



CINÉTICA QUÍMICA | QUÍMICA 2.º BACH

EJERCICIOS

ALBA LÓPEZ VALENZUELA

1. Escribe la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones:

a) $\text{NO(g)} + \text{O}_3\text{(g)} \longrightarrow \text{NO}_2\text{(g)} + \text{O}_2\text{(g)}$, si sabemos que la reacción es de primer orden con respecto a cada reactivo;

b) $2\text{CO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{CO}_2\text{(g)}$, si sabemos que es de primer orden con respecto al O_2 y de segundo orden con respecto al CO.

Solución: a) $v = k[\text{NO}][\text{O}_3]$; b) $v = k[\text{CO}]^2[\text{O}_2]$

2. La reacción: $\text{A} + 2\text{B} \longrightarrow 2\text{C} + \text{D}$ es de primer orden con respecto a cada uno de los reactivos.

a) Escriba la ecuación de velocidad.

b) Indique el orden total de reacción.

c) Indique las unidades de la constante de velocidad.

Solución: a) $v = k[\text{A}][\text{B}]$; b) 2; c) $\text{L mol}^{-1} \text{s}^{-1}$

3. A una hipotética reacción química, $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$, le corresponde la siguiente ecuación de velocidad:

$v = k[\text{A}][\text{B}]$. Indique:

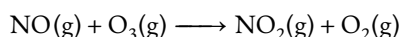
a) El orden de la reacción respecto de A.

b) El orden total de la reacción.

c) Las unidades de la constante de la velocidad.

Solución: a) 1; b) 2; c) $\text{L mol}^{-1} \text{s}^{-1}$

4. La destrucción de la capa de ozono es debida entre otras a la siguiente reacción:



La velocidad de reacción que se ha obtenido en tres experimentos en los que se ha variado las concentraciones iniciales de los reactivos ha sido la siguiente:

Experimento	$[\text{NO}]_0 \text{ (M)}$	$[\text{O}_3]_0 \text{ (M)}$	Velocidad inicial (mol/Ls)
1	1.0×10^{-6}	3.0×10^{-6}	6.6×10^{-5}
2	1.0×10^{-6}	9.0×10^{-6}	1.98×10^{-4}
3	3.0×10^{-6}	9.0×10^{-6}	5.94×10^{-4}

a) Determinar los órdenes parciales.

b) Determinar el orden total de reacción.

c) Determinar la ecuación de velocidad.

d) Calcular el valor de la constante de velocidad y sus unidades.

Solución: a) $\alpha = 1$, $\beta = 1$; b) 2; c) $v = k[\text{NO}][\text{O}_3]$; d) $2.2 \times 10^7 \text{ L mol}^{-1} \text{s}^{-1}$

5. Se estudia la cinética de la siguiente reacción química en fase gaseosa, $\text{NO(g)} + \text{O}_2\text{(g)} \longrightarrow 2\text{NO}_2\text{(g)}$, y se obtiene que, a cierta temperatura, mantenida constante, la velocidad inicial de la reacción depende de las concentraciones como viene ilustrado en la tabla.

Experimento	$v \text{ (mol L}^{-1} \text{s}^{-1})$	$[\text{NO}]_0 \text{ (mol L}^{-1})$	$[\text{O}_2]_0 \text{ (mol L}^{-1})$
1	0.028	0.020	0.010
2	0.056	0.020	0.020
3	0.224	0.040	0.020
4	0.014	0.010	0.020

a) Determinar los órdenes parciales y el orden global de reacción.

b) Calcular el valor de la constante de velocidad y sus unidades.

c) Escribe la ecuación cinética.

Solución: a) $\alpha = 2$, $\beta = 1$, O.T. = 3; b) $k = 7000 \text{ L}^2 / \text{mol}^2 \text{s}$; c) $v = k[\text{NO}]^2[\text{O}_2]$

6. Para la reacción $A + B \longrightarrow \text{Productos}$, se han realizado cuatro experiencias en las que se determinan las velocidades iniciales de reacción para diferentes concentraciones de reactivos. Los resultados se muestran en la siguiente tabla:

Experimento	$[A]_0$ (mol/L)	$[B]_0$ (mol/L)	v (mol/Ls)
1	1.0	0.5	1.2×10^{-3}
2	2.0	1.0	9.6×10^{-3}
3	1.0	1.0	2.4×10^{-3}
4	2.0	0.5	4.8×10^{-3}

- a) Indica los órdenes parciales de la reacción y el orden global.
 b) Escribe la ecuación de la velocidad.
 c) ¿En qué unidades se mide la constante de velocidad?
 d) ¿Cuánto valdría la velocidad de reacción si las concentraciones iniciales fueran 1.5 mol/L para A y para B?

Solución: a) $\alpha = 2$, $\beta = 1$, O.G. = 3; b) $v = k[A]^2[B]$; c) L^2/mol^2s d) $8.1 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

7. Para la reacción $A + B \longrightarrow \text{Productos}$, se han realizado tres experiencias en las que partiendo de ciertas concentraciones iniciales de A y B, se obtuvieron los valores de velocidad de reacción que se indican en la tabla.

Experimento	$[A]$ (mol/L)	$[B]$ (mol/L)	v (mol/L min)
1	0.020	0.010	1.2×10^{-5}
2	0.020	0.020	4.8×10^{-5}
3	0.040	0.010	1.2×10^{-5}

- a) Órdenes parciales respecto a A y B.
 b) Orden global de la reacción.
 c) Ecuación de velocidad.
 d) El valor y las unidades de la constante de velocidad.
 e) La velocidad de reacción cuando las concentraciones iniciales de A y B son 0.030 M.

Solución: a) $\alpha = 0$, $\beta = 2$; b) O.G. = 2; c) $v = k[B]^2$; d) 0.12 L/mol min; e) $1.08 \times 10^{-4} \text{ mol/L min}$

8. Para una reacción genérica $A + B \longrightarrow \text{Productos}$, se han realizado tres experimentos. En ellos se han obtenido estos valores de velocidad de reacción:

Experimento	$[A]$ (mol/L)	$[B]$ (mol/L)	v (mol/L min)
1	2.00	1.00	2.00×10^{-3}
2	0.50	1.00	0.50×10^{-3}
3	1.00	2.00	4.00×10^{-3}

Indica los órdenes parciales con respecto a A y B y el orden global de reacción.

Solución: a) $\alpha = 1$, $\beta = 2$, O.G. = 3

9. Se ha estudiado una reacción química que obedece al tipo $aA + bB \longrightarrow \text{productos}$. Tras diversos ensayos se sabe que la velocidad se duplica al duplicar la concentración de A y se reduce a la cuarta parte al reducir a la mitad la concentración de B.

- a) Calcula el orden de reacción global.
 b) ¿Cómo es su ecuación de velocidad?
 c) ¿En cuánto ha de aumentarse la concentración de A para cuadruplicar la velocidad de la reacción? ¿y la de B para lograr el mismo objetivo?

Solución: a) O.G. = 3; b) $v = k[A][B]^2$; c) 4 veces, 2 veces.

10. La reacción de formación del fosgeno (COCl_2) es $\text{CO(g)} + \text{Cl}_2\text{(g)} \longrightarrow \text{COCl}_2\text{(g)}$ y tiene la ecuación de velocidad: $v = k[\text{CO}][\text{Cl}_2]^2$. Explica cómo variará la velocidad de reacción en los siguientes casos:

- Si se duplica la concentración de cloro.
- Si se duplica la concentración de monóxido de carbono.
- Si se duplica la concentración de ambos reactivos.
- Si se reduce a la mitad la concentración de ambos reactivos.

Solución: a) $v = 4v_0$; b) $v = 2v_0$; c) $v = 8v_0$; d) $v = \frac{1}{8}v_0$

11. [EBAU, Extremadura 2020] Para la reacción $2\text{A(g)} + \text{B(g)} \longrightarrow \text{C(g)} + \text{D(g)}$ se obtuvieron los siguientes resultados:

Experimento	$[\text{A}]_0 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$[\text{B}]_0 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$v \text{ (mol L}^{-1} \text{s}^{-1}\text{)}$
1	0.7	0.4	0.15
2	1.4	0.4	0.60
3	1.4	0.8	1.20

- Escribir la expresión de la velocidad indicando el orden global de la reacción.
- Calcular el valor y las unidades de la constante de velocidad.

Solución: a) $v = k[\text{A}]^2[\text{B}]$, O.G.=3; b) $0.77 \text{ L}^2/\text{mol}^2\text{s}$

12. [EBAU, Extremadura 2019] Para la reacción $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{C}$ se obtuvieron los siguientes resultados:

Experimento	$[\text{A}]_0 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$[\text{B}]_0 \text{ (mol L}^{-1}\text{)}$	$v \text{ (mol L}^{-1} \text{s}^{-1}\text{)}$
1	0.2	0.2	X
2	0.4	0.2	$2X$
3	0.2	0.4	$4X$

- Calcular el orden global de la reacción y escribir la ecuación de velocidad.
- Determinar el valor y las unidades de la constante de velocidad si $X = (1.5 \times 10^{-3} \text{ mol L}^{-1} \text{s}^{-1})$.

Solución: a) O.G.=3, $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$; b) $0.1875 \text{ L}^2/\text{mol}^2\text{s}$

13. Para la reacción $\text{A} + 2\text{B} + \text{C} \longrightarrow \text{D} + 2\text{E}$ se encontraron experimentalmente las velocidades en función de las concentraciones de los reactivos que se muestran en la tabla.

Experimento	$[\text{A}] \text{ M}$	$[\text{B}] \text{ M}$	$[\text{C}] \text{ M}$	$v \text{ de formación de D (M/min)}$
I	2.0	2.0	2.0	2.0
II	2.0	1.0	2.0	2.0
III	4.0	4.0	2.0	8.0
IV	2.0	4.0	1.0	1.0

- Halla los órdenes parciales de cada reactivo y el orden global.
- Escribe la ecuación de velocidad.
- ♣ En el experimento II, ¿cuál es la velocidad de formación de E (en M/min)?.
- Halla el valor de la constante de velocidad con sus unidades.

Solución: a) $\alpha = 2, \beta = 0, \gamma = 1$, O.G.=3; b) $v = k[\text{A}]^2[\text{C}]$; c) $v_D = \frac{1}{2}v_E \rightarrow v_E = 4.0$; d) $0.25 \text{ L}^2/\text{mol}^2 \text{ min}$

14. [EBAU, Extremadura 2017] La ecuación de velocidad de una reacción química es: $v = k[A]^\alpha$, siendo α el orden de reacción.

a) Con los datos siguientes, determinar el valor de α :

[A] M	v (M s ⁻¹)
0.2	1.2×10^{-2}
0.4	4.8×10^{-2}

b) Calcular el valor y unidades de la constante de velocidad.

Solución: a) $\alpha=2$; b) 0.3 L/mols

15. [EBAU, Extremadura 2018] Para una reacción entre las sustancias A y B se han obtenido los siguientes resultados, a temperatura constante:

[A] (M)	[B] (M)	v (M s ⁻¹)
0.12	0.045	6.5×10^{-4}
0.24	0.090	2.6×10^{-3}
0.72	0.090	7.8×10^{-3}

Considerando que la ecuación de velocidad es $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$, determinar:

a) Los valores de α y β e indicar cuál es el orden global de reacción.

b) La constante de velocidad con sus unidades.

Solución: a) $\alpha = 1$, $\beta = 1$, O.G.=2; b) 0.12 L mol⁻¹ s

..... **Ecuación de Arrhenius**
 Datos: $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

16. Para la reacción $A(g) \longrightarrow B(g) + C(g)$, se sabe que su energía de activación es 140 kJ mol^{-1} , y su constante de velocidad vale 0.34 s^{-1} , a 300°C . a) Calcular el factor de frecuencia y sus unidades; b) Razonar el orden de la reacción y calcular la concentración inicial de A(g) si la velocidad de reacción es $0.68 \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$.

Solución: a) $2 \times 10^{12} \text{ s}^{-1}$; b) orden 1, 2 M

17. Para la reacción de formación del HI a 400°C a partir de H_2 y I_2 la energía de activación es $197.8 \text{ kJ mol}^{-1}$. Calcula el aumento que experimentará la velocidad de dicha reacción al pasar de 400°C a 500°C .

Solución: $v_2 = 100v_1$

18. Calcula la energía de activación para una reacción cuya velocidad se cuadruplica al pasar de 290 K a 312 K.

Solución: $E_a = 47.4 \text{ kJ/mol}$

19. Para la reacción $2 \text{NO}_2(g) \longrightarrow 2 \text{NO}(g) + \text{O}_2(g)$ se han obtenido los siguientes datos relativos a la constante de velocidad:

T (K)	k (mol/L) ⁻¹ s ⁻¹
375	1.60
430	7.50

a) Calcula la E_a .

b) A la vista de las unidades de k , indica de qué orden es la reacción.

Solución: a) $E_a = 37.7 \text{ kJ/mol}$; b) orden 2

20. [EBAU, Extremadura 2017] Para una reacción de primer orden, la constante de velocidad a 100°C se multiplica por diez al incrementar la temperatura en 50°C .

a) Hallar el valor de la energía de activación de la reacción.

b) Razonar las unidades que tendrá la constante de velocidad de esta reacción.

Datos: $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) $E_a = 60.4 \text{ kJ/mol}$; b) s⁻¹

21. [EBAU, Extremadura 2020] La constante de velocidad de una reacción tiene un valor de 0.25 s^{-1} a 25°C . Sabiendo que la constante de velocidad se duplica a 35°C , calcular:

- a) la energía de activación (E_a);
b) el factor de frecuencia (A);
c) el orden global de la reacción.

Datos: $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) $E_a = 52.9 \text{ kJ/mol}$; b) $A = 4.68 \times 10^8 \text{ s}^{-1}$; c) orden 1

22. [Grado en Química, UNEX] En la reacción entre $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{CO}_2(\text{g})$, la energía de activación vale $27.44 \text{ kcal mol}^{-1}$ y la constante de velocidad a 327°C es $0.385 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$. Calcular: a) La temperatura a la que la constante valdrá $16.11 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$; b) el factor de frecuencia y c) la constante de velocidad a 373°C .

Solución: a) $T = 443^\circ\text{C}$; b) $A = 3.73 \times 10^9 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$; c) $k = 2 \text{ L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$

23. [EBAU, Extremadura 2019] A 25°C la constante de velocidad de una reacción vale 0.035 s^{-1} . Esta reacción tiene una energía de activación de 40.5 kJ mol^{-1} .

- a) Determinar el valor de la constante de velocidad a 75°C .
b) Razonar cuál será el orden de la reacción mediante la información disponible.

Datos: $R = 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$

Solución: a) $k = 0.37 \text{ s}^{-1}$; b) orden 1

24. [Grado en Química, UNEX] La velocidad de la hidrólisis del tejido de músculo de pescado es doble a 2.2°C que a -1.1°C . Calcular la energía de activación para esta reacción. ¿Tendrá este hecho alguna relación con el almacenamiento de pescado?

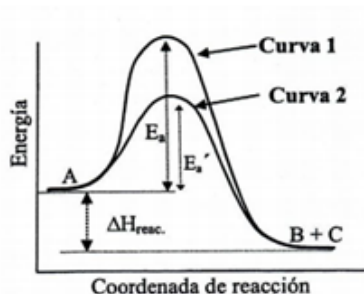
Solución: a) $E_a = 130.7 \text{ kJ/mol}$

..... Diagramas energéticos

25. En una determinada reacción del tipo $A + B \longrightarrow \text{productos}$, la E_a de la reacción directa es 145 kJ/mol , y la ΔH , 76 kJ/mol . ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica? ¿Cuánto valdrá la E_a de la reacción inversa?

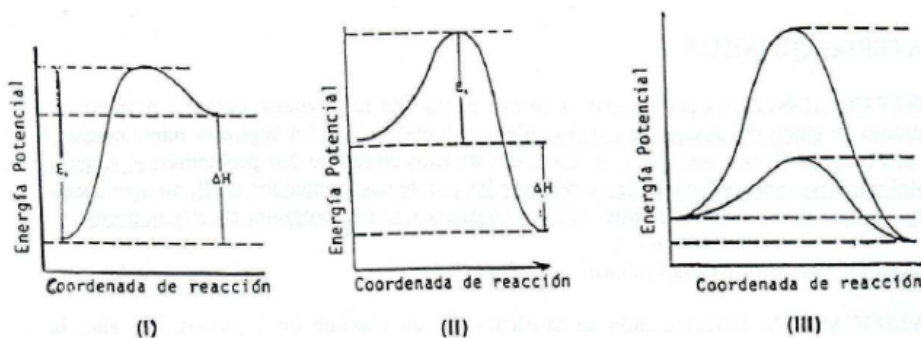
Solución: $E_a' = 69 \text{ kJ/mol}$

26. ¿Qué le ocurriría a la velocidad de una reacción si se incrementa la energía de activación? ¿y si se eleva la temperatura?
27. Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción $A \longrightarrow B + C$, conteste razonadamente a las siguientes preguntas:
- a) ¿Cuál puede ser la causa de la diferencia entre la curva 1 y la 2?
- b) ¿Para cuál de las dos curvas la reacción transcurre a mayor velocidad?
- c) ¿Qué le sucederá a las constantes de velocidad de reacción si se aumenta la temperatura?
- d) ¿La reacción es exotérmica o endotérmica?



28. A partir de las gráficas energía-coordenada de reacción, razonar:

- ¿Cuáles son reacciones exotérmicas y cuáles endotérmicas?
- Con respecto a I y II, cuál tiene mayor energía de activación y cuál mayor entalpía de reacción.
- En la gráfica III, se representa una curva de la reacción sin catalizar y la curva de la reacción catalizada. Señala cuál es cuál, dibuja las entalpías de reacción sin catalizar ΔH y catalizada $\Delta H'$ y las energías de activación sin catalizar E_a y catalizada E'_a .



29. Los siguientes datos describen cuatro reacciones químicas del tipo: $A + B \longrightarrow C + D$

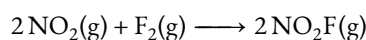
Reacción	E_a (kJ mol ⁻¹)	ΔG (kJ mol ⁻¹)	ΔH (kJ mol ⁻¹)
1	1	-2	0.2
2	0.5	5	-0.8
3	0.7	0.7	0.6
4	1.5	-0.5	-0.3

Se desea saber:

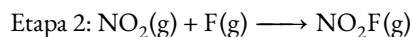
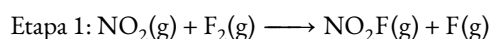
- ¿Cuál es la reacción más rápida?
- ¿Cuál o cuáles de estas reacciones son espontáneas?
- ¿Cuál o cuáles son endotérmicas?
- ¿Qué valores de la tabla podrían modificarse por la presencia de un catalizador en cualquiera de las situaciones anteriores?

..... **Mecanismos de reacción**

30. La siguiente reacción entre el dióxido de nitrógeno y el flúor:



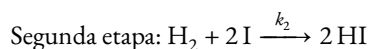
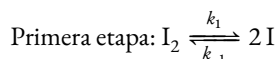
Se lleva a cabo en dos etapas elementales:



Experimentalmente se obtuvo que la ecuación de velocidad del proceso es: $v = k[\text{NO}_2][\text{F}_2]$

¿Cuál es la etapa determinante del proceso?

31. ♣ El mecanismo de reacción $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \longrightarrow 2\text{HI}(\text{g})$ tiene dos etapas:



Sabiendo que $k_2 \ll k_1$ y k_{-1} , determina su ecuación cinética.

Solución: $v = k[\text{H}_2][\text{I}_2]$

Integración de la ecuación cinética

Integración de la ecuación cinética

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

Orden 0

$$[A] = [A]_0 \cdot e^{-kt}$$

Orden 1

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

Orden 2

32. ♣ La descomposición de la sustancia A sigue una cinética de segundo orden, cuya constante vale $k = 0.82 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$. Si $[A]_0 = 0.5 \text{ mol/L}$, obtén $[A]$ cuando hayan transcurrido 3 s.

Solución: $[A] = 0.224 \text{ mol/L}$

33. ♣ Para el proceso $R \longrightarrow S + T$, k vale 0.025. Si $[R]_0 = 0.8 \text{ mol/L}$, calcula $[R]$ al cabo de 20 s para las siguientes cinéticas referidas a dicha sustancia: a) orden 0, b) orden 1, c) orden 2.

Solución: a) $[A] = 0.3 \text{ mol/L}$; b) $[A] = 0.49 \text{ mol/L}$; c) $[A] = 0.57 \text{ mol/L}$

34. Razona la veracidad de las siguientes afirmaciones:

- Las unidades de la velocidad de reacción dependen de cada tipo de reacción.
- La velocidad de reacción puede medirse en mol/Ls.
- La velocidad de reacción no tiene unidades.
- La velocidad de una reacción aumenta con el tiempo.
- La constante cinética, k , tiene siempre las mismas unidades, independientemente del orden de reacción.
- Que el orden parcial de un reactivo sea 0 indica que la velocidad no depende de la concentración de dicho reactivo.
- Si el orden parcial de un reactivo es negativo, quiere decir que la velocidad es inversamente proporcional a la concentración de ese reactivo.
- Si una reacción es de segundo orden con respecto a un reactivo significa que si duplicamos la concentración de dicho reactivo también se duplica la velocidad de la reacción.
- La ecuación de velocidad no puede depender de 3 o más reactivos.
- El complejo activado del estado de transición tiene menor energía que los reactivos y productos.
- Para una reacción exotérmica, la energía de activación de la reacción directa es menor que la energía de activación de la reacción inversa.
- La acción de un catalizador no influye en la velocidad de reacción.
- Un inhibidor actúa disminuyendo la energía de activación de un proceso.
- Si en una reacción añadimos un catalizador la entalpía de reacción disminuye.
- Si en una reacción añadimos un inhibidor la reacción se hace más espontánea.
- Si en una reacción añadimos un catalizador la energía de activación aumenta.
- Si añadimos un catalizador podemos conseguir obtener más cantidad de producto.
- Si en una reacción añadimos un catalizador se llega más rápido al equilibrio.
- Un catalizador actúa bajando la entalpía de los productos y haciendo la reacción más exotérmica.
- La temperatura no influye en la velocidad.
- Una reacción a 200 K es más lenta que una a 300 K.
- La presión sólo influye en reacciones en fase gaseosa.
- En una reacción en la que intervienen varias etapas, la etapa determinante es la más rápida.
- Un intermedio de reacción es aquel que aparece en alguna de las etapas pero no en la reacción global.
- En una reacción reversible, las constantes k_1 y k_{-1} son idénticas.
- En un proceso reversible, $A \rightleftharpoons B$, y además, endotérmico, la energía de activación del proceso directo ($A \longrightarrow B$) es menor que la energía de activación del proceso inverso ($B \longrightarrow A$).