

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

Solución

Si coinciden los coeficientes cinéticos con los estequiométricos, $v=k[\text{NO}_2]^2$, siendo de orden 2, y por lo tanto $v_f=k[2\text{NO}_2]^2$ $v_f=4k[\text{NO}_2]^2$. Si se sustituye la expresión general, $v_f=4v$, por lo tanto la velocidad se hace cuatro veces mayor como se indica en c.

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

Solución

La expresión de la velocidad será $v=k[A]^1[B]^2$, y por lo tanto será de primer orden respecto a A , y de segundo orden respecto a B , siendo el orden total, la suma=3, como se indica en las propuestas b y e. Los coeficientes cinéticos respectivos serán tal como los exponentes dados o sea como se indica en d.

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

Solución

Teniendo en cuenta el concepto de velocidad de una reacción

$v = -d[A]/adt = -d[B]/bdt = d[C]/cdt$. Ahora bien $v_A = -d[A]/dt$; $v_B = -d[B]/dt$; $v_C = d[C]/dt$, por lo tanto despejando en la primera expresión $d[A]/dt = a d[B]/bdt$, por lo que $(d[A]/dt)/d[B]/dt = a/b$, como se indica en b.

Repetiendo el razonamiento, como $-d[B]/bdt = d[C]/cdt$, $(d[B]/dt)/d[C]/dt = -b/c$, como se propone en 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

Solución

La expresión sería $v = k[A]^\alpha[C]^\beta$, pero como no depende de la concentración de C , $\beta = 0$, con lo cual $v = k[A]^\alpha$. Si el coeficiente estequiométrico de A , coincide con el cinético, la reacción será de orden 1. Por lo tanto son correctas las propuestas c y d.

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

Solución

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$; aplicándola a los datos

1: $2v = k[2A]^\alpha [B]^\beta$; 2: $4v = k[A]^\alpha [2B]^\beta$

Con los datos dados dividiendo: (2)/(1) y aplicando logaritmos; $\alpha = \log 2 / \log 2 = 1$, $3/1$; $\beta = \log (4) / \log 2 = 2$.

El orden total $1+2=3$ como se indica en c; por lo que la expresión de v, será $v = k[A]^1 [B]^2$;

46. En la reacción: $A + B + C = X$, se realizan 4 experimentos para determinar la ley de la velocidad, según al 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) $v = k[A]^2[B][C]^4$

Solución

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha [B]^\beta [C]^\gamma$; sustituyendo

1: $0,015 = k[0,5]^\alpha [0,5]^\beta [0,5]^\gamma$; 2: $0,015 = k[0,5]^\alpha [1,0]^\beta [0,5]^\gamma$; 3: $0,060 = k[0,5]^\alpha [1]^\beta [1]^\gamma$

4: $0,030 = k[1]^\alpha [0,5]^\beta [0,5]^\gamma$ 5: $0,120 = k[1,0]^\alpha [1,0]^\beta [1,5]^\gamma$

Dividiendo 2/1 y aplicando logaritmos $\log 1 = \beta \log 2$, de lo que $\beta = 0$, o sea que la velocidad de reacción no depende de B, lo cual excluye las propuestas a. b y e. Dividiendo 3/1 y aplicando logaritmos $\log 4 = \gamma \log 2$, de lo que $\gamma = 2$

Dividiendo 4/1 y aplicando logaritmos $\log 2 = \alpha \log 2$, de lo que $\alpha = 1$, por lo que la única correcta es la d.

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

Solución

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$; aplicándola a los datos

1: $0,030 = k[0,1]^\alpha [0,2]^\beta$; 2: $0,060 = k[0,2]^\alpha [0,2]^\beta$; 3: $0,060 = k[0,2]^\alpha [0,3]^\beta$; 4: $0,090 = k[0,3]^\alpha [0,3]^\beta$

Dividiendo 2/1 y aplicando logaritmos $\log 2 = \alpha \log 2$, de lo que $\alpha = 1$. Dividiendo 3/2 y aplicando logaritmos $\log 1 = \beta \log 1,5$, de lo que $\beta = 0$. Por lo que el orden total de la reacción será 1. Si sustituyes en 1, los valores obtenidos

$0,030 \text{ mol/L.s} = k \cdot 0,1 \text{ mol/L}$; $k = 0,3 \text{ s}^{-1}$

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

Solución

Se calculará la variación de la concentración con el tiempo, a partir de $v = -\frac{c_f - c_i}{t_f - t_i}$, dado que la concentración depende

de la masa del agua oxigenada presente, $v = -\frac{110\text{g} - 150\text{g}}{4 \text{ min} - 2 \text{ min}} = 20 \frac{\text{g}}{\text{min}}$, pero como la masa molar del peróxido de hidrógeno, es $34\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$, 20g equivalen a 0,59 moles, por lo que tanto la opción a como la b serían correctas.

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

Solución

Si en la expresión $v=kc^n$, $n=0$, $v=k$. Como $k = Ae^{-\frac{E_A}{RT}}$, por lo tanto dependerá de la energía de activación y de la temperatura. Es correcta la propuesta a.

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 $(\text{L/mol})^{0,5}\cdot\text{min}$ será:

- a) 0,16 b) 1,62 c) 16,2 d) 162

Solución

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$; sustituyendo

$$1: 0,04 = k[0,1]^\alpha [0,06]^\beta; \quad 2: 0,08 = k[0,2]^\alpha [0,06]^\beta; \quad 3: 0,0565 = k[0,1]^\alpha [0,12]^\beta$$

Dividiendo (2)/(1) y aplicando logaritmos; $\alpha = \log(0,08/0,04)/\log(0,2/0,1) = 1$

Dividiendo 3/1y aplicando logaritmos; $\beta = \log(0,08/0,0565)/\log(0,12/0,06) = 0,5$; orden total $1 + 0,5 = 1,5$.

Sustituyendo en 1 y despejando k; $k = 0,04 \text{ mol/L}\cdot\text{min} / (0,1 \text{ mol/L}) (0,06 \text{ mol/L})^{0,5} = 1,62 \text{ L}^{0,5}/\text{mol}^{0,5}\cdot\text{min}$

De todo ello se deduce que sólo son correctas las propuestas a y d

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:

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

Solución

A partir de la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha [B]^\beta$; sustituyendo

$$1: 0,2 = k[0,1]^\alpha [0,03]^\beta; \quad 2: 0,8 = k[0,2]^\alpha [0,03]^\beta; \quad 3: 1,6 = k[0,1]^\alpha [0,12]^\beta$$

Dividiendo (2)/(1) y aplicando logaritmos; $\alpha = \log(0,8/0,2)/\log(0,2/0,1) = 2$

Dividiendo 3/1y aplicando logaritmos; $\beta = \log(1,6/0,2)/\log(0,12/0,003) = 1,5$; orden total $2 + 1,5 = 3,5$

$$k = 0,2 \text{ mol/L} \cdot \text{min} / (0,1 \text{ mol/L})^2 (0,03 \text{ mol/L})^{1,5} = 3849 \text{ L}^{2,5} / \text{mol}^{2,5} \cdot \text{min}$$

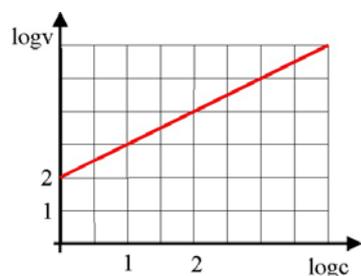
De todo ello se deduce que sólo son correctas las propuestas a y d

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 amoniaco por el procedimiento Haber-Bosch, partiendo de nitrógeno e hidrógeno, para obtener dos moléculas de amoniaco, la fase lenta es la disociación de la molécula de nitrógeno, asegurarás que la diferencia entre dichos coeficientes será de :

- 2
- 4
- 1
- 3

Solución

La reacción de síntesis del amoniaco responde a un ajuste estequiométrico $N_2 + 3H_2 = 2NH_3$, o sea que los coeficientes de los reaccionantes suman 4, mientras que si la fase determinante es la descomposición del nitrógeno siendo prácticamente una reacción de primer orden, la diferencia de coeficientes sería 3, como se propone en d.



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:

- La reacción es de primer orden
- La reacción es de segundo orden
- La velocidad específica de reacción tiene la dimensión de tiempo
- La reacción sería bimolecular

Solución

Si se aplican conceptos anteriores dado que $\log v = \log k + n \log c$, tendremos que $\log k = 2$, $n = 4/4 = 1$, en función de ello, el orden deberá ser 1. Como $k = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$, A=frecuencia de colisiones, que se mide en s^{-1}

k tendrá la dimensión de T^{-1} . Al ser de primer orden, nunca podrá ser bimolecular. Es correcta la a.

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

Solución

Si sólo depende de la concentración de A, y con los datos que se dan es de primer orden como se indica en a y sólo A varía su concentración por lo que la ecuación cinética es $v = k[A]$ y será de orden 0 respecto a B. La unidad de velocidad dado que $v = -d[A]/dt$, será $\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$ y las de k, despejando en la ecuación cinética $k = v/[A] = (\text{moles} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}) / \text{mol} \cdot \text{L}^{-1} = \text{s}^{-1}$. Si el volumen disminuye, aumenta la concentración de A, y por lo tanto aumenta la velocidad, como se indica en c. La d es errónea ya que k depende de la temperatura, y deberá aumentar v, al aumentar la temperatura.

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

Solución

Teniendo en cuenta el enunciado la expresión general de la velocidad aplicada a la reacción dada $v = k[A]^\alpha$; aplicándola a los datos

$$1: v = k[A]^\alpha ; 2: 4v = k[2A]^\alpha$$

Con los datos dados dividiendo: $(2)/(1)$ y aplicando logaritmos; $\alpha = \log 4 / \log 2 = 2$; La reacción será de segundo orden como se indica en c. Al no depender de B, las propuestas a y b, no proceden. Si el volumen del recipiente disminuye, la concentración de A aumenta, y por lo tanto el número de colisiones y su frecuencia, aumentando la velocidad de reacción.

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

- El reactivo A se consume más de prisa 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.

Solución

Dado que la reacción tiene la ecuación cinética dada, la velocidad de reacción no depende de B, por lo tanto no se consume, sólo A. Como es en fase gaseosa, un aumento de presión implicará una disminución de volumen por lo que la concentración de A (moles de A/volumen), aumentará, y también lo hará la velocidad de reacción.

La velocidad de reacción sólo será constante cuando se alcance el equilibrio, mientras esto no ocurra, la disminuir la concentración de A, irá disminuyendo. Al aumentar la temperatura, aumentará la velocidad de reacción, por hacerlo también el número de moléculas de A activadas. Por lo tanto solo es correcta la propuesta b.

57*. Dada la reacción en fase gaseosa $A + B \rightleftharpoons C + D$, 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

Solución

La reacción es de orden tres respecto a B y de orden total 3, por lo tanto no depende de la concentración a A, sólo de B. por lo tanto son incorrectas las propuestas b y d. Al ser en fase gaseosa una disminución de volumen favorecerá un aumento de la concentración de B y un aumento de la velocidad, y también aumentará con un catalizador positivo.

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

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

Solución

Teniendo en cuenta el concepto de velocidad de una reacción

$v = -d[A]/dt = -d[B]/2dt = d[C]/3dt$. Ahora bien $v_A = -d[A]/dt$; $v_B = -d[B]/dt$; $v_C = d[C]/dt$, por lo tanto despejando en la primera expresión $d[A]/dt = d[B]/2dt$, por lo que $v_A = v_B/2$, o sea es correcta la propuesta b, y no la a.

Repetiendo el razonamiento, como $-d[B]/2dt = d[C]/3dt$, $v_B = -2v_C/3$, Mientras que $d[A]/dt = -d[C]/3dt$, de lo que $v_C = -3v_A$, por lo que es correcta la propuesta c, dado que el signo se interpreta a través de los conceptos contrarios, consumir y formar. Por lo tanto también es correcta la c, pero no la d.

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:

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

Solución

Dado que la reacción tiene la ecuación cinética dada, la velocidad de reacción no depende de B, por lo tanto no se consume; sólo A. Como es en fase gaseosa, un aumento de presión implicará una disminución de volumen por lo que la concentración de A (moles de A/ volumen), aumentará, y también lo hará la velocidad de reacción como se propone en b.

La velocidad de reacción, no es constante pues es de orden 2 respecto a A. sólo. Al aumentar la temperatura, aumentará la velocidad de reacción, por hacerlo también el número de moléculas de A activadas. Por lo tanto sólo es correcta la propuesta b.

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:

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

Solución

La reacción $CH_3COOC_2H_5 + OH^- = CH_3COO^- + C_2H_5OH$, tal como dice el enunciado deberá ser de orden dos dado que depende de la concentración del acetato de etilo y del hidróxido sódico.

61. Para la reacción en fase gaseosa $CO + NO_2 \rightarrow CO_2 + NO$, la ecuación de la velocidad es $v = k[NO_2]^2$.

Por lo que podrás asegurar que

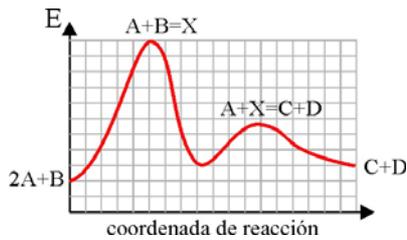
- a) El orden total de la reacción es 3
- b) La velocidad de desaparición del CO es igual a la velocidad de desaparición del NO_2
- c) La constante de la velocidad no depende de la temperatura
- d) Si la velocidad se expresa en mol/L.s y la concentración en mol/L, la constante de la velocidad se medirá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

Solución

La ecuación de la velocidad dada, indica que la reacción es de segundo orden, y sólo depende de la concentración de NO_2 , lo cual

invalida las propuestas a y b. Dado que k siempre depende de la temperatura $k = A e^{-\frac{E_A}{RT}}$, es incorrecta la c.

Despejando k en la ecuación de la velocidad; $k = mol/L \cdot s / (mol/L)^2 = L/mol \cdot s$, como se propone en d.



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

a) $1,2 \cdot 10^{-4}$ b) $1,2 \cdot 10^{-15}$ c) $2,4 \cdot 10^{-14}$ d) $2,4 \cdot 10^{-12}$

Solución

La reacción en se realiza en dos pasos, formando un intermedio estable X . El más lento, con mayor energía de activación, será el que determine la cinética, por lo tanto la reacción será de orden 2, ya que dependerá de la concentración de A y de

B , y su expresión $v = k[A][B]$. Sustituyendo los valores dados $v = 2000 \frac{\text{L}}{\text{mol}\cdot\text{s}} \left(\frac{6 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{\text{L}} \right) \left(\frac{2 \cdot 10^{-8} \text{ mol}}{\text{L}} \right) = 2,4 \cdot 10^{-12} \frac{\text{mol}}{\text{L}\cdot\text{s}}$

tal como se indica en d.



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

Solución

Teniendo en cuenta que la velocidad de la reacción es menor cuanto mayor es la energía del proceso que se representa. El tránsito de 1 a 2, es más lento que el de 2 a 3, como se propone en a. El paso con mayor energía de activación será aquél que determina la velocidad de reacción y el mas lento, por lo tanto de 3 a 4, como se indica en b. Igualmente es correcta la propuesta c, pues el compuesto X al poseer menos energía será mas estable. Sin embargo la propuesta d es incorrecta, ya que la energía final del sistema $2HI$, es menor que la H_2+I_2 .