

Seminario de preparación para la
Olimpiada Nacional de Química 2018

Cinética

Antonio José Sánchez Arroyo



Fundamento teórico

La cinética química se encarga del estudio de las velocidades y mecanismos por los que transcurren las reacciones. Variables como la energía libre de Gibbs o la constante de equilibrio permiten determinar si una reacción está favorecida desde un punto de vista termodinámico o cuál es la concentración de cada especie en el equilibrio. Sin embargo, estas **variables termodinámicas no aportan ninguna información acerca de la velocidad con la que tiene lugar la reacción**. Existen reacciones que están favorecidas termodinámicamente pero son extremadamente lentas.

En el curso de una reacción química, la concentración de un reactivo va disminuyendo a lo largo del tiempo conforme se va transformando en los correspondientes productos. La Figura 1 representa un ejemplo modelo.

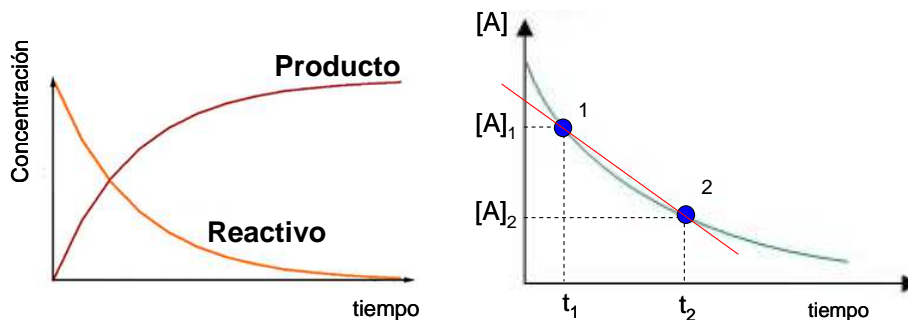


Figura 1.

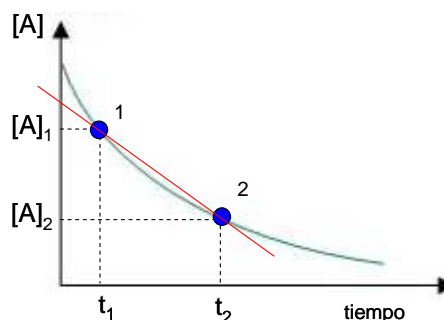
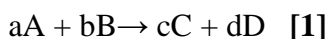


Figura 2



Considerando la reacción [1], puede definirse la **velocidad promedio de reacción (r)** de acuerdo con la ecuación [2]

$$r = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta t} = \frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta t} = \frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta t} \quad [2]$$

Para la reacción [1], entre los tiempos t_1 y t_2 (Figura 2) la velocidad promedio de reacción sería:

$$r = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta t} = -\frac{1}{a} \frac{[A]_2 - [A]_1}{t_2 - t_1} \quad [3]$$

Un aspecto muy importante es que toda velocidad de reacción tiene que ser positiva. Por ello, como $[A]_2 < [A]_1$ y $t_2 > t_1$ se debe poner un signo – para que el cociente $\Delta[A]/\Delta t$ sea positivo. Igualmente debe notarse que el valor de velocidad que se obtiene en este caso no es más que el valor de la pendiente de la recta que une los extremos del incremento (1 y 2 en la Figura 2).

Si en la expresión de la velocidad promedio de reacción los intervalos que se escogen son cada vez menores se llegaría a un límite en el que se determinaría la pendiente de la recta tangente a la curva de variación de [A] con el tiempo (definición de derivada). A esta velocidad se la conoce como **velocidad diferencial o velocidad instantánea (v)**, que se define de acuerdo a [4].

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \frac{1}{c} \frac{d[C]}{dt} = \frac{1}{d} \frac{d[D]}{dt} \quad [4]$$

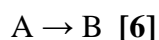
Hay que decir que la velocidad de una reacción, al ser siempre el cociente entre concentración y tiempo, va a tener siempre como **unidades $M \cdot s^{-1}$ o $mol \cdot L^{-1} \cdot s^{-1}$** .

Por otro lado, la **ley empírica de velocidad** relaciona directamente la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos.

$$v = k \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta \quad [5]$$

Donde k es la constante de velocidad y α y β son los órdenes parciales de reacción. Estos órdenes parciales son números enteros que deben determinarse experimentalmente. **Solamente cuando las reacciones son elementales (transcurren en una sola etapa) se cumple que los coeficientes estequiométricos son iguales a los correspondientes órdenes parciales ($a = \alpha$ y $b = \beta$ en el caso de [1]).**

Considérese la siguiente reacción elemental [6] (en este caso, $a = \alpha = 1$)



Se cumple que la velocidad instantánea es $v = -\frac{d[A]}{dt}$ y la ley de velocidad será $v = k \cdot [A]$. Si se igualan ambas expresiones de velocidad se obtiene:

$$-\frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A] \quad [7]$$

Expresiones como [7] reciben el nombre de ecuaciones diferenciales y se resuelven del siguiente modo:

$$\frac{d[A]}{[A]} = -k \cdot dt \Rightarrow \int_{[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]} = -k \cdot \int_0^t dt \Rightarrow \ln([A]) - \ln([A]_0) = -k \cdot t \quad [8]$$

La expresión [9] recibe el nombre de **ley de velocidad integrada de primer orden** y permite determinar cómo varía la concentración de reactivo en función del tiempo.

$$\ln([A]) = \ln([A]_0) - k \cdot t \quad [9]$$

Si la reacción [6] hubiera sido de segundo orden, entonces se podría obtener **la ley de velocidad integrada de segundo orden** [11]

$$-\frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A]^2 \quad [10]$$

$$-\frac{d[A]}{[A]^2} = k \cdot dt \Rightarrow \int_{[A]_0}^{[A]} -\frac{d[A]}{[A]^2} = k \cdot \int_0^t dt \Rightarrow \frac{1}{[A]} - \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t$$

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t \quad [11]$$

RECORDATORIO

$$\int a \cdot dx = ax + C ; \int \frac{dx}{x} = \ln(x) + C ; \int -\frac{dx}{x^2} = \frac{1}{x} + C$$

$$\ln\left(\frac{a}{b}\right) = \ln(a) - \ln(b) ; \ln(a \cdot b) = \ln(a) + \ln(b) ;$$

$$\ln\left(\frac{a}{b}\right) = -\ln\left(\frac{b}{a}\right) ; \ln(a \cdot e^b) = \ln(a) + b$$

Como se ha comentado previamente, las unidades de la velocidad siempre son mol·L⁻¹·s⁻¹, pero las unidades de la constante cinética dependen del orden de reacción.

Una vez conocidas las leyes de velocidad integradas que relacionan tiempo de reacción y concentración de reactivo resulta más fácil definir el **tiempo de semivida o tiempo de semirreacción**. Esta variable hace referencia al tiempo de reacción en el que la concentración de reactivo es la mitad de valor inicial de concentración. A partir de la de velocidad integrada de primer orden:

$$\ln([A]) = \ln([A]_0) - k \cdot t \Rightarrow \ln\left(\frac{[A]_0}{2}\right) - \ln([A]_0) = -k \cdot t_{1/2} \Rightarrow \ln\left(\frac{[A]_0}{2} \cdot \frac{1}{[A]_0}\right) = -k \cdot t_{1/2} \Rightarrow \ln\left(\frac{1}{2}\right) = -k \cdot t_{1/2}$$

Luego $\ln 2 = k \cdot t_{1/2}$. Por lo tanto el **tiempo de semirreacción en una reacción de primer orden** es:

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} \quad [12]$$

Por otro lado, a partir de la de velocidad integrada de segundo orden:

$$\frac{1}{[A]} = \frac{1}{[A]_0} + k \cdot t \Rightarrow \frac{1}{\frac{[A]_0}{2}} - \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t_{1/2} \Rightarrow \frac{2}{[A]_0} - \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t_{1/2} \Rightarrow \frac{1}{[A]_0} = k \cdot t_{1/2}$$

Por lo tanto el **tiempo de semirreacción en una reacción de segundo orden** es:

$$t_{1/2} = \frac{1}{k \cdot [A]_0} \quad [13]$$

Finalmente hay que apuntar que la constante cinética es una variable que se modifica al cambiar la temperatura (al aumentar la temperatura las reacciones transcurren con una mayor velocidad). La ley de Arrhenius describe esta dependencia:

$$k = A \cdot e^{-\frac{E_a}{R \cdot T}} \quad [14] \quad \ln(k) = \ln(A) - \frac{E_a}{R} \frac{1}{T} \quad [15]$$

Donde A es un factor preexponencial, E_a es la energía de activación, $R = 8,314 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ y T es la temperatura.

Los problemas de cinética se prestan a realizar cálculos de **regresión lineal**. Si se observan con detalle, las ecuaciones [9], [11] y [15] pueden ajustarse perfectamente a la ecuación típica de una recta $y = ax + b$, donde a es la pendiente y b , la ordenada en el origen.

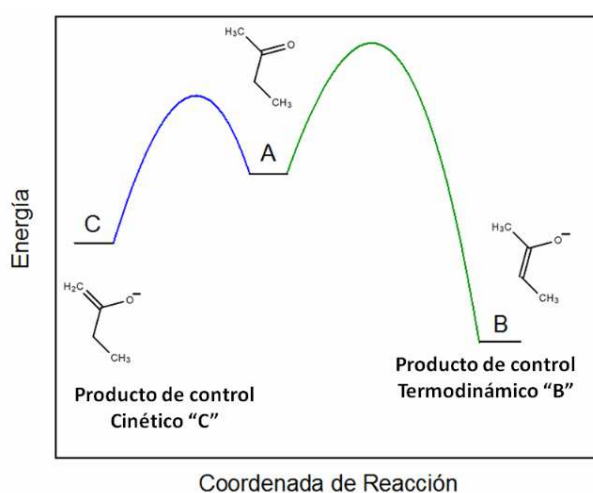
Ecuación	y	x	Pendiente	Ordenada en el origen
[9]	$\ln([A])$	t	-k	$\ln([A]_0)$
[11]	$1/[A]$	t	k	$1/[A]_0$
[15]	$\ln(k)$	1/T	$-E_a/R$	$\ln(A)$

Lo normal en los problemas de la Olimpiada de Química es que pueda calcularse fácilmente la ecuación de la recta a partir de un par de puntos (x,y).

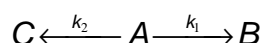
Problema 1

Olimpiada Nacional de Química 2017 (S. Lorenzo de El Escorial)

Las reacciones químicas sencillas están gobernadas por dos consideraciones fundamentales: la termodinámica que se ocupa de los cambios energéticos entre reactivos y productos en el equilibrio, y la cinética que se ocupa de la velocidad a la que ocurre la reacción química. Aunque en general, las reacciones termodinámicamente favorables son más rápidas que las menos favorables, existen reacciones químicas que son más rápidas que otras aun conduciendo a productos menos estables. Una reacción que dé lugar a la formación del producto más estable se dice que está bajo control termodinámico, mientras que una reacción que esté controlada por la formación del producto que se forma más rápido, se dice que está controlada cinéticamente. Un ejemplo de este tipo de reacciones es la desprotonación de cetonas asimétricas.



El mecanismo de reacción de la desprotonación de cetonas asimétricas se puede simplificar como un mecanismo de reacción paralela. En la cual el compuesto “A” da lugar a la formación de los compuestos “B” y “C” mediante dos reacciones elementales. A tiempos cortos de reacción el sistema se encuentra bajo control cinético y, por tanto, podemos asumir que ambos procesos son irreversibles.



La velocidad de reacción global (v_g) de desprotonación de “A” bajo estas condiciones se define como la suma de las velocidades de las dos reacciones elementales.

$$v_g = -\frac{d[A]}{dt} = v_1 + v_2$$

a) (40 %) Calcule la constante de velocidad total y el tiempo de vida medio de la reacción de desprotonación.

Tiempo (s)	[A] 10^2 (mol dm ⁻³)
0	1,00
100	0,86
200	0,74
400	0,55
600	0,41
800	0,30
1000	0,22

La selectividad instantánea de la reacción (S_i) se define como el cociente entre las velocidades de reacción de las etapas elementales entre el producto deseado y los no deseados $v_{\text{deseado}}/v_{\text{no deseado}}$. Suponiendo que el producto deseado de este proceso es “B”, calcule las constantes de velocidad de los procesos elementales k_1 y k_2 , así como sus unidades sabiendo que $S_i=1/2$.

b) (30 %) Entre las maneras de controlar la selectividad instantánea de una reacción química, los métodos más usados son, modificación de las concentraciones de los reactivos y/o la temperatura.

b1) Razone para este caso, si hay una concentración de “A” que optimice la selectividad instantánea de esta reacción.

b2) Cuando las reacciones de conversión de “A” en “B” y de “A” en “C” presentaran unos ordenes de reacción α y β (distintos de 1). Determine la dependencia de la selectividad instantánea con la concentración.

b3) Sabiendo que la selectividad instantánea de la reacción del apartado b1 varía con la temperatura según los datos de la siguiente tabla. Calcule la diferencia entre las energías de activación (E_a) de los procesos de conversión de “A” en “B” y de “A” en “C”.

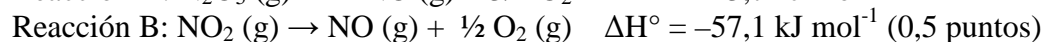
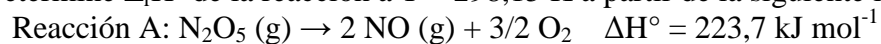
Temperatura (K)	S_i
180	0,017
250	0,50
270	0,95
320	3,31
400	12,80
500	37,80
600	77,78

c) (30%) Cuando el sistema ha alcanzado las condiciones de control termodinámico (condiciones de equilibrio), se sabe que la energía Gibbs de conversión de “A” en “B” es de $-80 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ y que la constante de equilibrio de conversión de “B” en “C” ($B \leftrightarrow C$) es de $4 \cdot 10^{-8}$. Calcule la constante de equilibrio y la constante de velocidad inversa de la reacción de conversión de “A” en “C” ($A \leftrightarrow C$).

Problema 2

El pentaóxido de dinitrógeno, conocido también como anhídrido nítrico, es un sólido de color blanco, altamente reactivo, que reacciona con el agua para producir ácido nítrico. En fase gaseosa, este compuesto puede dar lugar a diferentes reacciones de descomposición. Entre las más importantes se encuentra la siguiente: $\text{N}_2\text{O}_5 (\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2 (\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2 (\text{g})$

a) Determine $\Delta_r H^\circ$ de la reacción a $T = 298,15 \text{ K}$ a partir de la siguiente información:



Solución: $338 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

b) Calcule $\Delta_r G^\circ$ y la constante de equilibrio de la reacción teniendo en cuenta que a $T = 298,15 \text{ K}$ la entropía de la reacción es $\Delta H^\circ = 1,13 \text{ kJ mol}^{-1}$.

Solución: $\Delta_r G^\circ = 1.09 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ $K = 0.644$

c) Se ha determinado que la cinética de descomposición del pentaóxido de dinitrógeno a $T = 298,15 \text{ K}$, obteniéndose los siguientes resultados:

t / s	0	100	200	300	400	500	650	800
$[\text{N}_2\text{O}_5] / \text{M}$	0.0200	0.0169	0.0142	0.0120	0.0101	0.0086	0.0081	0.0075

Calcule el orden de la reacción, su constante de velocidad y discuta si se mantiene o no el orden de la reacción a todas las concentraciones consideradas. Para ello puede ayudarse de una representación gráfica.

Solución: Orden 1, $k = 1.70 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, el orden 1 no se mantiene por encima de 500 s.

d) Calcule la energía de activación de la descomposición del pentaóxido de dinitrógeno a partir de los siguientes datos:

T (°C)	25	35	45	55	65
$k \cdot 10^3 / \text{s}^{-1}$	1.69	6.73	24.9	75.0	243

Solución: $E_a = 104 \text{ KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$.

e) Utilizando los datos de los apartados anteriores determine la constante de velocidad para la reacción de formación del pentaóxido de dinitrógeno a $T = 298,15 \text{ K}$.

Solución: $k = 2.62 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

CUESTIONES SELECCIONADAS DE CINÉTICA

38. (Castellón 2008) La constante de velocidad de la reacción $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$ es $3 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$.

Para esta reacción puede afirmarse que:

- A. la velocidad de la reacción es directamente proporcional al cuadrado de la concentración de N_2O_5
- B. el tiempo necesario para que la concentración inicial de N_2O_5 se reduzca a la mitad vale 231 s (X)
- C. el tiempo necesario para que la concentración inicial de N_2O_5 se reduzca a la mitad es mayor cuanto mayor es dicha concentración inicial
- D. la reacción es de orden uno respecto al O_2
- E. el orden global de la reacción es siete

23. (Ávila 2009) Para una reacción química.

- A. La ecuación de velocidad $v = k [\text{A}][\text{B}]^2$ indica que las unidades de la constante cinética son $\text{L mol}^{-1} \text{ s}^{-1}$
- B. Las unidades de la velocidad dependen del orden de reacción.
- C. La energía de activación es independiente de la temperatura pero varía con la presencia de un catalizador. (X)
- D. La velocidad de reacción puede aumentar o disminuir dependiendo del signo de la energía de activación.
- E. Las unidades de la constante de velocidad siempre son $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

32. (Sevilla 2010) En una reacción de primer orden del tipo $\text{A} \rightarrow \text{P}$, si el 90% de A se convierte en P en 30 min, ¿cuál es el tiempo de vida media?

- A. 18,0 min
- B. 9,03 min (X)
- C. 0,076 min
- D. 0,11 min
- E. 13,0 min

33. (Sevilla 2010) Para la siguiente reacción: $4\text{HBr}(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{Br}_2(\text{g}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g})$,

- A. Las unidades de la constante de velocidad no dependen de la ecuación de velocidad.
- B. El orden total de reacción puede pronosticarse a partir de la ecuación estequiométrica anterior.
- C. La velocidad de formación de agua es igual a la velocidad de desaparición de HBr.
- D. Las unidades de la velocidad de reacción son $\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$. (X)
- E. La velocidad de reacción es muy elevada ya que se trata de una reacción en fase gaseosa.

34. (Sevilla 2010) Para la reacción $\text{A} \rightarrow \text{Productos}$, se obtienen los siguientes datos:

$[\text{A}] = 1,512 \text{ M } t = 0 \text{ min}$

$[\text{A}] = 1,490 \text{ M } t = 1,0 \text{ min}$

$[\text{A}] = 1,469 \text{ M } t = 2,0 \text{ min}$

¿Cuál es la velocidad inicial de la reacción en este experimento?

- A. 0,40 M/min
- B. 0,022 M/min (X)
- C. 0,089 M/min
- D. $9,8 \times 10^{-3} \text{ M/min}$
- E. 0,011 M/min

31. (Valencia 2011) La fosfina se utiliza para matar insectos y roedores. La degradación de la fosfina es muy rápida y se puede representar por la reacción: $4\text{PH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{P}_4(\text{g}) + 6\text{H}_2(\text{g})$ que

obedece a una ley de primer orden $v = 1,98 \cdot 10^{-2} \cdot [\text{PH}_3]$. ¿Cuál es el tiempo necesario para que se descomponga el 50 % de la fosfina?

- A. 15 s
- B. 150 s
- C. 198 s
- D. 35 s (X)
- E. 350 s

32. (Valencia 2011) La reacción:



es endotérmica y su ecuación de velocidad viene dada por la expresión $v = k[\text{A}][\text{B}]^2$. Por tanto, se puede afirmar que:

- A. $a = 1$ y $b = 2$
- B. La reacción es de orden 2
- C. La velocidad de reacción se hace cuatro veces mayor al duplicar la concentración de B, manteniendo constante la de A (X)
- D. La constante de velocidad (k) es independiente de las concentraciones de los reactivos y de la temperatura
- E. Las unidades de la constante de velocidad para esta reacción son $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$

33. (Valencia 2011) Señale la proposición correcta:

- a) La suma de los exponentes a los que se elevan todas las concentraciones de las sustancias que participan en la ecuación de velocidad de una reacción química se denomina mecanismo de la reacción
- b) La energía de activación es independiente de la temperatura (X)
- c) El orden de reacción no puede ser cero
- d) Un catalizador modifica el estado de equilibrio de una reacción aumentando el rendimiento de los productos
- e) Conociendo la constante de velocidad de una reacción a dos temperaturas, se puede calcular la entalpía de dicha reacción

33. (Madrid 2012) La expresión de la ecuación cinética para la reacción: $\text{A} + \text{B}_2 \rightarrow \text{Productos}$, viene dada por $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}_2]$. Si durante una reacción las concentraciones de A y de B_2 disminuyen a la mitad, la velocidad de la reacción:

- A. Aumenta un factor de 4
- B. Disminuye un factor de 4
- C. Aumenta un factor de 8
- D. Disminuye un factor de 8 (X)
- E. Disminuye un factor de 16

34. (Madrid 2012) Si la constante de velocidad de una reacción se triplica cuando se aumenta la temperatura de la reacción de 25°C hasta 35°C , ¿cuál será el valor de la energía de activación para esta reacción?:

- A. $799 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- B. $83,8 \text{ J} \cdot \text{mol}^{-1}$
- C. $83,8 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$ (X)
- D. $8,35 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$
- E. $20,0 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$

31. (Alicante 2013) La constante de velocidad para la reacción de primer orden correspondiente a la deshidratación del alcohol *t*-butílico a 500°C es $1,20 \cdot 10^{-4} \text{ s}^{-1}$. Si la constante de velocidad para este proceso a 600°C es $6,80 \cdot 10^{-3} \text{ s}^{-1}$, la energía de activación de la reacción es:

- A. $-227 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 B. $+227 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ (X)
 C. $+318 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 D. $+100 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$
 E. $+75.7 \text{ kJ}\cdot\text{mol}^{-1}$

32. (Alicante 2013) Calcula la constante de velocidad de la reacción $A + B \rightarrow C$ a partir de los siguientes datos experimentales:

Experimento	[A] / M	[B] / M	v / $\text{M}\cdot\text{s}^{-1}$
1	0.2	0.2	0.144
2	0.4	0.2	0.288
3	0.2	0.4	0.576

- A. $1.18 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}\text{s}^{-1}$
 B. $0.06 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}\text{s}^{-1}$
 C. $3.60 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}\text{s}^{-1}$
 D. $18.0 \text{ L}^2 \text{ mol}^{-2}\text{s}^{-1}$ (X)
 E. $0.06 \text{ L mol}^{-1}\text{s}^{-1}$

30. (Oviedo 2014) Se ha comprobado experimentalmente que la reacción $2 \text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$, catalizada por tetracloruro de carbono, tiene una cinética de primer orden respecto al reactivo y transcurre a $6,08 \times 10^{-5} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$ cuando la concentración de N_2O_5 es $0,100 \text{ M}$. De ello se deduce que el valor de la constante de velocidad es:

- A. $3,04 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$
 B. $3,04 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$
 C. $6,08 \times 10^{-4} \text{ s}^{-1}$ (X)
 D. $6,08 \times 10^{-4} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$
 E. $6,08 \times 10^{-3} \text{ mol}^{-1}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$

31. (Oviedo 2014) El etileno puede hidrogenar en fase gaseosa según la siguiente reacción: $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$. Su ecuación de velocidad es: $v = k \cdot [\text{C}_2\text{H}_4] \cdot [\text{H}_2]$. Si a una mezcla estequiométrica de reactivos, inicialmente a una presión P, se le aumenta la presión a temperatura constante hasta una presión 3 P, la velocidad de reacción aumenta:

- A. 2 veces
 B. 3 veces
 C. 4 veces
 D. 6 veces
 E. 9 veces (X)

32. (Oviedo 2014) La reacción: $2 \text{NO}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2\text{F}(\text{g})$ transcurre a través de las siguientes etapas elementales:

- (1) $\text{NO}_2(\text{g}) + \text{F}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2\text{F}(\text{g}) + \text{F}(\text{g})$ (lenta)
 (2) $\text{F}(\text{g}) + \text{NO}_2(\text{g}) \rightleftharpoons \text{NO}_2\text{F}(\text{g})$ (rápida)

La ecuación de velocidad será de la forma:

- A. $v = k [\text{NO}_2] \cdot [\text{F}]$
 B. $v = k [\text{NO}_2] \cdot [\text{F}_2]$ (X)
 C. $v = k [\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{F}_2]$
 D. $v = k [\text{NO}_2] \cdot [\text{F}_2]^2$
 E. $v = k [\text{NO}_2]^2 \cdot [\text{F}_2]^2$

25. (Madrid 2015) Una reacción de primer orden tiene una vida media $t_{1/2}$ de 46.2 min a 25°C y de 2.6 min a 102°C. La energía de activación de la reacción en $\text{KJ}\cdot\text{mol}^{-1}$ es:

- A. 3518
- B. -34.69
- C. 34.69 (X)
- D. 4.35
- E. -4.35

CUESTIONES DE PRESIÓN DE VAPOR

Castellón 2008

1. Determina la temperatura de ebullición del agua a una presión de 100 mm Hg si se supone que la variación estandar de entalpia se mantiene constante al variar la temperatura.

Datos: $\Delta_f H^\circ$ (298 K) en KJ mol^{-1} : $\text{H}_2\text{O (l)} = -284,3$; $\text{H}_2\text{O (v)} = -241,8$;

- a) 13 °C
- b) 83 °C
- c) 34 °C
- d) 52 °C
- e) 135°C

Ávila 2009

2. El punto de ebullición normal del isoocetano (C_8H_{18}), un componente de la gasolina, es 99,2 °C y su entalpía de vaporización, $\Delta H^\circ_{\text{vap}}$ es 35,76 kJ mol^{-1} . La presión de vapor a 30 °C es:

- a) 0,002 atm
 - b) 14,0 atm
 - c) 0,071 atm
 - d) 0,020 atm
 - e) 2,6 atm
- $R = 8,314 \text{ J K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

Sevilla 2010

3. La representación gráfica del logaritmo neperiano de la presión de vapor de un líquido puro frente a $1/T$ para un intervalo pequeño de temperatura es una línea recta. Se puede afirmar que:

- a) La pendiente es proporcional a la entalpía de vaporización.
- b) La pendiente es igual a la entalpía de vaporización.
- c) La ordenada en el origen es proporcional a la entalpía de vaporización.
- d) La ordenada en el origen es igual a la entalpía de vaporización.
- e) La pendiente es igual a la entropía de vaporización.

Oviedo 2014

4. La presión de vapor de un líquido aumenta:

- a. Al aumentar el volumen del líquido
- b. Al aumentar la densidad del líquido
- c. Al disminuir el área de la superficie libre
- d. Al aumentar la temperatura
- e. Al aumentar las fuerzas intermoleculares