

SI ENCUENTRAS ALGÚN ERROR COMUNÍCALO, POR FAVOR, AL CORREO DE LA PÁGINA WEB.



CINÉTICA QUÍMICA.

Velocidad de reacción.

Velocidad de reacción es la variación de la concentración con respecto al tiempo de cada sustancia que interviene en la reacción, tomada positiva y dividida por su coeficiente estequiométrico.

Dada la reacción: $aA + bB \rightarrow cC + dD$

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

La velocidad varía durante el transcurso de la reacción. Por eso tomamos el concepto de velocidad instantánea.

$$\text{La velocidad es } v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt}$$

Variando la concentración inicial de los reactivos $[A]$ y $[B]$, se puede determinar experimentalmente la expresión matemática que relaciona v con dichas concentraciones, que es la ley diferencial de velocidad. $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$, donde v es la velocidad (Mol/L.s), k es la constante de velocidad ($s^{-1} \cdot \text{mol}^{1-\alpha-\beta} \cdot \text{L}^{\alpha+\beta-1}$), α es el orden de reacción respecto del reactivo A y β respecto de B. α y β no tienen que ser a y b ni tienen que ser enteros. $\alpha + \beta$ es el llamado orden total.

Teoría de colisiones. Para que se de una reacción química los reactivos deben entrar en contacto, deben chocar. Dos moléculas pueden chocar entre sí y no producirse reacción. Para que un choque sea eficaz deben darse dos condiciones: que la energía del choque sea suficiente y que la orientación del choque sea adecuada.

Orden de reacción y ecuación integrada.

$$\text{Orden 0: } v = \frac{d[A]}{dt} = -k \rightarrow d[A] = -k \cdot dt \quad \xrightarrow{\text{Integrando}} \quad \overbrace{[A] = [A]_0 - k \cdot t}^{y=n-kx}$$

Si representamos $[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k .

$$\text{Orden 1: } v = \frac{d[A]}{dt} = -k \cdot [A] \rightarrow \frac{d[A]}{[A]} = -k \cdot dt \quad \overset{\text{Integrando}}{\Leftrightarrow} \quad \overset{y=n-kx}{\ln[A] = \ln[A]_0 - k \cdot t}$$

Si representamos $\ln[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k .

$$\text{Orden 2: } v = \frac{d[A]}{dt} = -k \cdot [A]^2 \rightarrow \frac{d[A]}{[A]^2} = -k \cdot dt \quad \overset{\text{Integrando}}{\Leftrightarrow} \quad \overset{y=n-kx}{\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t}$$

Si representamos $1/[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k .

1. La ecuación de velocidad para la siguiente reacción química: $H_2(g) + I_2(g) \rightarrow 2HI(g)$ es de orden 1 respecto a la molécula del hidrógeno y también de orden 1 respecto a la molécula de yodo.

a. Escribe la ecuación de velocidad indicando cuáles son las unidades de la constante de velocidad.

b. Explica de forma razonada cómo varía la velocidad de reacción si:

i. Aumenta la temperatura

ii. Añadimos un catalizador.

VER VÍDEO <https://youtu.be/P92BcOELp04>

a. $v = k \cdot [H_2] \cdot [I_2]$; Unidades de k : $L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

b. Según la ley de Arrhenius:

$$k = \frac{A}{e^{\frac{E_a}{R \cdot T}}}$$

al aumentar la temperatura aumenta la velocidad de la reacción, y si añadimos un catalizador, éste actúa disminuyendo la energía de activación, por tanto, la velocidad de reacción aumenta.

2. A una temperatura determinada la constante cinética de la reacción en fase gaseosa

$A \rightarrow P$ es $k = 5 L \cdot mol^{-1} \cdot s^{-1}$

a. Determine el orden total de la reacción y justifique si se trata de una reacción elemental.

b. Escriba la ecuación cinética y calcule la velocidad de la reacción cuando

$[A] = 0,1 M$.

c. Si las energías de activación de las reacciones directa e inversa son

$E_a^d = 130 kJ$ y $E_a^i = 450 kJ$, justifique si la reacción directa es exotérmica o endotérmica.

d. Justifique, utilizando la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la constante cinética y a la velocidad de la reacción un aumento de temperatura.

VER VÍDEO <https://youtu.be/mibH BpTyxk>

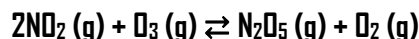
a. Orden total 2. No puede ser elemental, el orden de reacción no coincide con el coeficiente estequiométrico del reactivo.

b. $0,05 mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$

c. Reacción exotérmica.

d. Un aumento de temperatura implica un aumento de la constante de velocidad y de la velocidad.

3. a. El dióxido de nitrógeno puede reaccionar con el ozono presente en la atmósfera según la reacción química ajustada siguiente:



Diversos estudios experimentales han concluido que, a una determinada temperatura, esta reacción sigue una cinética de primer orden respecto del dióxido de nitrógeno y también de primer orden respecto del ozono.

i. escribe la ecuación de velocidad de la reacción

ii. además del dióxido de nitrógeno nombra dos sustancias tóxicas producidas por los motores de combustión interna

b. nombra las siguientes sustancias: $\text{H}_2\text{NCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ i Na_2CO_3 .

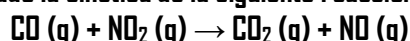
VER VÍDEO <https://youtu.be/Dr-Zm5Wdp3I>

a. i. $v = k \cdot [\text{NO}_2] \cdot [\text{O}_3]$

ii. NO, CO, SO₂, SO₃...

b. 2- Aminoetanol y carbonato de sodio o trioxidocarbonato de disodio.

4. En un laboratorio se ha estudiado la cinética de la siguiente reacción química



y se ha comprobado, experimentalmente que su ecuación de velocidad se puede expresar de la forma siguiente: $v = k [\text{NO}_2]^2$. Teniendo en cuenta esta información, indica de manera razonada la veracidad de las afirmaciones siguientes:

a. Las unidades de la constante de velocidad (k) son $\text{Mol} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$.

b. La constante de velocidad no depende de la temperatura, ya que la reacción se da en fase gaseosa.

c. El orden total de la reacción es igual a 1 ya que la velocidad depende de un solo reactivo.

d. La adición de un catalizador aumentaría el valor de la constante de velocidad.

VER VÍDEO https://youtu.be/WFoucXp52_U

a. F. Las unidades de k son $\text{s}^{-1} \cdot \text{mol}^{1-\text{orden total}} \cdot \text{L}^{\text{orden total} - 1}$. En este caso $\text{Mol}^{-1} \cdot \text{L} \cdot \text{s}^{-1}$

b. F. Según la ecuación de Arrhenius la constante de velocidad depende de la temperatura. $k = A \cdot e^{-\frac{E_{\text{act}}}{R \cdot T}}$

c. F. El orden de reacción es la suma de los exponentes de las concentraciones de reactivos en la ecuación de velocidad. en nuestro caso el orden total es dos que coincide con el orden respecto al dióxido de nitrógeno.

d. V. Según vemos en la ecuación de Arrhenius (apartado b) al disminuir la energía de activación la constante de velocidad aumenta, aumentando así la velocidad.

5. La reacción en fase gaseosa $2\text{A} \rightarrow 2\text{B} + \text{C}$ es de segundo orden. Cuando la concentración de A es 0,050 M presenta una velocidad de $7,8 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a. Escriba la ecuación de velocidad y deduzca las unidades de la constante de velocidad.

b. Determine la constante de velocidad y calcule la velocidad cuando la concentración de A sea 0,090 M.

c. Justifique cómo afecta a la velocidad de la reacción la presencia de un catalizador.

d. Justifique, mediante la ecuación de Arrhenius, cómo afecta a la constante de velocidad un aumento de la temperatura.

VER VÍDEO https://youtu.be/ZC72ZwB_0qU

a. $v = k \cdot [A]^2$. $M \cdot t^{-1} = k \cdot M^2$; $k = M^{-1} \cdot t^{-1}$.

b. $v = k \cdot [A]^2$; $k = v / [A]^2$; $k = 7,8 \cdot 10^{-4} / 0,050 = 0,31 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$; $v = 0,31 \cdot 0,0902 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

c. El catalizador modifica el mecanismo de reacción disminuyendo la energía de activación y, por tanto, aumenta la velocidad de la reacción.

d. Según la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{-E_a/RT}$, un aumento de temperatura aumenta la k.

6. El monóxido de nitrógeno (NO) destruye la capa de ozono de la atmósfera porque cataliza la descomposición del ozono según la siguiente reacción química:

$\text{O}_3(\text{g}) + \text{NO}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$; $\Delta H^\circ = -198,7 \text{ kJ/mol}$. Se han llevado a cabo diferentes experimentos en el laboratorio y se ha comprobado que la reacción química anterior es de primer orden tanto respecto al ozono (O_3) como al monóxido de nitrógeno (NO).

EXPERIMENTO	$[\text{O}_3]_0$	$[\text{NO}]_0$	VELOCIDAD
1	0,020	0,025	42,0
2	0,015	X	12,6

a. Escribe la expresión de la velocidad de reacción para este proceso químico.

b. ¿Cuál es el orden total de la reacción? Justifica la respuesta.

c. Determina el valor de la constante de velocidad con sus unidades.

d. Determina el valor de la concentración inicial de NO (g) en el experimento 2 de la tabla anterior.

VER VIDEO <https://youtu.be/IJSuQMmZws8>

a. Ecuación de la velocidad de reacción: $V = k \cdot [\text{O}_3] \cdot [\text{NO}]$

b. Orden total de la reacción: 2 (orden parcial 1 respecto a cada uno de los reactivos)

c. Cogiendo los datos del experimento 1 de la Tabla, tenemos:
 $42 = k \cdot 0,025 \cdot 0,020$; por lo tanto $k = 84000 \text{ L mol}^{-1}$

d. Utilizando el valor de k calculado en el apartado anterior tenemos:
 $12,6 = 84000 \cdot x \cdot 0,015$; por lo tanto $x = [\text{NO}] = 0,01 \text{ mol L}^{-1}$

7. Indica de manera razonada si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas.

a. Para cualquier reacción química, el número inicial de moles de reactivos coincide con el número total de moles de productos que se forman una vez acabada la reacción.

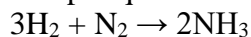
b. Para cualquier reacción química, el número total de moléculas presentes en la mezcla reaccionante aumenta a medida que tiene lugar la reacción.

c. La velocidad de cualquier reacción química aumenta a medida que disminuye la temperatura de reacción.

d. En las mismas condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de dos sustancias en estado gaseoso contienen el mismo número de moléculas.

VER VÍDEO <https://youtu.be/mepr2nGkUw>

a. Falso. La masa total de reactivos sí es igual a la masa total de productos (Ley de Lavoisier), en cambio el número de moles de reactivos y de productos depende de la estequiometría de cada reacción y no tiene por qué mantenerse.



b. Falso. El número de moléculas es proporcional al número de moles y éste puede aumentar, disminuir o mantenerse durante el tiempo que tiene lugar la reacción química.

c. Falso. La velocidad de la reacción aumenta cuando la temperatura de la reacción aumenta ya que aumentará la energía cinética de las moléculas y por lo tanto el número de colisiones entre las moléculas será mayor (también se puede ver con la ecuación de Arrhenius; si $v = k \text{ conc.}$ y $k = k_0 \exp(-E_0/RT)$ cuando T aumenta el valor de k también aumenta).

d. Verdadero. Este es el enunciado de la Ley de Avogadro.

Se puede ver con la ecuación $PV=nRT$; con $n = PV/RT$, si P y T no cambian y también se igualan los volúmenes implica que habrá el mismo número de moles, y por lo tanto también de moléculas.

8. La reacción $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{CONH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

presenta la siguiente ecuación de velocidad: $v = k[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_3]$

donde $k = 5,0 \cdot 10^3 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$, a 25 °C.

a. Calcula la velocidad de reacción cuando $[\text{CH}_3\text{COOH}] = [\text{NH}_3] = 0,02 \text{ M}$.

b. En general, se puede afirmar que un aumento de la temperatura disminuye la velocidad de la reacción? Razona la respuesta.

c. Nombrar el compuesto siguiente: CH_3CONH_2 .

VER VÍDEO <https://youtu.be/ZaRPhs7aZCc>

a. $v = k \cdot [\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{NH}_3] \rightarrow v = 5 \cdot 10^3 \cdot 0,02 \cdot 0,02 = 2 \text{ Mol/L} \cdot \text{s}$.

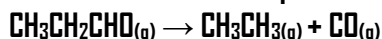
b. Un aument

o de la temperatura aumenta el número de colisiones efectivas, aumentando la velocidad de la reacción.

Según la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$, si T aumenta k aumenta.

c. Acetamida.

9. La reacción de descomposición del propanal viene dada por:



Y su ecuación de velocidad es: $v = k[\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}]^2$

Se ha comprobado en el laboratorio que cuando la concentración inicial de propanal es de $0,1 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$, la velocidad de reacción es $25 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$.

a. Calcula el valor de la constante de velocidad, k, de la reacción.

b. Es correcto suponer que la velocidad de reacción (v) es independiente de la temperatura?

c. Formula y nombra un isómero funcional del propanal.

VER VÍDEO <https://youtu.be/IRaBo90-kIw>

6

$$k = \frac{v}{[\text{propanal}]^2} = \frac{25 \cdot 10^{-3}}{(0,1)^2} = 2,5 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$$

b. Es incorrecto, pues, la velocidad de la reacción si depende de la temperatura ya que, según la teoría de colisiones, se aumentan el número de choques efectivos.

c. Como isómero funcional de un aldehído de más de dos carbonos siempre podemos dar una cetona. $\text{CH}_3 - \text{CO} - \text{CH}_3$

10. Indica, razonadamente, si son ciertas las siguientes afirmaciones:

- a. Las constantes cinéticas o de velocidad, k , dependen de la concentración de los reactivos.
- b. En general, los catalizadores aumentan la velocidad de los procesos químicos debido a que aumentan las energías de activación del mecanismo de reacción.
- c. Las reacciones entre reactivos que se encuentra en estados de agregación sólido o líquido dan lugar a cinéticas más rápidas que las reacciones entre reactivos que se encuentran en estado gaseoso.

VER VÍDEO <https://youtu.be/lpxiVm15zOE>

- a. Falso. Es la velocidad la que depende de la concentración de los reactivos.
- b. Falso. Los catalizadores disminuyen la energía de activación, aumentando así la velocidad.
- c. Falso. Si el reactivo se encuentra en estado sólido únicamente reaccionan las moléculas de la superficie. Hay mayor $n.^{\circ}$ de choques sí el reactivo se encuentra en estado gaseoso.

11. Una reacción química transcurre en un tiempo tan corto que hace imposible, con los medios de que disponemos seguir su evolución. Proponer al menos 3 formas para que el tiempo de reacción aumente.

VER VÍDEO <https://youtu.be/KZTVT2w3WnU>

Que el tiempo de reacción aumente significa que la velocidad de reacción disminuye.

Disminuir la temperatura, añadir un inhibidor o disminuir la concentración de reactivos. Produce una disminución de velocidad.

12. Los datos siguientes se refieren a dos reacciones químicas diferentes. ¿Cuál es la más lenta?

Reacción 1: $E_a = 50 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H = 100 \text{ KJ/mol}$ y $\Delta S = 12 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

Reacción 2: $E_a = 75 \text{ KJ/mol}$; $\Delta H = 120 \text{ KJ/mol}$ y $\Delta S = 15 \text{ J/mol}\cdot\text{K}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/ftAbBEE29fU>

De los tres datos, energía de activación, variación de entalpía y variación de entropía, el único del que depende la velocidad de reacción es la energía de activación.

Al aumentar la energía de activación, disminuye el número de choques efectivos, disminuyendo la velocidad de reacción. La más lenta es la 2.

Según la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$, si E_a aumenta k disminuye. La más lenta es la 2.

13. Di si las afirmaciones siguientes son verdaderas o falsas:

- En una reacción exotérmica la energía de activación directa es menor que la inversa.
- La velocidad de una reacción depende de la concentración inicial de los reactivos.
- La constante de velocidad, al ser constante, no tiene unidades.
- La velocidad de una reacción aumenta al aumentar la temperatura.
- Una reacción química fuertemente exotérmica se realiza a gran velocidad.
- Al añadir un catalizador a una reacción química disminuye el calor de reacción.

VER VÍDEO <https://youtu.be/mIG3QO0w6Kk>

a. V. $\Delta H = E_{\text{activación directa}} - E_{\text{activación inversa}}$. Si $\Delta H < 0$ (exotérmica) la energía de activación inversa es mayor que la directa.

b. V. $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$

c. F. $v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$; las unidades de k son $\frac{1}{s} \cdot \left(\frac{\text{mol}}{L}\right)^{1-(\alpha+\beta)}$

d. V. Según la ecuación de Arrhenius, $k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}}$, si T aumenta k aumenta.

e. F. La velocidad de reacción es independiente de que la reacción sea exotérmica o endotérmica.

f. F. El catalizador varía la energía de activación, no la entalpía de reacción.

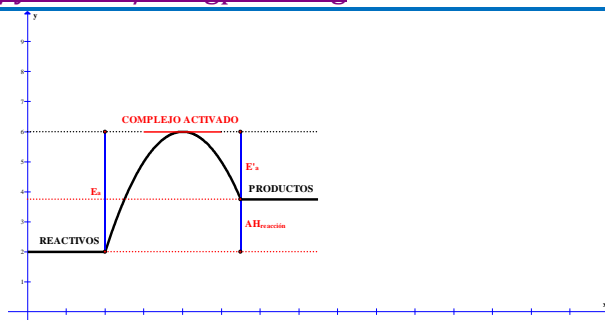
14. Observamos experimentalmente que, en una reacción química, al duplicar la concentración del reactivo A, la velocidad de reacción es 4 veces mayor. ¿Cuál es el orden de reacción respecto a ese reactivo?

VER VÍDEO <https://youtu.be/7dfkg3g56Qc>

$$\begin{cases} v = k \cdot [A]^\alpha \\ 4v = k \cdot [2A]^\alpha \end{cases} \rightarrow \frac{v}{4v} = \frac{k \cdot [A]^\alpha}{k \cdot [2A]^\alpha} = \frac{[A]^\alpha}{2^\alpha \cdot [A]^\alpha} = \frac{1}{2^\alpha} \rightarrow \frac{1}{4} = \frac{1}{2^\alpha} \rightarrow \alpha = 2$$

15. Haz un diagrama de entalpías para una reacción cuya variación de entalpía es de 17,5 kJ, si la energía de activación directa es de 40 kJ, siendo la energía de los reactivos de 20 kJ.

VER VÍDEO <https://youtu.be/YdRgpWztU3g>



16. Observando la siguiente tabla, calcula el orden de reacción respecto de cada reactivo, así como, la constante de velocidad.

EXPERIMENTO	$[A]_0$ EN MOL·L ⁻¹	$[B]_0$ EN MOL·L ⁻¹	VELOCIDAD. MOL·L ⁻¹ ·s ⁻¹

1	0,1	0,1	$5,5 \cdot 10^{-6}$
2	0,2	0,1	$2,2 \cdot 10^{-5}$
3	0,1	0,3	$1,65 \cdot 10^{-5}$
4	0,1	0,6	$3,3 \cdot 10^{-5}$

VER VÍDEO <https://youtu.be/VIZT4eUo8cw>

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$$

$$\begin{cases} \text{Experimento I: } 5,5 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta \\ \text{Experimento II: } 2,2 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,2^\alpha \cdot 0,1^\beta \end{cases} \rightarrow \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{2,2 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta}{k \cdot 0,2^\alpha \cdot 0,1^\beta}$$

$$\frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^\alpha \rightarrow \alpha = 2; \text{ orden 2 respecto de A.}$$

$$\begin{cases} \text{Experimento I: } 5,5 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta \\ \text{Experimento III: } 1,65 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,3^\beta \end{cases} \rightarrow \frac{5,5 \cdot 10^{-6}}{1,65 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta}{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,3^\beta}$$

$$\frac{1}{3} = \left(\frac{1}{3}\right)^\beta \rightarrow \beta = 1; \text{ orden 1 respecto de B.}$$

$$\text{Experimento I: } 5,5 \cdot 10^{-6} = k \cdot 0,1^2 \cdot 0,1^1 \rightarrow k = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1} \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$$

17. Hallar los valores de A, B y C utilizando la siguiente tabla.

EXPERIMENTO	[A] ₀ EN MOL·L ⁻¹	[B] ₀ EN MOL·L ⁻¹	VELOCIDAD. MOL·L ⁻¹ ·s ⁻¹
1	0,2	0,1	$8 \cdot 10^{-5}$
2	0,1	0,1	$2 \cdot 10^{-5}$
3	0,1	0,2	$4 \cdot 10^{-5}$
4	A	0,4	$8 \cdot 10^{-5}$
5	0,4	B	$8 \cdot 10^{-5}$
6	0,3	0,3	C

VER VÍDEO <https://youtu.be/xey5FnNxyg8>

$$\begin{cases} \text{Experimento I: } 8 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,2^\alpha \cdot 0,1^\beta \\ \text{Experimento II: } 2 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta \end{cases} \rightarrow \frac{8 \cdot 10^{-5}}{2 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot 0,2^\alpha \cdot 0,1^\beta}{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta}$$

$$4 = 2^\alpha \rightarrow \alpha = 2; \text{ orden 2 respecto de A.}$$

$$\begin{cases} \text{Experimento II: } 2 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta \\ \text{Experimento III: } 4 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,2^\beta \end{cases} \rightarrow \frac{2 \cdot 10^{-5}}{4 \cdot 10^{-5}} = \frac{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,1^\beta}{k \cdot 0,1^\alpha \cdot 0,2^\beta}$$

$$\frac{1}{2} = \left(\frac{1}{2}\right)^\beta \rightarrow \beta = 1; \text{ orden 2 respecto de A.}$$

La ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [A]^2[B]$

$$\text{Experimento I: } 8 \cdot 10^{-5} = k \cdot 0,2^2 \cdot 0,1^1 \rightarrow k = 0,02 \text{ s}^{-1} \cdot \text{mol}^{-2} \cdot \text{L}^2$$

$$\text{Experimento 4: } 8 \cdot 10^{-5} = 0,02 \cdot [A]^2 \cdot 0,4^1 \rightarrow [A] = 0,1 \text{ M.}$$

$$\text{Experimento 5: } 8 \cdot 10^{-5} = 0,02 \cdot 0,4^2 \cdot [B]^1 \rightarrow [B] = 0,025 \text{ M.}$$

CARLOS ALCOVER GARAU. LICENCIADO EN CIENCIAS QUÍMICAS (U.L.B.) Y DIPLOMADO EN TECNOLOGÍA DE ALIMENTOS (I.A.T.A.).

9

Experimento 6: $v = 0,02 \cdot 0,3^2 \cdot 0,3^1 \rightarrow v = 5'4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{Mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}$

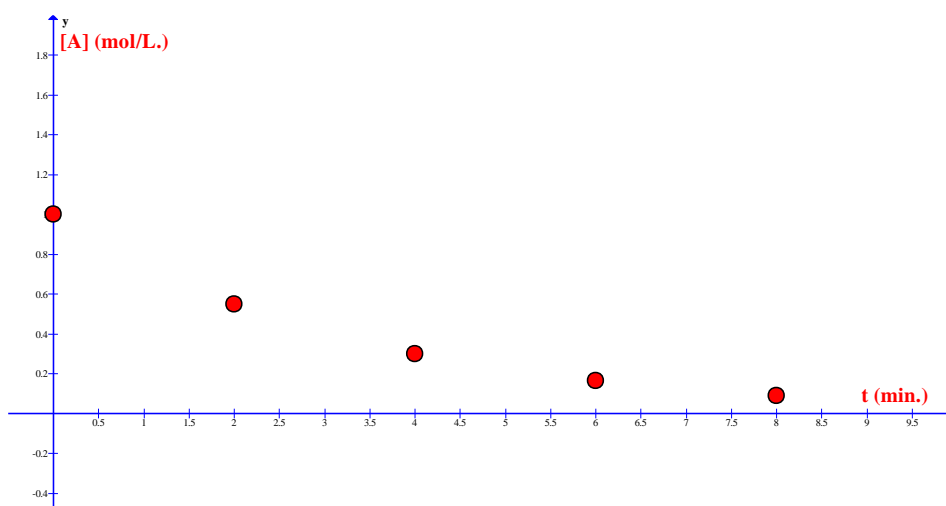
18. Dada la siguiente tabla, ¿Cuál es el orden de la reacción respecto de A? ¿Cuánto vale la constante de velocidad? ¿Cuál es la vida media?

[A] mol/L.	1	0,549	0,301	0,165	0,091
t (min.)	0	2	4	6	8

VER VÍDEO <https://youtu.be/PI0iyu8crwA>

Orden 0: $v = \frac{d[A]}{dt} = -k \rightarrow d[A] = -k \cdot dt \quad \xrightarrow{\text{Integrando}} \quad [A] = [A]_0 - k \cdot t$

Si representamos [A] frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k.

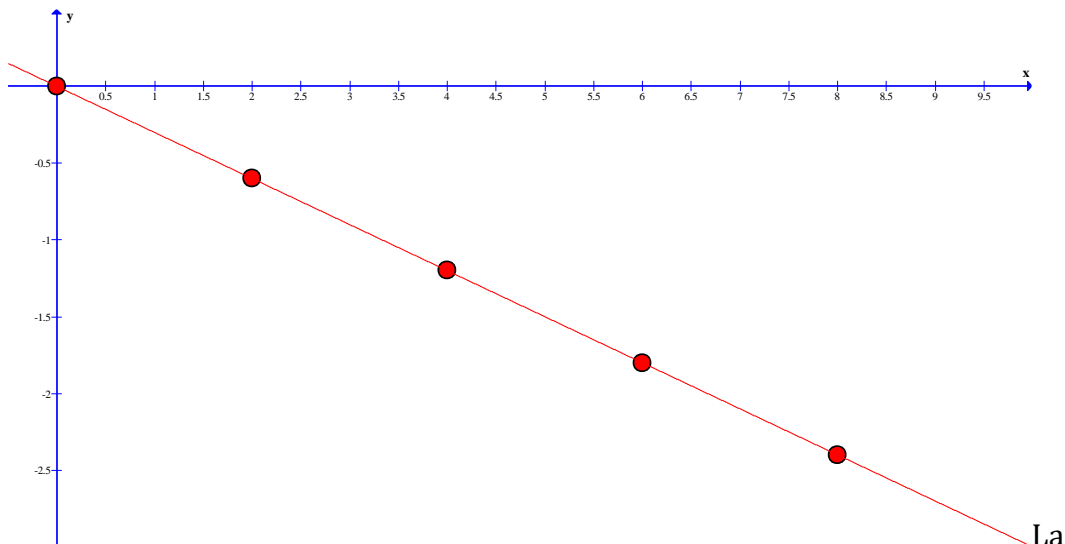


Orden 1: $v = \frac{d[A]}{dt} = -k \cdot [A] \rightarrow \frac{d[A]}{[A]} = -k \cdot dt \quad \xrightarrow{\text{Integrando}} \quad \ln[A] = \ln[A]_0 - k \cdot t$

Si representamos $\ln[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k.

$\ln[A]$	0	-0,6	-1,2	-1,8	-2,4
t (min.)	0	2	4	6	8

10



reacción resulta ser de orden 1.

Tomamos dos puntos para el cálculo de la pendiente.

$$\begin{cases} (0,0) \\ (2,-0,6) \end{cases} m = \frac{-0,6 - 0}{2 - 0} = -0,3$$

$$\begin{cases} (0,0) \\ (6,-1,8) \end{cases} m = \frac{-1,8 - 0}{6 - 0} = -0,3$$

→ La pendiente es $-k = -0,3 \rightarrow k = 0,3 \frac{1}{s}$.

Vida media = $T_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k} = 2,21$ minutos. Deben transcurrir 2,21 minutos para que la concentración inicial se reduzca a la mitad.

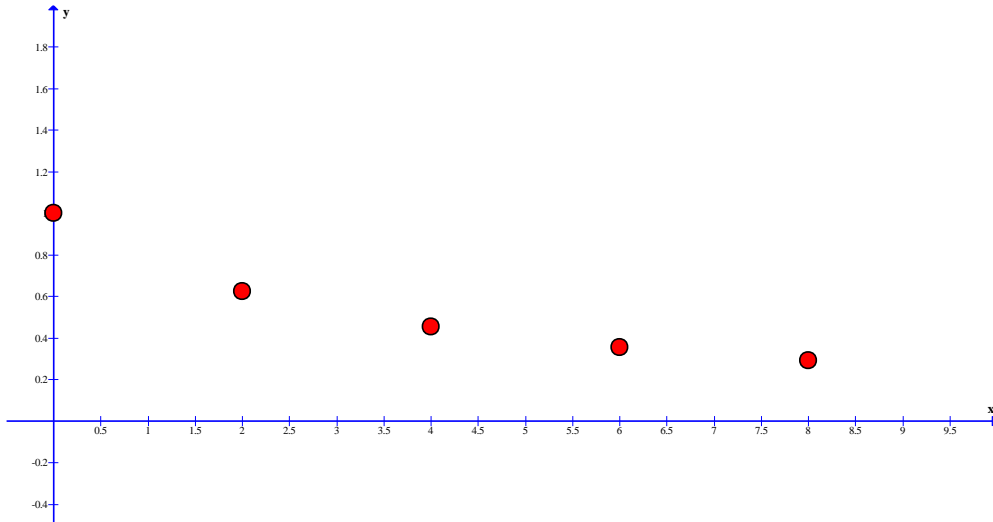
19. Dada la siguiente tabla, ¿Cuál es el orden de la reacción respecto de A? ¿Cuánto vale la constante de velocidad? ¿Cuál es la vida media?

[A] mol/L.	1	0,625	0,455	0,357	0,294
t (min.)	0	2	4	6	8

VER VÍDEO <https://youtu.be/lnjOpKuipaQ>

Orden 0: $v = \frac{d[A]}{dt} = -k \rightarrow d[A] = -k \cdot dt$ Integrando $y=n-kx$ $[A] = [A]_0 - k \cdot t$

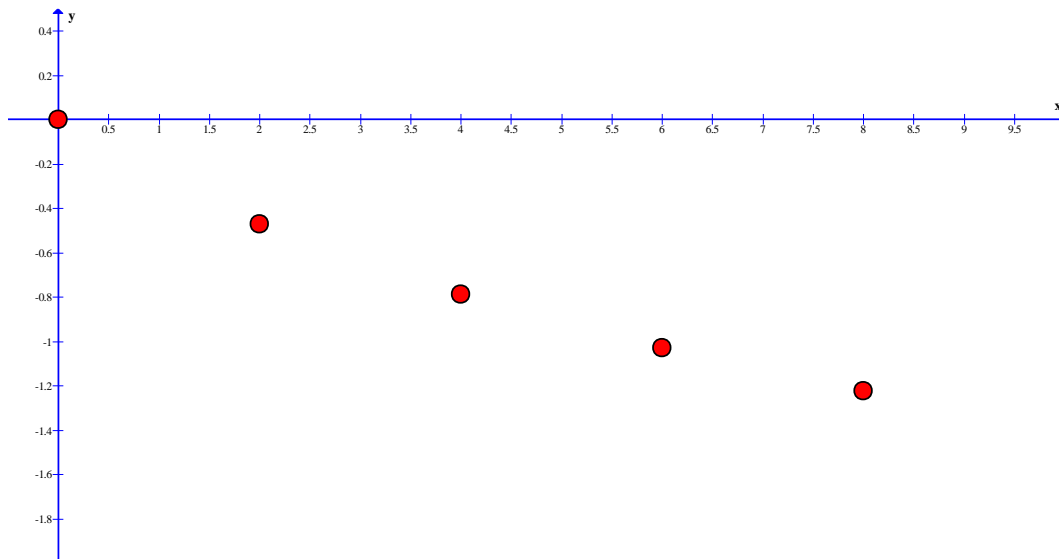
Si representamos [A] frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k.



Orden 1: $v = \frac{d[A]}{dt} = -k \cdot [A] \rightarrow \frac{d[A]}{[A]} = -k \cdot dt \quad \xrightarrow{\text{Integrando}} \quad \overbrace{\ln[A] = \ln[A]_0 - k \cdot t}^{y=n-kx}$

Si representamos $\ln[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k .

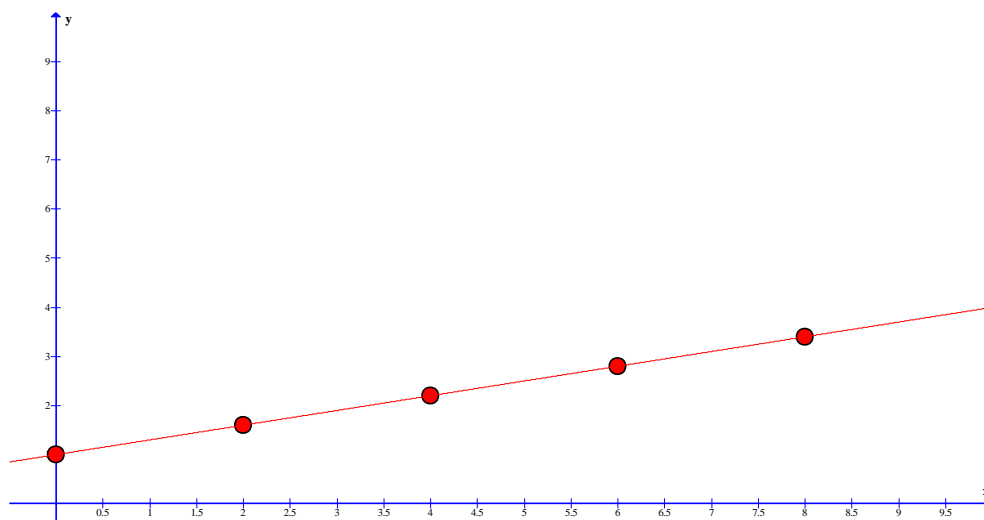
$\ln[A]$	0	-0,47	-0,787	-1,03	-1,224
t (min.)	0	2	4	6	8



Orden 2: $v = \frac{d[A]}{dt} = -k \cdot [A]^2 \rightarrow \frac{d[A]}{[A]^2} = -k \cdot dt \quad \xrightarrow{\text{Integrando}} \quad \overbrace{\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t}^{y=n-kx}$

Si representamos $1/[A]$ frente a t obtenemos una recta. De la pendiente podemos hallar k .

$1/[A]$	1	1,6	2,2	2,8	3,4
t (min.)	0	2	4	6	8



La reacción resulta ser de orden 2.

Tomamos dos puntos para el cálculo de la pendiente.

$$\begin{cases} (0,1) \\ (2; 1,6) \end{cases} m = \frac{1,6 - 1}{2 - 0} = 0,3$$

$$\begin{cases} (0,1) \\ (6; 2,8) \end{cases} m = \frac{2,8 - 1}{6 - 0} = 0,3$$

→ La pendiente es $k = 0,3 \frac{\text{L}}{\text{s. mol}}$

Vida media = $T_{\frac{1}{2}} = \frac{\ln 2}{k} = 2,21$ minutos. Deben transcurrir 2,21 minutos para que la concentración inicial se reduzca a la mitad.