

2023 MODELO B.3

En la tabla se detallan los resultados experimentales que se obtienen de la velocidad inicial para la reacción: $A(ac) + B(ac) \rightarrow C(ac)$, con diferentes concentraciones de los reactivos.

Experimento	$[A(ac)] / M$	$[B(ac)] / M$	$v_0 / mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$
1	0,1	0,1	$4,0 \times 10^{-4}$
2	0,2	0,1	$1,6 \times 10^{-3}$
3	0,5	0,1	$1,0 \times 10^{-2}$
4	0,5	0,5	$1,0 \times 10^{-2}$

a) (1 punto) Calcule los órdenes parciales y total de la reacción.

b) (1 punto) Escriba la ecuación de velocidad y obtenga la constante de velocidad y sus unidades.

$$v = k \cdot [A]^m \cdot [B]^n$$

$$\begin{array}{l} \text{EXP 3} \quad 1,0 \cdot 10^{-2} = k \cdot (0,5)^m \cdot (0,1)^n \\ \text{EXP 1} \quad 4,0 \cdot 10^{-4} = k \cdot (0,1)^m \cdot (0,1)^n \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{4,0 \cdot 10^{-4}} = \frac{k \cdot 0,5^m \cdot 0,1^n}{k \cdot 0,1^m \cdot 0,1^n} \Rightarrow 25 = \left(\frac{0,5}{0,1}\right)^m \Rightarrow 25 = 5^m \Rightarrow m = 2 \end{array} \right.$$

ORDEN PARCIAL
RESPECTO DE A.

ORDEN PARCIAL
RESPECTO DE B.

$$\begin{array}{l} \text{EXP 3} \quad 1,0 \cdot 10^{-2} = k \cdot 0,5^m \cdot 0,1^n \\ \text{EXP 4} \quad 1,0 \cdot 10^{-2} = k \cdot 0,5^m \cdot 0,5^n \end{array} \left\{ \begin{array}{l} \frac{1,0 \cdot 10^{-2}}{1,0 \cdot 10^{-2}} = \frac{k \cdot 0,5^m \cdot 0,1^n}{k \cdot 0,5^m \cdot 0,5^n} \Rightarrow 1 = \left(\frac{0,1}{0,5}\right)^n \Rightarrow 1 = 0,2^n \Rightarrow n = 0 \end{array} \right.$$

$$\text{Orden total} = m + n = 2 + 0 = 2$$

$$b) \text{ ECUACIÓN DE VELOCIDAD: } v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]^0 \Rightarrow v = k \cdot [A]^2$$

• Para sacar k , cogemos cualquier experimento, por ejemplo EXP 1:

$$4,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = k \cdot (0,1 \text{ mol} \cdot L^{-1})^2 \Rightarrow 4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = k \cdot 0,01 \text{ mol}^2 \cdot L^{-2}$$

$$\Rightarrow k = \frac{4 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{0,01 \text{ mol}^2 \cdot L^{-2}} \Rightarrow k = 0,04 \text{ mol}^{-1} \cdot L \cdot s^{-1}$$

2022 JULIO COINCIDENTE A.3

Para la siguiente reacción en fase gaseosa $2A \rightarrow P$ se tiene un valor de $k = 1,5 \times 10^{-5} s^{-1}$:

a) Determine el orden total de la reacción.

b) Justifique si se trata de una reacción elemental.

c) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de volumen a temperatura constante.

d) Justifique, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la constante cinética una disminución de la temperatura.

a) $k = 1,5 \cdot 10^{-5} s^{-1} \Rightarrow$ nos fijamos que cuando calculamos las unidades de k , solo puede quedar s^{-1} .

$$v = k \cdot [A]^n \Rightarrow \text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot L^{-1})^n \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{(\text{mol} \cdot L^{-1})^n} \quad \text{si } n = 1 \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}}{\text{mol} \cdot L^{-1}}$$

$$\text{orden total} = n + m = 1$$

$$\Rightarrow k = s^{-1}$$

b) No lo es, porque para que sea elemental los coeficientes estequiométricos de los reactivos deben coincidir con los órdenes parciales. El coeficiente de A es 2 y su orden parcial es 1.

c) Si disminuye el volumen, aumenta la concentración porque $[] = \frac{\text{mol}}{V}$, haciendo que la velocidad de reacción aumente. La velocidad es directamente proporcional a la concentración.

$$v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = +\frac{1}{p} \cdot \frac{\Delta[P]}{\Delta t}$$

d) Según la ecuación de Arrhenius: $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, un aumento de la temperatura supone un aumento de la constante cinética ya que:

$$k = A \cdot e^{-E_a/RT} \Rightarrow k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$$

Como T está en el divisor, al aumentar T , disminuye el exponente del número e , haciendo que el valor entre la división de A entre $e^{E_a/RT}$ aumente y por tanto aumente k .

2022 JULIO A.3

Para la reacción $2NO(g) + 2H_2(g) \rightarrow N_2(g) + 2H_2O(g)$ el orden parcial de cada reactivo es uno.

a) Escriba una expresión para su ecuación de velocidad y calcule el orden total de la reacción.

- b) Para un valor inicial de $[\text{NO}]$ y $[\text{H}_2]$ de $0,0025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ y $0,075 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; respectivamente, la velocidad es $4,5 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$. Determine la constante de velocidad y sus unidades.
c) Razone cómo afectará la presencia de un catalizador a la velocidad de la reacción, la energía de activación, ΔH , ΔS y ΔG .

a) $v = k \cdot [\text{NO}]^d \cdot [\text{H}_2]^p \Rightarrow d=1 ; p=1 \Rightarrow v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{H}_2]$ orden total = $d+p=2$

b) $[\text{NO}] = 0,0025 \text{ mol/L}$
 $[\text{H}_2] = 0,075 \text{ mol/L}$
 $v = 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

$$\left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} \begin{array}{l} v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{H}_2] \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot 0,0025 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot 0,075 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \\ \Rightarrow 4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot 1,875 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \\ \Rightarrow k = \frac{4,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{1,875 \cdot 10^{-4} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} \Rightarrow k = 2,4 \text{ mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1} \end{array}$$

- c) Un catalizador positivo consigue que la reacción vaya por un camino en el que se necesita menor energía de activación, haciendo que la velocidad de la reacción aumente.
No afecta a ΔH , ΔS y ΔG ya que no varían en una misma reacción.

2022 JUNIO COINCIDENTE B.3

La reacción en fase gaseosa $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ es exotérmica y su ecuación cinética es $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$.

- a) Calcule el orden total de reacción.
b) Calcule cuánto varía la velocidad de la reacción si se duplica la concentración de ambos reactivos.
c) Si aumenta la temperatura, ¿qué le ocurre a la velocidad de la reacción?
d) Si la reacción transcurre en presencia de un catalizador, ¿qué le ocurre a la velocidad de la reacción?

a) $\alpha=2, p=1$ orden total = $\alpha+p=3$

b) $v = k (2[\text{A}])^2 \cdot (2[\text{B}]) \Rightarrow v = k \cdot 4 [\text{A}]^2 \cdot 2 [\text{B}] \Rightarrow v = k \cdot 8 \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$

La velocidad aumenta ocho veces.

- c) Al aumentar la temperatura, los reactivos comienzan a tener mayor energía cinética y hace que choquen con mayor frecuencia, aumenta la velocidad de la reacción. Además, según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT}$, al aumentar la temperatura, también lo hace la constante cinética k , haciendo que la velocidad aumente.
d) Al añadir un catalizador, la velocidad de reacción variará.
Si se añade un catalizador positivo, conseguirá que la reacción vaya por un camino en el que la reacción necesite menos energía de activación y eso hará que la velocidad aumente.

2022 JUNIO A.4

La reacción $\text{CHCl}_3 (\text{g}) + \text{Cl}_2 (\text{g}) \rightarrow \text{CCl}_4 (\text{g}) + \text{HCl} (\text{g})$ es de primer orden con respecto a CHCl_3 y de orden $1/2$ con respecto a Cl_2 .

- a) Escriba la ecuación de velocidad y determine el orden total de la reacción.
b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.
c) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de volumen a temperatura constante.
d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de temperatura.

a) $\alpha=1, p=\frac{1}{2} \Rightarrow v = k \cdot [\text{CHCl}_3] \cdot [\text{Cl}_2]^{\frac{1}{2}}$ orden total = $\alpha+p=1+\frac{1}{2}=\frac{3}{2}$

b) $v = k \cdot [\text{CHCl}_3] [\text{Cl}_2]^{\frac{1}{2}} \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^{\frac{1}{2}}$
 $\Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{mol}^{\frac{1}{2}} \cdot \text{L}^{-\frac{1}{2}} \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol}^{\frac{3}{2}} \cdot \text{L}^{-\frac{1}{2}}$
 $\Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^{\frac{3}{2}} \cdot \text{L}^{-\frac{1}{2}}} \Rightarrow k = \text{mol}^{-\frac{1}{2}} \cdot \text{L}^{\frac{1}{2}} \cdot \text{s}^{-1}$

- c) Al aumentar el volumen, disminuye la concentración ya que $[] = \frac{n}{V}$. Esto hace que, según la teoría de colisiones, haya menos choques entre las partículas y por tanto la velocidad de la reacción disminuye tal y como se aprecia en la fórmula de velocidad de reacción $v = -\frac{1}{a} \cdot \frac{\Delta[\text{A}]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \cdot \frac{\Delta[\text{B}]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \cdot \frac{\Delta[\text{C}]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \cdot \frac{\Delta[\text{D}]}{\Delta t}$

- d) Al aumentar la temperatura, según la ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT}$,

aumenta la constante de la velocidad y por tanto aumenta la velocidad.

2022 MODELO A.3

La reacción en fase gaseosa $A + B \rightarrow C + D$ es exotérmica y su ecuación cinética es $v = k[A]^2$. Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- El reactivo A se consume más deprisa que el B.
- Un aumento de la presión total produce un aumento en la velocidad de la reacción.
- Una vez iniciada la reacción, la velocidad es constante si la temperatura no varía.
- Un aumento de la temperatura disminuye la velocidad de reacción

a) Para ello cogemos la fórmula $-\frac{1}{a} \cdot v_A = -\frac{1}{b} \cdot v_B \Rightarrow -\frac{1}{1} v_A = -\frac{1}{1} v_B$
 $\Rightarrow v_A = v_B$. FALSO. Se consumen a la misma velocidad.

b) Al aumentar la presión, disminuimos el volumen, así que las partículas comienzan a chocar más y aumenta el valor de la constante cinética, haciendo que la velocidad aumente. Por tanto, VERDADERA.

c) FALSO. A medida que los reactivos van desapareciendo, va disminuyendo la velocidad de la reacción ya que cada vez es más difícil que los reactivos choquen entre sí, teniendo en cuenta que $v = k[A]^2$, cuanto menos concentración de A, menos velocidad.

d) FALSO. Al aumentar la temperatura, según la ecuación de Arrhenius $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, aumenta la constante cinética, haciendo que la velocidad aumente.

2021 JULIO A.2

Para la reacción en fase gaseosa $2 NO_2 (g) + F_2 (g) \rightarrow 2 NO_2F (g)$ la ecuación de velocidad es $v = k [NO_2]^2 [F_2]$. Responda las siguientes cuestiones:

- Indique los órdenes parciales respecto de los reactivos y el orden total de la reacción.
- Razone si es una reacción elemental.
- Determine las unidades de la constante de velocidad.
- Justifique, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta un aumento de temperatura a la velocidad de reacción.

a) orden parcial respecto al reactivo NO_2 $\alpha = 2$. Orden parcial respecto a F_2 : $\beta = 1$
orden total $\alpha + \beta = 2 + 1 = 3$.

b) Para que sea una reacción elemental, los órdenes parciales de la reacción deben coincidir con los coeficientes estequiométricos de los reactivos. Así que no es una reacción elemental puesto que $\alpha = 2$ y el coeficiente del NO_2 es 2.

c) $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-2} \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L}^{-2}}$
 $k = \text{mol}^{-2} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

d) según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT} \Rightarrow k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$.

Al estar la temperatura en el denominador del exponente, si aumenta la temperatura, disminuye el exponente del número e, así que disminuye el denominador de la división $k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$, haciendo que la constante cinética K aumente, y esto a su vez consigue que también aumente la velocidad.

2021 JUNIO COINCIDENTE A.3

La reacción en fase gaseosa $2 A + B \rightarrow C + D$ tiene como ley de velocidad: $v = k [A] [B]$.

- Indique los órdenes parciales de reacción respecto de A y de B, el orden total de reacción, y las unidades de la constante de velocidad.
- Justifique cuál de los dos reactivos se consume más rápido.
- Justifique con las fórmulas adecuadas cómo afecta a la velocidad de reacción que el volumen del recipiente donde se produce la reacción se reduzca a la mitad.
- Justifique, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de la temperatura

a) orden parcial con respecto a A: $\alpha = 1$, orden parcial con respecto a B: $\beta = 1$

Orden total = $\alpha + \beta = 2$

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}) \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} \Rightarrow k = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$$

b) Para ello $-\frac{1}{\alpha} \cdot V_A = -\frac{1}{\beta} \cdot V_B \Rightarrow -\frac{1}{2} V_A = -1 V_B \Rightarrow V_A = 2 V_B$

La velocidad de A es el doble que la velocidad de B.

c) Si disminuye el volumen, aumenta la concentración ya que $[I] = \frac{n}{V}$, $[A] = \frac{n}{\frac{V}{2}} = 2 \frac{n}{V}$

Por tanto, las concentraciones se duplican.

$$\text{Como } v = k \cdot [A] \cdot [B] \Rightarrow v = k \cdot 2[A] \cdot 2[B] \Rightarrow v = k \cdot 4 \cdot [A] \cdot [B]$$

Así que la velocidad se cuadruplica.

d) Según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT} \Rightarrow k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$

Al estar la temperatura en el denominador del exponente, si aumenta la temperatura, disminuye el exponente del número e, así que disminuye el denominador de la división $k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$, haciendo que la constante cinética K aumente, y esto a su vez consigue que también aumente la velocidad.

2021 JUNIO B.2

La ecuación de velocidad de la reacción $\text{CO(g)} + \text{NO}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{NO(g)}$ es $v = k[\text{NO}_2]^2$. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

a) La velocidad de desaparición de ambos reactivos es la misma.

b) Las unidades de la constante de velocidad son: $\text{mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$.

c) La velocidad de la reacción aumenta al duplicar la concentración inicial de CO(g).

d) En esta reacción en particular, la constante de velocidad no depende de la temperatura, porque la reacción se produce en fase gaseosa.

a) Según $v = -\frac{1}{\alpha} \cdot V_{\text{CO}} = -\frac{1}{\beta} \cdot V_{\text{NO}_2} \Rightarrow -\frac{1}{1} V_{\text{CO}} = -\frac{1}{1} V_{\text{NO}_2} \Rightarrow V_{\text{CO}} = V_{\text{NO}_2}$ VERDADERO

b) $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2 \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2} \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}}$
 $k = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$ FALSO.

c) FALSO, ya que según su ley de velocidades $v = k \cdot [\text{NO}_2]^2$, la velocidad no depende de la concentración de CO.

d) FALSO. La constante de la velocidad siempre depende de la temperatura como indica la ecuación de Arrhenius $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$.

2021 MODELO B.2

Para una reacción del tipo $2A(\text{g}) + B(\text{g}) \rightarrow C(\text{g})$ a una temperatura determinada, se han obtenido los siguientes datos:

Experimento	[A] inicial $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	[B] inicial $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$	Velocidad inicial $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$
1	0,020	0,010	0,028
2	0,020	0,020	0,057
3	0,040	0,020	0,224

a) Determine el orden total de la reacción y escriba su ley de velocidad.

b) Calcule la constante de velocidad.

c) Justifique, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de temperatura.

d) Explique cómo modifica la energía de activación la adición de un catalizador

a) • Cogemos dos experimentos con misma [A]. Exp 1 y 2. $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$

$$\text{Exp 2} \quad 0,057 = k \cdot (0,02)^\alpha \cdot (0,02)^\beta$$

$$\text{Exp 1} \quad 0,028 = k \cdot (0,02)^\alpha \cdot (0,01)^\beta$$

} Dividimos

$$\frac{0,057}{0,028} = \frac{k(0,02)^\alpha \cdot 0,02^\beta}{k(0,02)^\alpha \cdot 0,01^\beta} \Rightarrow 2 = \left(\frac{0,02}{0,01}\right)^\beta$$

$$\Rightarrow 2 = 2^\beta \Rightarrow$$

$\beta = 1$ orden parcial respecto a B.

• Cogemos dos experimentos con misma concentración de [B] Exp 2 y 3:

$$\left. \begin{array}{l} \text{Exp 3} \quad 0'224 = k \cdot (0'04)^{\alpha} \cdot (0'02)^{\beta} \\ \text{Exp 2} \quad 0'057 = k \cdot (0'02)^{\alpha} \cdot (0'02)^{\beta} \end{array} \right\} \frac{0'224}{0'057} = \frac{k (0'04)^{\alpha} \cdot (0'02)^{\beta}}{k (0'02)^{\alpha} \cdot (0'02)^{\beta}} \Rightarrow \text{Aprox } 4 = \left(\frac{0'04}{0'02} \right)^{\alpha}$$

$$\Rightarrow 4 = 2^{\alpha} \Rightarrow \alpha = 2 \text{ orden parcial respecto a A.}$$

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

$$\text{Ley de velocidad } v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$$

b) Cogemos cualquier experimento. Por ejemplo Exp. 1'. $0'028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (0'02 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \cdot (0'01 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1})$

$$\Rightarrow 0'028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot 0'0002 \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3} \Rightarrow k = \frac{0'028 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{0'0002 \text{ mol}^3 \cdot \text{L}^{-3}} \Rightarrow k = 140 \text{ mol}^{-2} \cdot \text{L}^2 \cdot \text{s}^{-1}$$

c) Según la ecuación de Arrhenius: $k = A e^{-E_a/RT} \Rightarrow k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$

Al estar la temperatura en el denominador del exponente, si disminuye la temperatura, aumenta el exponente del número e, así que aumenta el denominador de la división $k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$, haciendo que la constante cinética K disminuya, y esto a su vez consigne que también disminuya la velocidad.

d) Un catalizador positivo consigne que la reacción vaya por un camino que necesita menos energía de activación.

2020 SEPTIEMBRE B.2

Se ha llevado a cabo la reacción: $A(g) + 2B(g) \rightarrow 2C(g)$ en dos condiciones experimentales diferentes, obteniéndose la ecuación de velocidad $v = k[B]$ y los siguientes valores de energías:

Experimento	$E_a / \text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$	$\Delta H / \text{KJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
1	2	-0,3
2	0,5	-0,3

a) Justifique en cuál de los experimentos la reacción es más lenta.

b) Explique cómo se modifica la velocidad de la reacción al duplicar la concentración inicial de A.

c) Determine el orden total de la reacción y las unidades de la constante de velocidad.

d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de temperatura.

a) Cuanto mayor sea la energía de activación necesaria, más lenta será la reacción, por lo cual, el experimento 1 irá más lento

b) No se modifica ya que según su ley de velocidades $v = k[B]$, el orden parcial con respecto al reactivo A es cero.

c) orden parcial con respecto a B = 1. Orden total = $\alpha + \beta = 0 + 1 = 1$

$$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}} \Rightarrow k = \text{s}^{-1}$$

d) Según la ecuación de Arrhenius $k = A e^{-E_a/RT} \Rightarrow k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$

Al estar la temperatura en el denominador del exponente, si aumenta la temperatura, disminuye el exponente del número e, así que disminuye el denominador de la división $k = \frac{A}{e^{E_a/RT}}$, haciendo que la constante cinética K aumente, y esto a su vez consigne que también aumente la velocidad.

2020 JULIO COINCIDENTE A.3

La reacción $A + 2B \rightarrow C$ tiene como ley de velocidad: $v = k[A]^2$.

a) Indique los órdenes parciales de reacción respecto de A y B, y el orden total de reacción.

b) Determine las unidades de la constante de velocidad.

c) Justifique cuál de los dos reactivos se consume más rápido.

d) Explique cómo se modifica la constante de velocidad si se añade más reactivo B.

a) orden parcial con respecto de A $\alpha = 2$; orden parcial con respecto de B: $\beta = 0$;

$$\text{orden total} = \alpha + \beta = 2$$

b) $v = k \cdot [A]^2 \Rightarrow \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1} = k \cdot (\text{mol} \cdot \text{L}^{-1})^2 \Rightarrow k = \frac{\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}}{\text{mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}} \Rightarrow k = \text{mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

c) Según $v = -\frac{1}{a} \cdot \Delta A = -\frac{1}{b} \cdot \Delta B \Rightarrow -\frac{1}{1} \Delta A = -\frac{1}{2} \Delta B \Rightarrow \Delta A = \frac{1}{2} \Delta B \Rightarrow 2\Delta A = \Delta B$

La velocidad de desaparición de B es el doble que la velocidad de A, por lo que B se consume más rápido.

d) La constante cinética no depende de la concentración de B, solo depende de la temperatura.