

Cinética Química 3

41. El 4 de junio de 1774, Priestley descubre el dióxido de nitrógeno, al tratar cobre con agua fuerte. En realidad obtuvo una mezcla de NO_2 y NO . Esto era debido a que el NO_2 se descompone según la reacción: $2\text{NO}_2 = 2\text{NO} + \text{O}_2$, coincidiendo los coeficientes estequiométricos con los cinéticos. En esta reacción, si se duplica la concentración del NO_2 , dirás que v :

- a) *No varia* b) *Se duplica* c) *Se cuadruplica* d) *Se reduce a la mitad*

42*. La mayoría de las veces no coinciden los coeficientes estequiométricos con los cinéticos que deben determinarse experimentalmente, así si reaccionaran $A + B$ para producir C , los coeficientes cinéticos deberán ser los exponentes de las concentraciones y por lo tanto $v = k[A]^\alpha[B]^\beta$, y si $\alpha = 1$ y $\beta = 2$: dirás que la reacción será:

- a) *De primer orden respecto a B y de segundo orden respecto a A*
b) *De primer orden respecto a A y de segundo orden respecto a B*
c) *Con coeficientes cinéticos de A y B, respectivamente 2 y 1*
d) *Con coeficientes cinéticos de A y B, respectivamente 1 y 2*
e) *De orden total 3*

43. Los coeficientes estequiométricos sin embargo pueden determinar la velocidad comparada con que se gasta o se forma determinado compuesto en una reacción química, de forma que para una ajustada estequiométricamente $aA + bB = cC$, la velocidad con que se gasta A, respecto a la velocidad con que se gasta B es:

- a) $-b/a$ b) a/b c) b/a d) $-a/b$

mientras que la velocidad con que se gasta B respecto a la velocidad con que se forma C, será:

- a) c/b b) $-c/b$ c) $-b/c$ d) b/c

44*. La hidrólisis de la sacarosa en fructosa y glucosa, realizada por Wihelmy en 1850, sirvió para definir la velocidad de una reacción química de primer orden así como el orden de una reacción. Si en una reacción en la que $A + 2C = 3D$, y si por mucho que aumentes la concentración de C, no percibes alteración en la velocidad de reacción, dirás que:

- a) *La expresión que mejor representa a la velocidad de reacción es $v = k[A][C]^2$*
b) *La reacción será de tercer orden*
c) *La reacción es de orden 1, si el coeficiente estequiométrico coincide con el cinético*
d) *El exponente de la concentración de C, es 0*

45. Se dispone de una reacción $A(g) + B(g) \Rightarrow C(g)$, y se sabe que si duplicas la concentración de A sin variar B, la velocidad se hace doble, pero si duplicas la concentración B sin modificar A, la velocidad se hace cuádruple. Con todo ello podrás asegurar que la reacción es de:

- a) *Primer orden* b) *Segundo orden* c) *Tercer orden* d) *Cuarto orden*

46. En la reacción: $A + B + C = X$, se realizan 4 experimentos para determinar la ley de la velocidad, según la tabla siguiente:

	concentraciones en moles/litro			Velocidades en mol/lit.s
	A	B	C	
1	0,5	0,5	0,5	0,015
2	0,5	1,0	0,5	0,015
3	0,5	1,0	1,0	0,060
4	1,0	0,5	0,5	0,030

De lo que podrás asegurar que la velocidad de dicha reacción será:

- a) $v = k[A][B][C]$
- b) $v = k[A]^2[B][C]$
- c) $v = k[A]^2[C]^4$
- d) $v = k[A][C]^2$
- e) $v = k[A]^2[B][C]^4$

47. Si en una hipotética reacción $A + B = \text{productos}$, en la que las velocidades de reacción se expresan en mol/L.s, en relación con las concentraciones de A y B (mol/L), varían según la tabla:

	Concentraciones moles/L		Velocidades en mol/lit.s
	A	B	
1	0,10	0,20	0,030
2	0,20	0,20	0,060
3	0,20	0,30	0,060
4	0,30	0,30	0,090

Dirás que el orden total de la reacción es: a) 1 b) 2 c) 3 d) 4
 mientras que la constante específica en s^{-1} , será: a) 0,1 b) 0,2 c) 0,3 d) 0,4

48*. Luis Thenard, es conocido por el descubrimiento del boro, en junio de 1808, pero también fue el que descubrió y obtuvo el agua oxigenada, 10 años después. Esta sustancia se descompone, observándose la variación de su masa en función del tiempo $t = 0 \text{ min} / M = 200 \text{ g}$. $t = 2 \text{ min} / M = 150 \text{ g}$ - $t = 4 \text{ min} / M = 110$ / $t = 6 \text{ min} / M = 80 \text{ g}$ - $t = 8 \text{ min} / M = 55 \text{ g}$.

Con estos datos asegurarás que la velocidad, media entre 2 y 4 min, será:

- a) 0.59 mol/min b) 20 g/min c) 10 g/min d) 1 mol/min

49. Una reacción de orden 0, es aquella en la que la velocidad de reacción depende sólo de:

- a) La temperatura y la energía de activación
- b) La temperatura y la concentración de los reaccionantes
- c) La energía de activación y la concentración de los reaccionantes
- d) La temperatura

50. Mientras que la molecularidad de una reacción química siempre será un número entero, el orden en algunas reacciones complejas, puede serlo decimal. Así si en una hipotética reacción $A + B = \text{productos}$, las velocidades de reacción en moles/L.s, en relación con las concentraciones de A y B, varían según la tabla:

	Concentraciones moles/L		Velocidades en mol/L.s
	A	B	
1	0,10	0,06	0,0400
2	0,20	0,06	0,0800
3	0,10	0,12	0,0565

Dirás que el orden total de la reacción es: a) 2 b) 1 c) 1,5 d) 2,5
 mientras que la constante específica en $(L/mol)^{0,5} \cdot \text{min}$ será:
 a) 0,16 b) 1,62 c) 16,2 d) 162

51. Se dispone de una reacción $A(g) + B(g) \rightarrow C(g)$, de la que se dan los datos incluidos en la tabla adjunta.

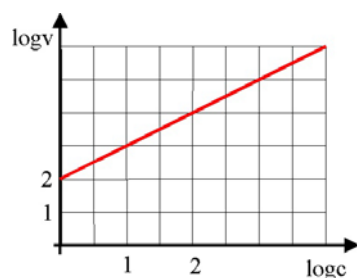
	[A] mol/L	[B] mol/L	v (mol(L.min)
1	0,1	0,03	0,2
2	0,2	0,03	0,8
3	0,1	0,12	1,6

Según los datos, podrás asegurar que la reacción es de:

- a) Orden 2 respecto a A
- b) Orden total 3
- c) Las unidades de la constante cinética son $L^2/mol^2 \cdot \text{min}$
- d) El valor numérico de la constante cinética será 3849

52. Por lo general las reacciones químicas suelen ser de primer o de segundo orden, porque la probabilidad de que se produzcan colisiones simultáneas entre tres o más moléculas, es muy pequeña. De esa forma, las colisiones suelen ocurrir por etapas, siendo la más lenta, la determinante para fijar el orden de una reacción, por eso conviene distinguir los coeficientes estequiométricos que regulan las relaciones de masa de una reacción química, entre reaccionantes y productos, con los coeficientes cinéticos, que regulan la velocidad de dicha reacción, así si te dicen que en la síntesis del amoníaco por el procedimiento Haber-Bosch, partiendo de nitrógeno e hidrógeno, para obtener dos moléculas de amoníaco, la fase lenta es la disociación de la molécula de nitrógeno, asegurarás que la diferencia entre dichos coeficientes será de :

- a) 2 b) 4 c) 1 d) 3



53. El gráfico que te dan, representa la variación del logaritmo decimal de la velocidad con el logaritmo de la concentración, en la descomposición de determinada sustancia. Según su estudio podrás afirmar que:

- a) La reacción es de primer orden
- b) La reacción es de segundo orden
- c) La velocidad específica de reacción tiene la dimensión de tiempo
- d) La reacción sería bimolecular

54*. La reacción en fase gaseosa $A+2B\rightarrow C$, sólo depende de la concentración de A, de tal manera que si se duplica la concentración de A, la velocidad de reacción también se duplica. De todo ello podrás argumentar que:

- La reacción es de primer orden*
- La velocidad específica de reacción se medirá en segundos, en el sistema internacional*
- Si aumenta el volumen del recipiente que contiene a los reaccionantes, aumenta la velocidad*
- Si aumenta la temperatura a la que ocurre la reacción, la velocidad disminuirá*

55. La velocidad de la reacción $2A + B \rightarrow C$, en fase gaseosa sólo depende de la temperatura y de la concentración de A, de tal manera que si se duplica ésta, la velocidad se cuadruplica. Según eso podrás asegurar que:

- El reactivo para el que cambia más deprisa la concentración es el B*
- El orden de la reacción respecto a B es 1*
- El orden de la reacción total de la reacción es 2*
- Si disminuye el volumen del recipiente la velocidad de la reacción disminuye*

56. La reacción en fase gaseosa $A+B\rightarrow 2C+D$, es endotérmica y su ecuación cinética es $v=k[A]$. Por lo tanto podrás asegurar que:

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

57*. Dada la reacción en fase gaseosa $A+B\rightarrow C+D$, ideal, y siendo su ecuación cinética $v=k[B]^3$. Dirás que la velocidad aumenta:

- Al disminuir el volumen del sistema a la mitad*
- Al aumentar las concentraciones de los productos sin modificar el volumen del sistema*
- Al utilizar un catalizador*
- Al aumentar la concentración de A*

58*. Dada la reacción en fase gaseosa $A+2B\rightarrow 3C$, y coincidiendo los coeficientes estequiométricos con los cinéticos dirás que:

- La velocidad de desaparición de A, es el doble de la de desaparición de B*
- La velocidad con que se gasta A es la mitad de la que se gasta B*
- La velocidad con que se forma C es el triple de la que tiene A al consumirse*
- La velocidad con que forma C es 2/3 de veces la que tiene B al consumirse*

59. La reacción en fase gaseosa $A+B\rightarrow C+D$, es endotérmica y su ecuación cinética es $v=k[A]^2$. Por todo ello podrás asegurar que:

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

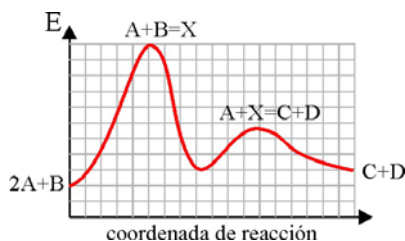
60. En 1881, Warder estudió la reacción de saponificación del acetato de etilo con hidróxido sódico, en ella, el acetato de etilo en medio básico sufría una hidrólisis, generando el acetato sódico y etanol. En esta reacción la velocidad no sólo depende de la concentración del acetato de etilo, sino también del hidróxido sódico, completamente disociado en medio acuoso, por eso el orden de esta reacción será de:

- 1
- 2
- 3
- 4

61. Para la reacción en fase gaseosa $\text{CO} + \text{NO}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{NO}$, la ecuación de la velocidad es $v = k[\text{NO}_2]^2$.

Por lo que podrás asegurar que

- El orden total de la reacción es 3
- La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2
- La constante de la velocidad no depende de la temperatura
- Si la velocidad se expresa en $\text{mol/L}\cdot\text{s}$ y la concentración en mol/L , la constante de la velocidad se medirá en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$



62. La reacción $2\text{A} + \text{B} = \text{C} + \text{D}$, cuyo perfil energético te dan, se presenta en 2 etapas tal como se aprecia en la figura. Una lenta, en la cual $\text{A} + \text{B}$, produce X, y otra rápida en la que $\text{A} + \text{X}$ dan $\text{C} + \text{D}$. Si la velocidad específica es de $2000 \text{ L/mol}\cdot\text{segundo}$ y las concentraciones de A y B son respectivamente de $6 \cdot 10^{-8}$ y $2 \cdot 10^{-8} \text{ mol/L}$, la velocidad de dicha reacción será en $\text{mol/L}\cdot\text{seg}$:

- $1,2 \cdot 10^{-4}$
- $1,2 \cdot 10^{-15}$
- $2,4 \cdot 10^{-14}$
- $2,4 \cdot 10^{-12}$



63*. La reacción del yodo y el hidrógeno, fue estudiada en profundidad por Lemoine y Bodenstein a finales del siglo XIX. Durante mucho tiempo se tomó como ejemplo de reacción de segundo orden y bimolecular, por formarse un estado de transición al colisionar una molécula de yodo con otra de hidrógeno, sin embargo estudios posteriores comprobaron que su mecanismo era mucho más complejo. Por lo general tienen lugar en varios pasos, como los que se dan en la gráfica de su perfil energético. De éste, dirás que:

- de 1 a 2, v_1 es menor que de 2 a 3
- de 3 a 4, es el proceso que determinará el orden de la reacción
- 3 es un intermedio estable
- La reacción que indica ese perfil es endotérmica