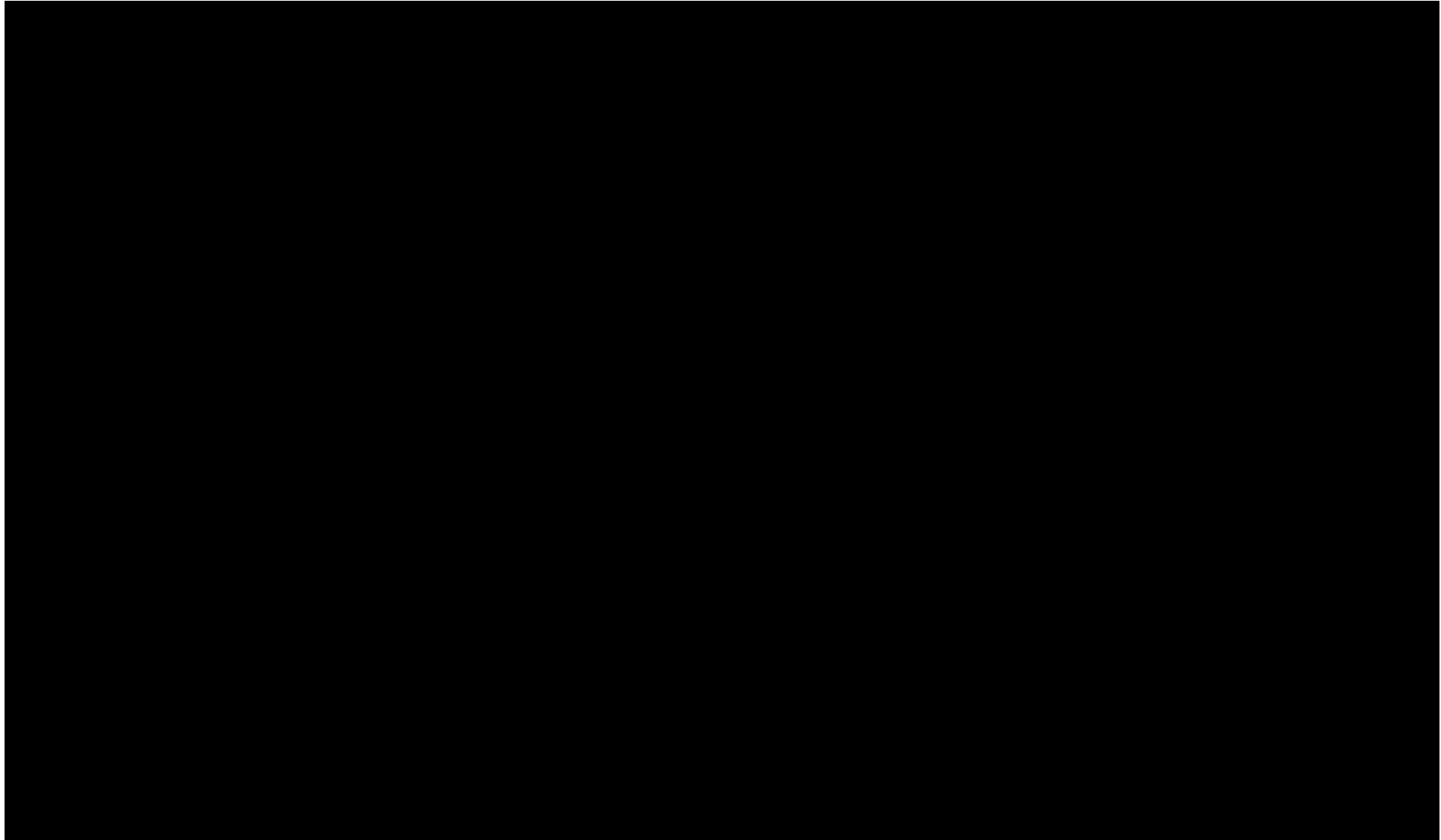
Chapter 17

4nd
SECONDARY

CINÉTICA
QUÍMICA

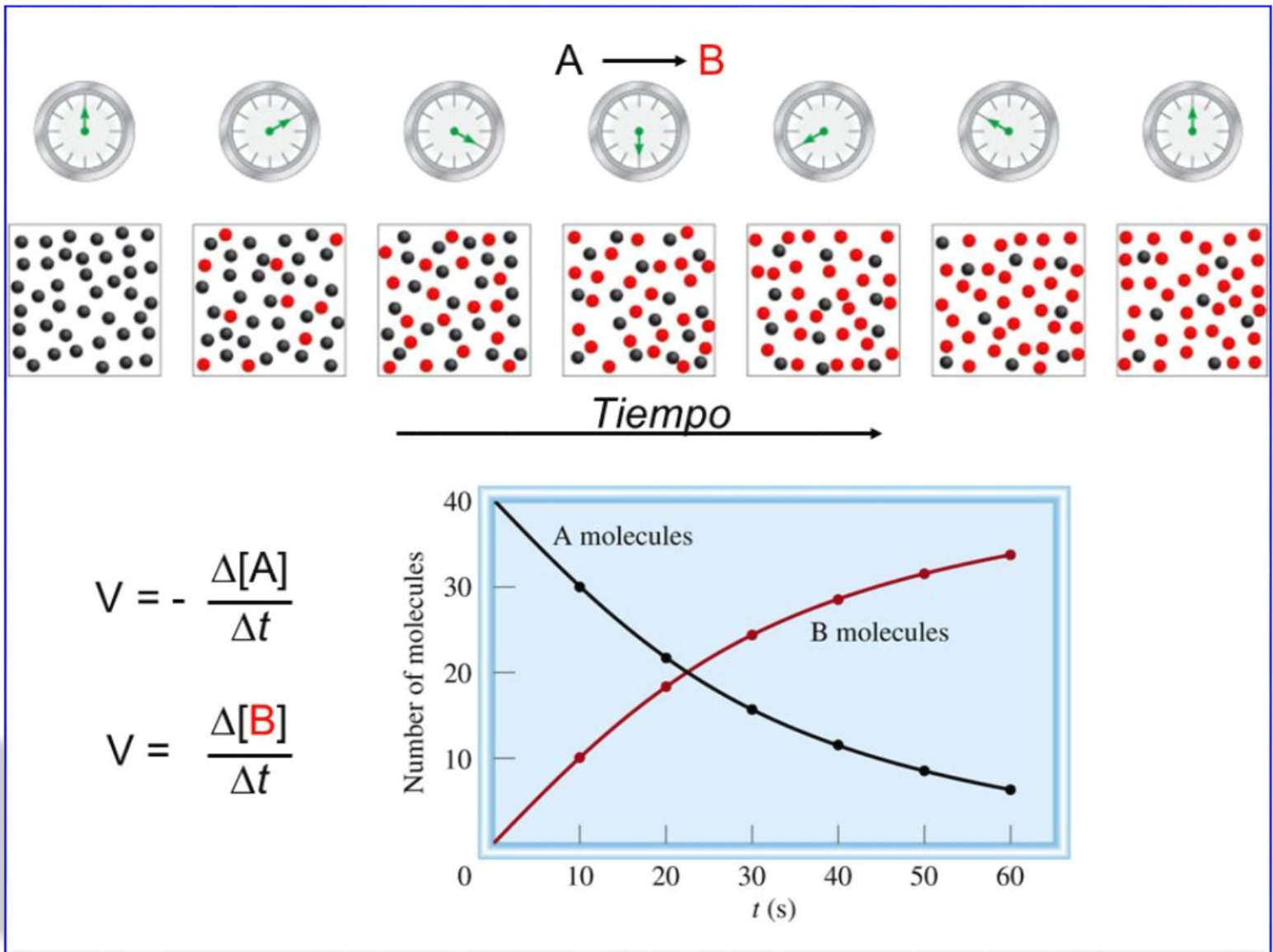


 **SACO OLIVEROS**



CONCEPTO :

La cinética química es aquella parte de la química que se encarga de estudiar la velocidad de una reacción química y los factores que permiten su control.





VELOCIDAD DE REACCIÓN

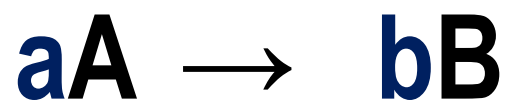
Nos indica el cambio de concentración molar que sufre una sustancia en cada unidad de tiempo.

Por formula de MRU:

$$v = \frac{e}{t} \Rightarrow v = \pm \frac{\Delta[]}{\Delta t}$$

(+):Producto
(-):Reactante

Dado:



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

$$v_B = +\frac{\Delta[B]}{\Delta t}$$



Existe una relación directa entre las velocidades de reacción de las sustancias involucradas y sus respectivos coeficientes estequiométricos.

En general:



Es decir:

$$-\frac{\Delta[A]}{a.\Delta t} = -\frac{\Delta[B]}{b.\Delta t} = +\frac{\Delta[C]}{c.\Delta t}$$

Se concluye:

$$\frac{v_A}{a} = \frac{v_B}{b} = \frac{v_C}{c} = \bar{v}_{\text{reacción}} = \text{constante}$$

FACTORES QUE AFECTAN LA VELOCIDAD



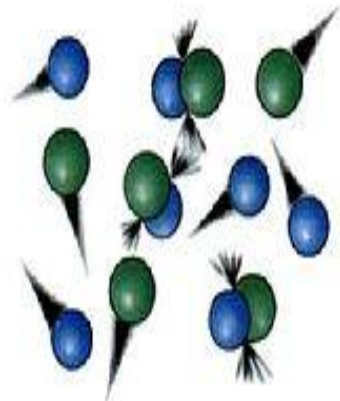
NATURALEZA DE LOS REACTANTES

Se refiere a la composición y estructura química de las sustancias.
Cada sustancia reacciona de manera distinta.

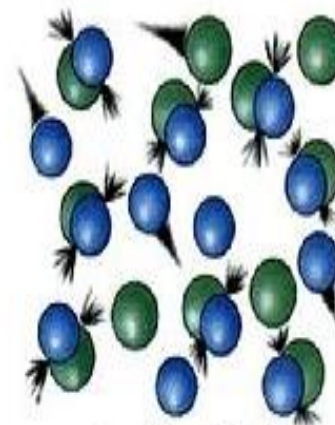
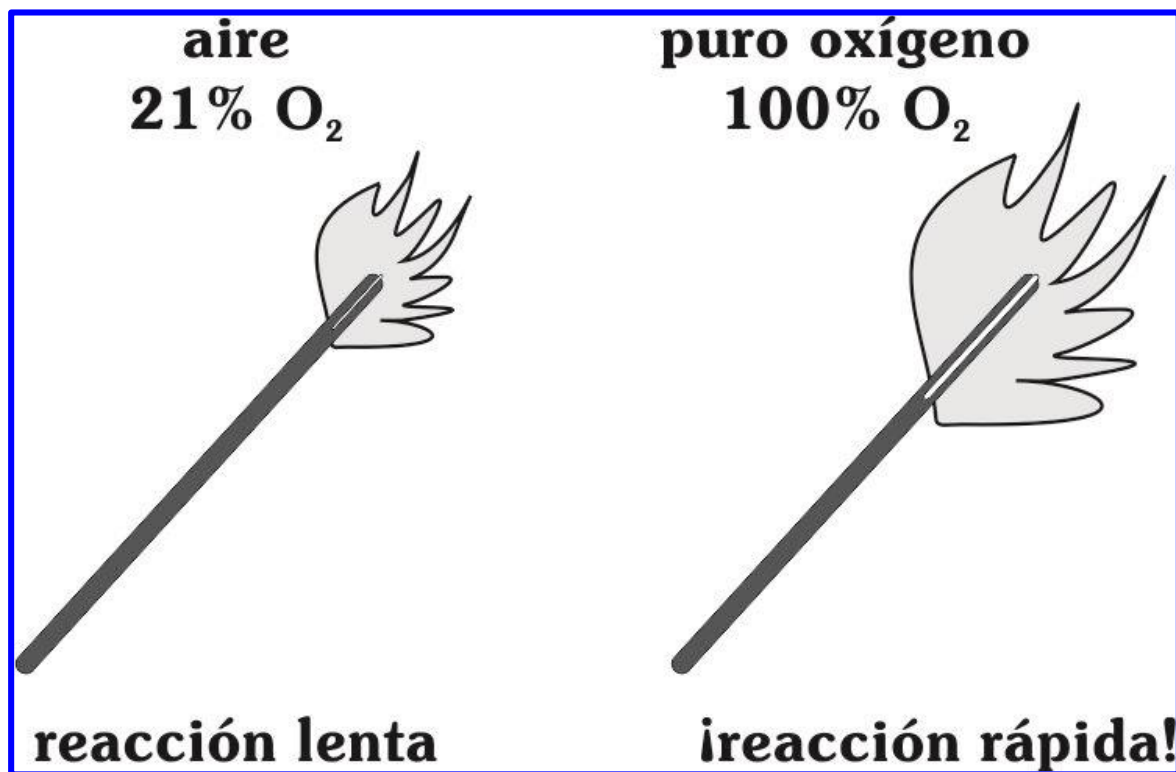


CONCENTRACIÓN DE LOS REACTANTES

A mayor concentración de los reactantes mayor velocidad de reacción, esto se debe al aumento de choques moleculares.



Baja concentración = Pocas colisiones

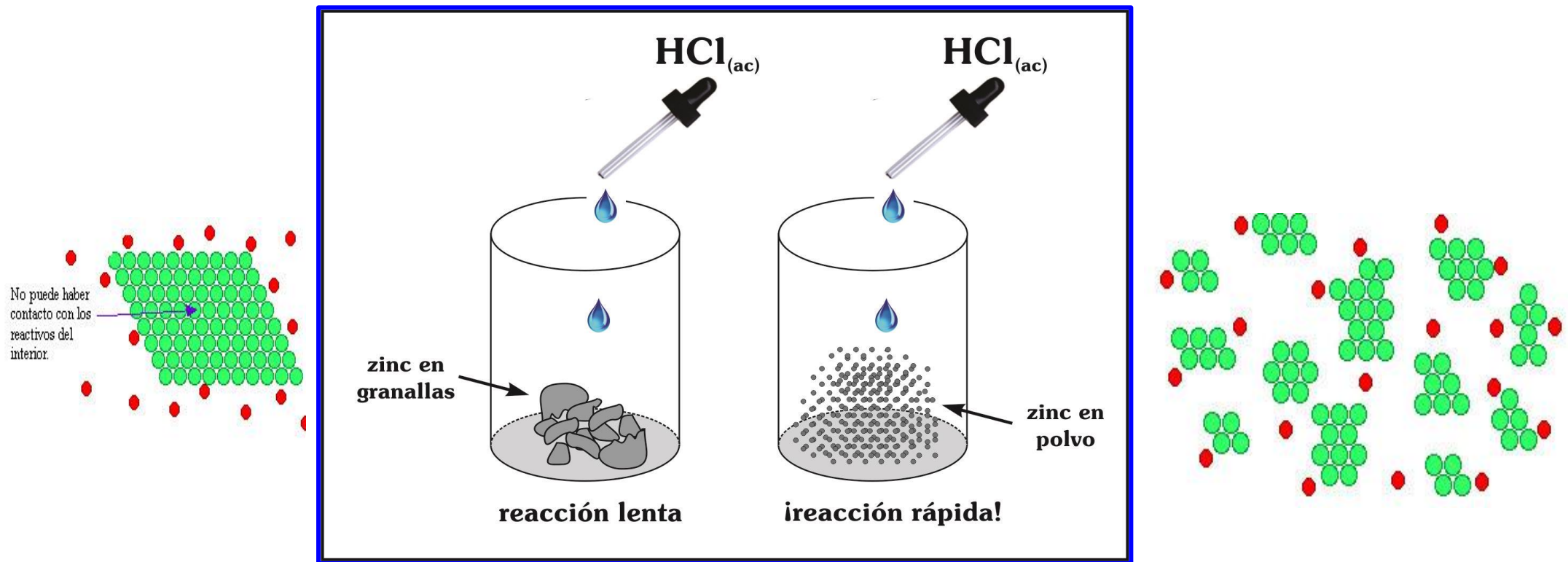


Alta concentración = Muchas colisiones

GRADO DE DIVISIÓN DE LA MATERIA



Al incremento de la división de un cuerpo en partículas en los reactantes, aumenta el número de choques por lo tanto observamos que aumenta la velocidad de reacción.

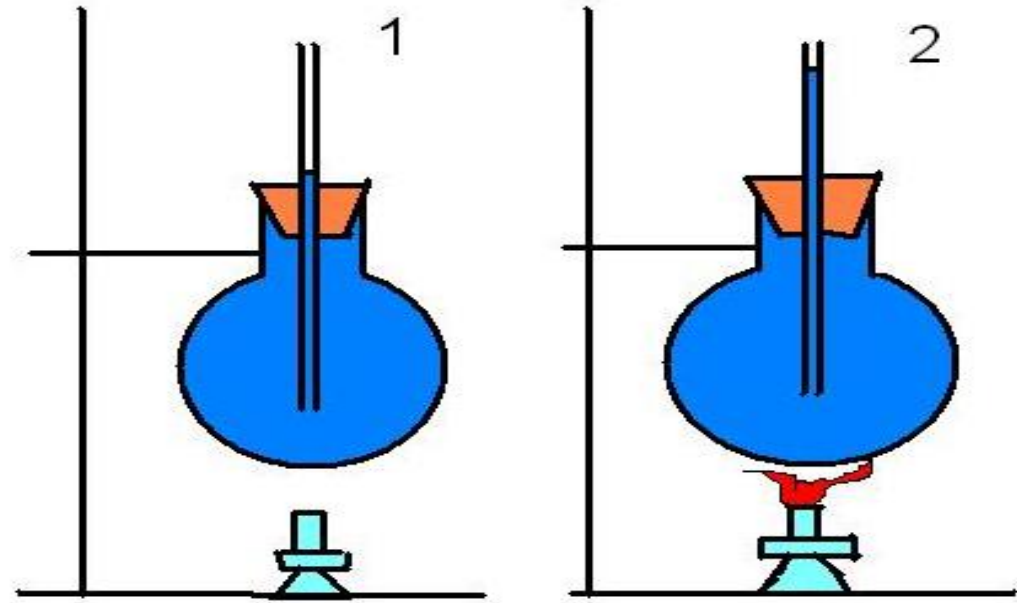


A mayor división, mayor probabilidad de choques y por tanto mayor velocidad de reacción

TEMPERATURA

En promedio, sucede que por cada 10 °C de incremento de la temperatura, la velocidad de reacción se duplica.

$$T_1 = 15\text{ }^{\circ}\text{C} \rightarrow v_1 = 3\frac{\text{M}}{\text{s}}$$
$$T_2 = 25\text{ }^{\circ}\text{C} \rightarrow v_2 = 6\frac{\text{M}}{\text{s}}$$



CATALIZADORES

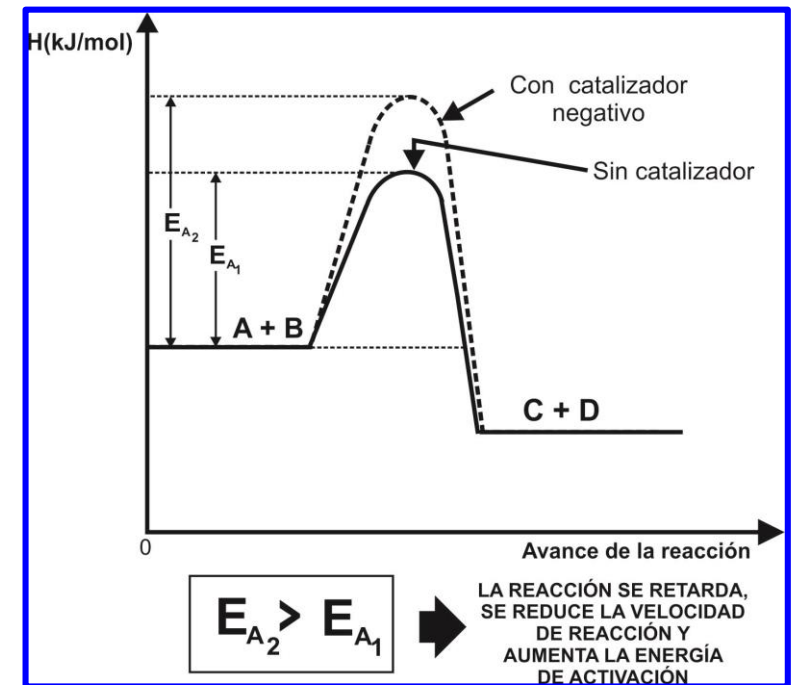
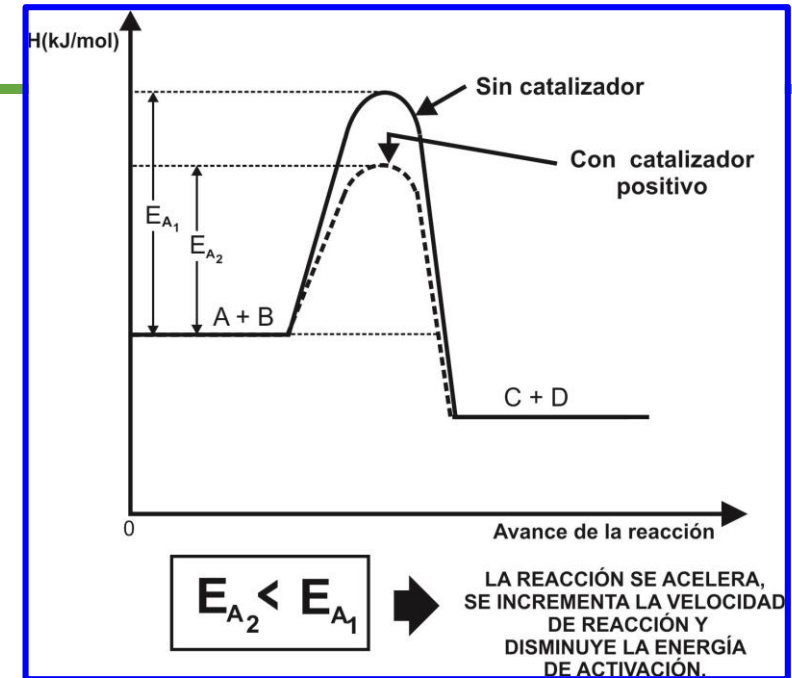
Intervienen en alguna etapa de la reacción pero no se modifican pues se recuperan al final y no aparecen en la ecuación global.

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**.





LEY DE ACCIÓN DE MASAS

Velocidad de una reacción es directamente proporcional a las concentraciones molares de los reactantes elevadas a unos coeficientes de reactividad (α y β) los cuales se determinan experimentalmente.



$$v_{\text{rxn}} = k[A]^{\alpha} [B]^{\beta}$$

v_{rxn} : velocidad de la reacción química

$[A]$, $[B]$: concentraciones molares de los reactivos (mol/L).

k : constante específica de velocidad.

α , β : exponentes hallados experimentalmente

$\alpha + \beta$: orden global o general de la reacción.

Si la reacción es elemental, simple o sencilla (se desarrolla en una sola etapa).

$$v_{\text{rxn}} = k[A]^a [B]^b$$

Se considera solo los reactantes gaseosos o acuosos





Pregunta N°1

¿Qué factores alteran la velocidad de una reacción?

Resolución

- **Naturaleza de los reactantes**
- **Grado de división de la materia**
- **Temperatura**
- **Catalizadores e inhibidores**
- **Concentración**



Pregunta N°2

Determine el orden de reacción para la reacción elemental y exprese la ley de acción de masa.



Resolución

Se considera solo los reactantes gaseosos o acuosos:

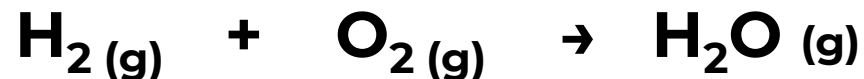
$$v_{\text{rxn}} = K [B]^3$$

- ❖ **El orden de la reacción es 3.**
- ❖ **Ley de acción de masa:** $v_{\text{rxn}} = K [B]^3$



Pregunta N°3

Expresa la velocidad de la reacción e indique el orden de la reacción.



Resolución

❖ **Se balancea la ecuación:**



❖ **El hidrógeno y el oxígeno son gases**

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

❖ **El orden de la reacción : $\mathbf{2 + 1 = 3}$**



Pregunta N°4

Si la velocidad del SO_2 es $4 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$, halle la velocidad del O_2 y SO_3 en:



Resolución

❖ Se balancea la ecuación:



Se cumple que:

$$\frac{v_{\text{SO}_2}}{2} = \frac{v_{\text{O}_2}}{1} \quad \frac{4}{2} = \frac{V_{\text{O}_2}}{1}$$

$$V_{\text{O}_2} = 2 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$

Se cumple que:

$$\frac{v_{\text{SO}_2}}{2} = \frac{v_{\text{SO}_3}}{2} \quad \frac{4}{2} = \frac{v_{\text{SO}_3}}{2}$$

$$V_{\text{SO}_3} = 4 \text{ mol/L} \cdot \text{s}$$



Pregunta N°5

Halle el valor de la constante K para la reacción sencilla



si la $V_{\text{rxn}} = 4 \times 10^{-1} \text{ mol/L} \cdot \text{min}$

$$[A] = 1 \times 10^{-2} \text{ mol/L}$$

$$[B] = 2 \times 10^{-1} \text{ mol/L}$$

Resolución

Si la reacción es sencilla se cumple:

$$V_{\text{rxn}} = k[A]^a [B]^b$$

Donde a y b son sus coeficientes

Entonces:

$$4 \times 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} = K \left(1 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^2 \left(2 \times 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L}} \right)^1$$

$$4 \times 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}} = K \left(2 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3} \right)$$

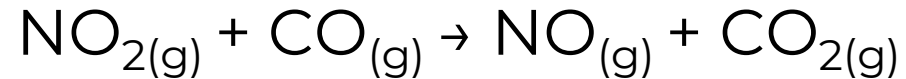
$$K = \frac{4 \times 10^{-1} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{min}}}{2 \times 10^{-5} \frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}}$$

$$K = 2 \times 10^4 \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{min}}$$



Pregunta N°6

Para la reacción:



Se obtuvieron experimentalmente los siguientes valores:

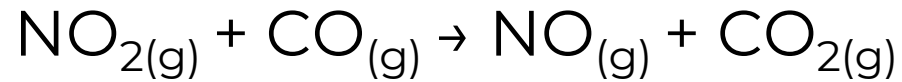
[NO ₂] inicial	[CO] inicial	Velocidad
0,05 (mol/L)	0,1 (mol/L)	0,0012 (mol/L.s)

Si la reacción es de segundo orden con respecto al NO₂, y el orden total es 2. ¿Cuál es el valor de la constante de velocidad, K?

- A) 0,005
- B) 0,012
- C) 0,024
- D) 0,480



Resolución



[NO ₂] inicial	[CO] inicial	Velocidad
0,05 (mol/L)	0,1 (mol/L)	0,0012 (mol/L.s)

Si la reacción es experimental se cumple:

Segundo orden con respecto al NO₂, y el orden total es 2.

$$v_{\text{rxn}} = K [\text{NO}_2]^2$$

$$12 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}} = K (5 \times 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{L}})^2$$

$$\cancel{12 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}} = K (\cancel{25 \times 10^{-4} \frac{\text{mol}^2}{\text{L}^2}})$$

$$K = \frac{12}{25} \frac{\text{L}}{\text{mol} \cdot \text{s}}$$

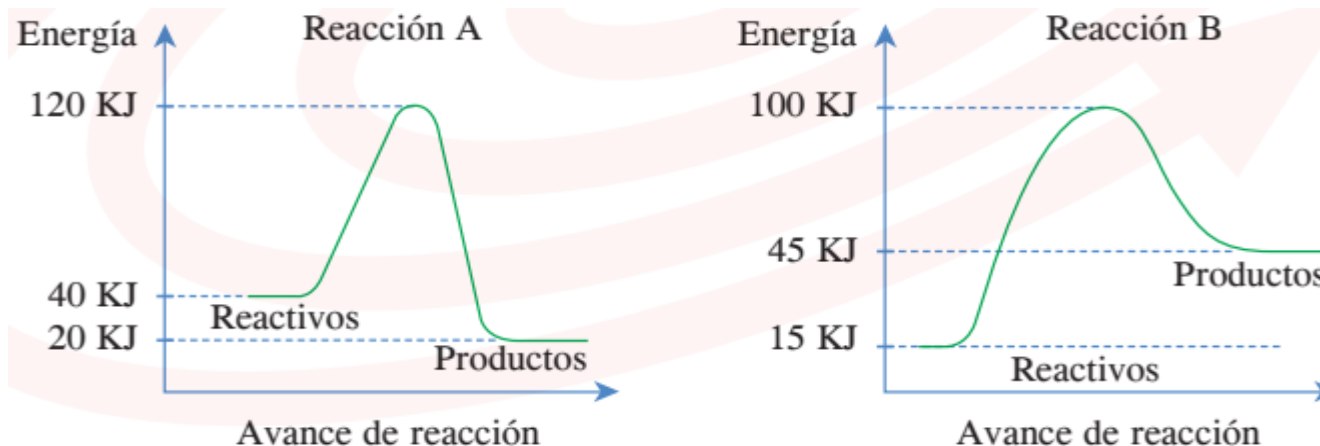
$$K = 0,48 \frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$$





Pregunta N°7

En la figura están representadas las variaciones de energía durante el transcurso de dos reacciones químicas: reacción A y reacción B



Escriba verdadero (V) o falso (F) según corresponda, luego marque la alternativa correcta.

- La reacción A es exotérmica y la reacción B es endotérmica. ()
- La energía de activación de la reacción A es 80 KJ y de la reacción B es 85 KJ. ()
- El calor de reacción de la reacción A es -20 KJ y de la reacción B es 30 KJ. ()

A) VFV

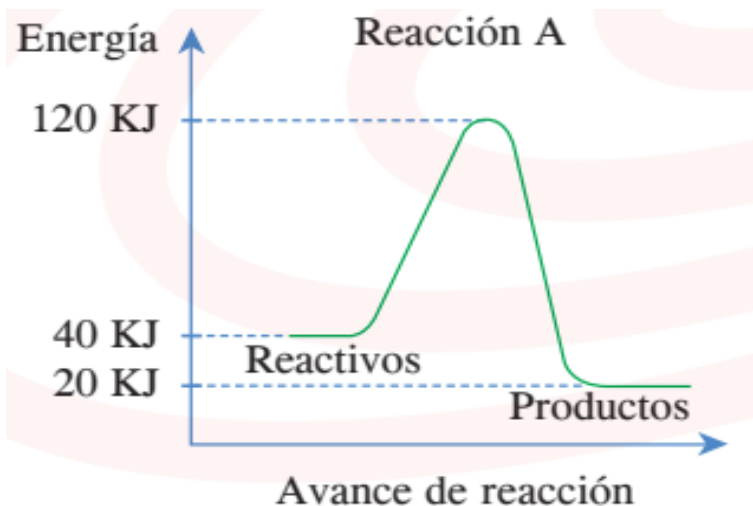
B) VVF

C) FVF

D) VVV



Resolución



$$*H_P < H_R \quad (\text{EXOTÈRMICO})$$

$$*E_a = E_{CA} - H_R$$

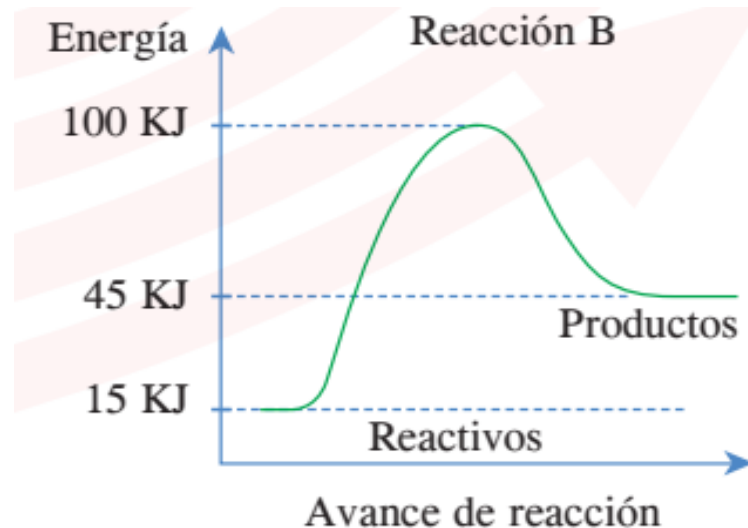
$$E_a = 120\text{KJ} - 40\text{KJ}$$

$$E_a = 80\text{KJ}$$

$$*\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = 20\text{KJ} - 40\text{KJ}$$

$$\Delta H = -20\text{KJ}$$



$$H_P > H_R \quad (\text{ENDOTÈRMICO})$$

$$E_a = E_{CA} - H_R$$

$$E_a = 100\text{KJ} - 15\text{KJ}$$

$$E_a = 85\text{KJ}$$

$$\Delta H = H_P - H_R$$

$$\Delta H = 45\text{KJ} - 15\text{KJ}$$

$$\Delta H = +30\text{KJ}$$

(VERDADERO)

(VERDADERO)

(VERDADERO)

