



# 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  $\text{O}_2$  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) Escribe 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:

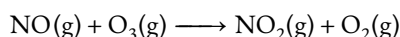
a) El orden de la reacción respecto de A.

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	$1.0 \times 10^{-6}$	$3.0 \times 10^{-6}$	$6.6 \times 10^{-5}$
2	$1.0 \times 10^{-6}$	$9.0 \times 10^{-6}$	$1.98 \times 10^{-4}$
3	$3.0 \times 10^{-6}$	$9.0 \times 10^{-6}$	$5.94 \times 10^{-4}$

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

6. Para la reacción  $A + B \longrightarrow$  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] <sub>0</sub> (mol/L)	[B] <sub>0</sub> (mol/L)	v (mol/Ls)
1	1.0	0.5	$1.2 \times 10^{-3}$
2	2.0	1.0	$9.6 \times 10^{-3}$
3	1.0	1.0	$2.4 \times 10^{-3}$
4	2.0	0.5	$4.8 \times 10^{-3}$

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

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

7. Para la reacción  $A + B \longrightarrow$  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	$1.2 \times 10^{-5}$
2	0.020	0.020	$4.8 \times 10^{-5}$
3	0.040	0.010	$1.2 \times 10^{-5}$

- Órdenes parciales respecto a A y B.
- Orden global de la reacción.
- Ecuación de velocidad.
- El valor y las unidades de la constante de velocidad.
- 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  $A + B \longrightarrow$  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	$2.00 \times 10^{-3}$
2	0.50	1.00	$0.50 \times 10^{-3}$
3	1.00	2.00	$4.00 \times 10^{-3}$

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

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

9. Se ha estudiado una reacción química que obedece al tipo  $aA + bB \longrightarrow$  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.

- Calcula el orden de reacción global.
- ¿Cómo es su ecuación de velocidad?
- ¿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 ( $\text{COCl}_2$ ) es  $\text{CO}(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \longrightarrow \text{COCl}_2(\text{g})$  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  $2\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \longrightarrow \text{C}(\text{g}) + \text{D}(\text{g})$  se obtuvieron los siguientes resultados:

Experimento	$[\text{A}]_0$ ( $\text{mol L}^{-1}$ )	$[\text{B}]_0$ ( $\text{mol L}^{-1}$ )	$v$ ( $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ )
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	$[\text{A}]_0$ ( $\text{mol L}^{-1}$ )	$[\text{B}]_0$ ( $\text{mol L}^{-1}$ )	$v$ ( $\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$ )
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	$[\text{A}] \text{ M}$	$[\text{B}] \text{ M}$	$[\text{C}] \text{ M}$	$v$ de formación de D ( $\text{M}/\text{min}$ )
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  $\text{M}/\text{min}$ )?
- 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  $\alpha$  el orden de reacción.

a) Con los datos siguientes, determinar el valor de  $\alpha$ :

[A] M	$v$ (M s <sup>-1</sup> )
0.2	$1.2 \times 10^{-2}$
0.4	$4.8 \times 10^{-2}$

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 <sup>-1</sup> )
0.12	0.045	$6.5 \times 10^{-4}$
0.24	0.090	$2.6 \times 10^{-3}$
0.72	0.090	$7.8 \times 10^{-3}$

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

a) Los valores de  $\alpha$  y  $\beta$  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<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>

..... 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<sup>-1</sup>, y su constante de velocidad vale 0.34 s<sup>-1</sup>, 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 mol L<sup>-1</sup> s<sup>-1</sup>.

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<sub>2</sub> y I<sub>2</sub> la energía de activación es 197.8 kJ mol<sup>-1</sup>. 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) <sup>-1</sup> s <sup>-1</sup>
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<sup>-1</sup>

21. [EBAU, Extremadura 2020] La constante de velocidad de una reacción tiene un valor de  $0.25 \text{ s}^{-1}$  a  $25^\circ\text{C}$ . Sabiendo que la constante de velocidad se duplica a  $35^\circ\text{C}$ , 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  $327^\circ\text{C}$  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  $373^\circ\text{C}$ .

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  $25^\circ\text{C}$  la constante de velocidad de una reacción vale  $0.035 \text{ s}^{-1}$ . Esta reacción tiene una energía de activación de  $40.5 \text{ kJ mol}^{-1}$ .

- a) Determinar el valor de la constante de velocidad a  $75^\circ\text{C}$ .
- 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  $2.2^\circ\text{C}$  que a  $-1.1^\circ\text{C}$ . 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 .....  
.....

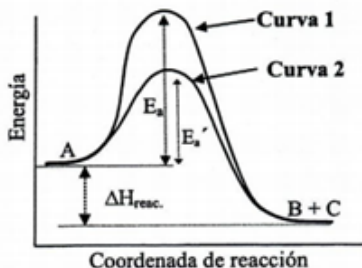
25. En una determinada reacción del tipo  $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{productos}$ , la  $E_a$  de la reacción directa es  $145 \text{ kJ/mol}$ , y la  $\Delta H$ ,  $76 \text{ kJ/mol}$ . ¿Se trata de una reacción exotérmica o endotérmica? ¿Cuánto valdrá la  $E_a$  de la reacción inversa?

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?

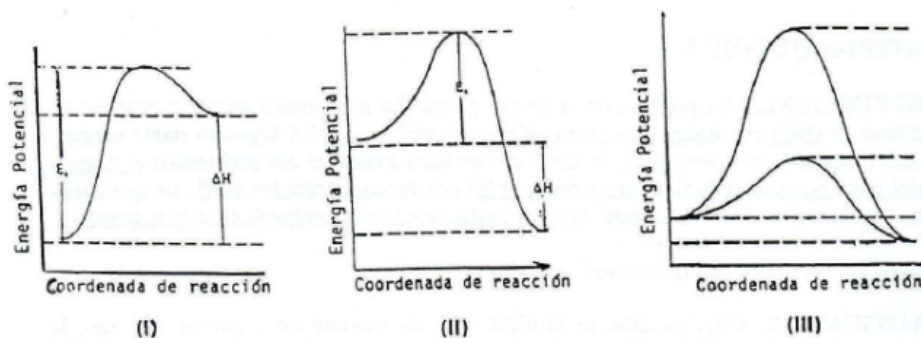
27. Considerando el diagrama de energía que se muestra, para la reacción  $\text{A} \longrightarrow \text{B} + \text{C}$ , conteste razonadamente a las siguientes preguntas:

- 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  $\Delta H$  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:  $A + B \longrightarrow C + D$

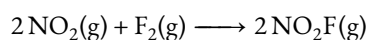
Reacción	$E_a$ ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )	$\Delta G$ ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )	$\Delta H$ ( $\text{kJ mol}^{-1}$ )
1	1	-2	0.2
2	0.5	5	-0.8
3	0.7	0.7	0.6
4	1.5	-0.5	-0.3

Se desea saber:

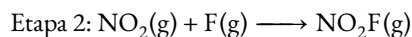
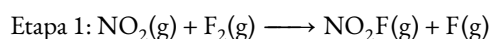
- ¿Cuál es la reacción más rápida?
- ¿Cuál o cuáles de estas reacciones son espontáneas?
- ¿Cuál o cuáles son endotérmicas?
- ¿Qué valores de la tabla podrían modificarse por la presencia de un catalizador en cualquiera de las situaciones anteriores?

..... **Mecanismos de reacción** .....

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



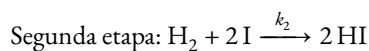
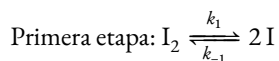
Se lleva a cabo en dos etapas elementales:



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		
$[A] = [A]_0 - kt$	$[A] = [A]_0 \cdot e^{-kt}$	$[A] = \frac{[A]_0}{(1 + [A]_0 kt)}$
Orden 0	Orden 1	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 ( $B \longrightarrow A$ ).