

CINÉTICA QUÍMICA

EJERCICIOS

1 Escribe la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones:

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

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

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

2 Justifica razonadamente cuál de las siguientes afirmaciones es correcta.

Para iniciar el proceso de combustión del carbón, éste debe calentarse previamente porque:

a) la reacción de combustión es endotérmica;

b) se necesita superar la energía de activación;

c) la reacción de combustión es exotérmica;

d) la reacción de combustión no es espontánea a temperatura ambiente.

R: a) Falso, pues la reacción globalmente desprende calor y por lo tanto es exotérmica.

b) Verdadero, ya que si no se supera ésta no se producirá el complejo activado y la reacción no tendrá lugar aunque sea exotérmica.

c) Falsa, pues aunque todas las reacciones de combustión son exotérmicas, ésta no es la causa por la que debe calentarse previamente.

d) Falsa. El término que más influye en ΔG es ΔH sobre todo si la temperatura no es muy alta, porque $\Delta G < 0$ y la reacción es espontánea, lo cual no significa que no deba superar la energía de activación.

3 La destrucción de la capa de ozono es debida entre otras a la siguiente reacción: $\text{NO} + \text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2$. 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:

| Nº | $[\text{NO}] \text{ M}$ | $[\text{O}_3] \text{ M}$ | Velocidad inicial Mol/L.s |
|----|-------------------------|--------------------------|------------------------------------|
| 1 | $1.0 \cdot 10^{-6}$ | $3.0 \cdot 10^{-6}$ | $6.6 \cdot 10^{-5}$ |
| 2 | $1.0 \cdot 10^{-6}$ | $9.0 \cdot 10^{-6}$ | $1.98 \cdot 10^{-4}$ |
| 3 | $3.0 \cdot 10^{-6}$ | $9.0 \cdot 10^{-6}$ | $5.94 \cdot 10^{-4}$ |

a) Determinar la ecuación de velocidad

b) Calcular el valor de la constante de velocidad.

R: a) $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$ b) $2.2 \cdot 10^7 \text{ M}^{-1} \text{ s}^{-1}$

4 Escribir la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones:

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

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

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

5 En la reacción $2\text{N}_2\text{O}_5(\text{g}) \rightarrow 4\text{NO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g})$

Cuando se triplica la concentración de reactivo, la velocidad de la reacción se triplica también ¿Cuál es la ecuación cinética?

R Si cuando se multiplica la concentración inicial de un reactivo por un número la velocidad se multiplica por ese mismo número, el orden parcial de la reacción respecto de ese reactivo es 1. Así, la ecuación de velocidad es: $V = k \cdot [\text{N}_2\text{O}_5]$

6 Escribir la ecuación de velocidad de las siguientes reacciones:

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

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

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

7 En la siguiente reacción: $\text{A} + 2\text{B} \rightarrow \text{C}$ a 25°C , se ha medido la velocidad en varias experimentos en el laboratorio, obteniéndose como resultados la siguiente tabla:

| Experiencia | $[\text{A}_0]$ ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$) | $[\text{B}_0]$ ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$) | v_0 ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$) |
|-------------|---|---|--|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $5,5 \cdot 10^{-6}$ |
| 2 | 0,2 | 0,1 | $2,2 \cdot 10^{-5}$ |
| 3 | 0,1 | 0,3 | $1,65 \cdot 10^{-5}$ |
| 4 | 0,1 | 0,6 | $3,3 \cdot 10^{-5}$ |

Determinar los órdenes de reacción parciales y total, la constante de velocidad y la velocidad cuando las concentraciones de A y B sean ambas $5,0 \cdot 10^{-2} \text{ M}$.

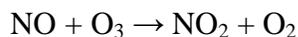
R Comparando el experimento 1 y el 2 vemos que al duplicar $[\text{A}]$ manteniendo constante $[\text{B}]$, se cuadruplica “ v ” lo que lleva a deducir que la reacción es de segundo orden con respecto a A.

Comparando el experimento 1 y el 3 vemos que al triplicar $[\text{B}]$ manteniendo constante $[\text{A}]$, se triplica “ v ” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto a B.

La ecuación de velocidad será: $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$, es decir, su orden de reacción total será “3”.

$$V = k[\text{A}]^2 \cdot [\text{B}] \dots\dots K = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1} \dots\dots V = 6,875 \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$$

8 Una de las reacciones causantes de la destrucción de la capa de ozono es:



La velocidad que se ha obtenido en tres experimentos variando las concentraciones iniciales de los reactivos ha sido la que muestra la siguiente tabla:

| Experiencia | $[\text{NO}]_0$ (M) | $[\text{O}_3]_0$ (M) | v_0 ($\text{mol}/\text{l}\cdot\text{s}$) |
|-------------|---------------------|----------------------|--|
| 1 | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | $3,0 \cdot 10^{-6}$ | $6,6 \cdot 10^{-5}$ |
| 2 | $1,0 \cdot 10^{-6}$ | $9,0 \cdot 10^{-6}$ | $1,98 \cdot 10^{-4}$ |
| 3 | $3,0 \cdot 10^{-6}$ | $9,0 \cdot 10^{-6}$ | $5,94 \cdot 10^{-4}$ |

a) Determinar la ecuación de velocidad.

b) Calcular el valor de la constante de velocidad.

R Comparando el experimento 1 y el 2 vemos que al triplicar $[\text{O}_3]$ manteniendo constante $[\text{NO}]$, se triplica “ v ” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto al O_3 .

Comparando el experimento 2 y el 3 vemos que al triplicar $[\text{NO}]$ manteniendo constante $[\text{O}_3]$, se triplica “ v ” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto al NO .

La ecuación de velocidad será: $v = k \cdot [\text{NO}] \cdot [\text{O}_3]$; $K = 2,2 \cdot 10^{-7} \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1}$

9 Completar la siguiente tabla que corresponde a la reacción general: $\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ medidos a 25°C , que es de de 2° orden respecto de A y de primer orden respecto de B. Justificar los resultados con los que se completa la tabla.

| Nº Experiencia | $[\text{A}_0]$ ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$) | $[\text{B}_0]$ ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}$) | v_0 ($\text{mol}\cdot\text{l}^{-1}\cdot\text{s}^{-1}$) |
|----------------|---|---|--|
| 1 | 0,1 | 0,1 | $5,5 \cdot 10^{-6}$ |
| 2 | | 0,1 | $2,2 \cdot 10^{-5}$ |
| 3 | 0,1 | | $1,65 \cdot 10^{-5}$ |
| 4 | 0,1 | 0,6 | |

R: Primero hallar el valor de K:

$$k = 5,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1} \dots A_2 = 0,2 \text{ mol L}^{-1} \dots B_3 = 0,3 \text{ mol L}^{-1} \dots V_4 = 3,3 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

10 La velocidad para una reacción entre dos sustancia A y B viene dada por:

| Nº Experiencia | [A ₀] (mol·l ⁻¹) | [B ₀] (mol·l ⁻¹) | v ₀ (mol·l ⁻¹ ·s ⁻¹) |
|----------------|--|--|--|
| 1 | 1,0 · 10 ⁻² | 0,2 · 10 ⁻² | 0,25 · 10 ⁻⁴ |
| 2 | 1,0 · 10 ⁻² | 0,4 · 10 ⁻² | 0,50 · 10 ⁻⁴ |
| 3 | 1,0 · 10 ⁻² | 0,8 · 10 ⁻² | 1,00 · 10 ⁻⁴ |
| 4 | 2,0 · 10 ⁻² | 0,8 · 10 ⁻² | 4,02 · 10 ⁻⁴ |
| 5 | 3,0 · 10 ⁻² | 0,8 · 10 ⁻² | 9,05 · 10 ⁻⁴ |

Determinar:

- los órdenes de reacción parcial y total,
- la constante de velocidad,
- la velocidad cuando [A₀] = 0,04 M y [B₀] = 0,05 M.

R: Comparando el experimento 1 y el 2 vemos que al duplicar [B] manteniendo constante [A], se duplica “v” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto a B.

Comparando el experimento 3 y el 4 vemos que al duplicar [A] manteniendo constante [B], se cuadruplica “v” lo que lleva a deducir que la reacción es de segundo orden con respecto a A.

La ecuación de velocidad será: $v = k \cdot [A]^2 \cdot [B]$, es decir, su orden de reacción total será “3”.

$$k = 125 \text{ mol}^{-2} \text{ L}^2 \text{ s}^{-1} \dots v = 1.0 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$$

11 Los datos de la tabla siguiente corresponden a la reacción:

$\text{CO (g)} + \text{NO}_2 \text{ (g)} \rightarrow \text{CO}_2 \text{ (g)} + \text{NO (g)}$ en donde se observa el modo en que varía la velocidad en función de la diferentes concentraciones iniciales de reactivos

| Nº Experiencia | [CO] ₀ (M) | [NO ₂] ₀ (M) | v ₀ (mol/l·h) |
|----------------|------------------------|-------------------------------------|--------------------------|
| 1 | 3 · 10 ⁻⁴ | 0,4 · 10 ⁻⁴ | 2,28 · 10 ⁻⁸ |
| 2 | 3 · 10 ⁻⁴ | 0,8 · 10 ⁻⁴ | 4,56 · 10 ⁻⁸ |
| 3 | 3 · 10 ⁻⁴ | 0,2 · 10 ⁻⁴ | 1,14 · 10 ⁻⁸ |
| 4 | 6 · 10 ⁻⁴ | 0,4 · 10 ⁻⁴ | 4,56 · 10 ⁻⁸ |
| 5 | 1,8 · 10 ⁻³ | 0,4 · 10 ⁻⁴ | 13,68 · 10 ⁻⁸ |

Determinar:

- el orden de reacción,
- la constante de velocidad,
- la velocidad cuando [CO]₀ = 0,01 M y [NO₂]₀ = 0,02 M.

R: Comparando el experimento 1 y el 2 vemos que al duplicar [NO₂] manteniendo constante [CO], se duplica “v” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto al NO₂.

Comparando el experimento 1 y el 4 vemos que al duplicar [CO] manteniendo constante [NO₂], se duplica “v” lo que lleva a deducir que la reacción es de primer orden con respecto al CO.

La ecuación de velocidad será: $v = k \cdot [CO] \cdot [NO_2]$, es decir, su orden de reacción total será “2”. $k = 1.9 \text{ mol}^{-1} \text{ L s}^{-1} \dots v = 3.8 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1} \text{ s}^{-1}$

12 Cuando se adiciona un catalizador a un sistema reaccionante, decir razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes propuestas, corrigiendo las falsas. a) La variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica y por lo tanto es más rápida. b) La variación de la energía libre de Gibbs se hace más negativa y en consecuencia aumenta la velocidad. c) Hace disminuir la energía de activación del proceso y así aumenta la velocidad del mismo.

R: La presencia de un catalizador en una reacción química afecta solamente a su velocidad al modificar la energía de activación, si la disminuye, la reacción es más rápida pero si la aumenta, la reacción catalizada es más lenta; no afectando a ninguna otra de las variables termodinámicas de la reacción, por lo que las afirmaciones dadas son:

- Es falsa,
- Es falsa;
- Es cierta

13 Para una reacción dada: $aA + bB \rightarrow cC$, explique como influye la presencia de un catalizador:

- En el mecanismo de la reacción;

- b) En la cantidad de productos obtenida;
- c) En la velocidad de reacción,
- d) En la modificación del estado de equilibrio.

RESOLUCIÓN

R: Los catalizadores son sustancia ajena a la reacción que intervienen en ella modificando la energía de activación de la misma, con lo cual se modificará su velocidad, ya que forman compuestos intermedios con los reactivos los cuales se descomponen para regenerar el catalizador, pero por sí solos no modifican para nada el estado de equilibrio. Por tanto:

- A) Intervienen en el mecanismo de la reacción al formar compuestos intermedios que se descomponen antes de finalizar la reacción regenerando el catalizador.
- B) No influyen en la cantidad de productos obtenida, la cual depende de la estequiometría de la reacción y del estado de equilibrio.
- C) Modifican la velocidad de reacción ya que varían la energía de activación. Si la disminuyen, la reacción se produce con más facilidad, por lo que la velocidad de reacción aumenta, aunque en ocasiones se utilizan para frenar algunas reacciones perjudiciales; en estos casos el compuesto intermedio que forma el catalizador tiene una energía de activación más alta, por lo que la reacción se producirá con más dificultad, siendo, por lo tanto, más lenta.
- D) Al no intervenir en la reacción ya que se recupera al final de la misma, no es ni un reactivo ni un producto, no apareciendo por tanto en la expresión de la constante de equilibrio ya que no influye para nada en él.

14 Explique, razonadamente, la influencia existente entre la velocidad de reacción y los factores siguientes:

- a) Presencia de catalizadores.
- b) Variación de la concentración de los reactivos.
- c) Variación de la temperatura.

R: Entre los factores que influyen sobre la velocidad de reacción están:

Presencia de los catalizadores: Existen sustancias cuya presencia en una reacción, incluso cuando actúan en cantidades muy pequeñas, modifican sensiblemente la velocidad de la misma. Gracias a ellas, por ejemplo, se consiguió la rentabilidad, desde una óptica industrial, de muchos procesos que debido a su lentitud y bajo rendimiento no eran rentables.

Tales sustancias se denominan catalizadores (nombre dado por Berzelius), y la acción que ejercen, catálisis (palabra que deriva del griego con el significado de descomponer o soltar).

Catalizadores son aquellas sustancias ajenas a una reacción cuya presencia modifica la velocidad de la misma sin que ellas experimenten alteración permanente alguna. La catálisis es positiva si aumenta la velocidad de reacción, y negativa en caso contrario.

Los catalizadores presentan las siguientes características:

- Su composición química no se altera en las reacciones en las que intervienen.
- Pequeñas cantidades de catalizador son suficientes para producir la transformación de grandes cantidades de reactivos.
- Los catalizadores no son capaces de provocar reacciones que sin ellos no hubieran tenido lugar.

Su «papel» se reduce a modificar la velocidad de la reacción.

Antiguamente se sospechaba que la acción de un catalizador se limitaba a que con su sola presencia se rebajaba la energía de activación precisa para la formación del complejo activado.

Actualmente el fenómeno se interpreta suponiendo que el catalizador toma parte activa en la reacción, originándose un complejo activado distinto, más lábil y menos energético, que el que se formaría si no existiera el catalizador.

La variación de entalpía (ΔH) experimentada en la reacción es la misma tanto si ésta está catalizada o no, al igual que le sucede a ΔG , o función de Gibbs, puesto que el catalizador, al permanecer inalterado antes y después del proceso, no puede comunicar o sustraer energía al sistema ya que tanto la entalpía como la energía libre de Gibbs son funciones de estado, sus variaciones dependen solamente de los estados inicial (reactivos) y final (productos), no del camino recorrido: $\Delta G_{\text{reacción}} = \Delta G_{\text{productos}} - \Delta G_{\text{reactivos}}$
 $\Delta H_{\text{reacción}} = \Delta H_{\text{productos}} - \Delta H_{\text{reactivos}}$

Por tanto: Si la reacción es espontánea ($\Delta G < 0$), lo será con catalizador o sin él. Si el proceso no es espontáneo ($\Delta G > 0$), el catalizador no puede convertirlo en espontáneo. Y si

el sistema estuviera en equilibrio ($\Delta G = 0$) la presencia del catalizador no modifica el equilibrio del proceso.

En resumen: El mecanismo de la reacción, la energía de activación y la constitución del complejo activado son distintos según que el proceso se efectúe con catalizador o sin él; pero las sustancias iniciales (reactivos) y finales (productos) son siempre los mismos, tanto si la reacción está catalizada como si no lo está.

Variación de la concentración de los reactivos. Cuanto mayor sea ésta, mayor será el número de moléculas reaccionantes por unidad de volumen y, en consecuencia, aumentará el número de choques eficaces entre ellas y la velocidad de reacción será mayor.

Variación de la temperatura. Un aumento de temperatura supone una mayor energía de las moléculas reaccionantes pues aumenta su energía cinética por lo que se moverán a mayor de velocidad, lo que trae, como consecuencia, un aumento en el número de colisiones intermoleculares y, por tanto, una mayor velocidad de reacción.

En general, se admite que, hasta cierto límite, la velocidad de reacción se duplica por cada 10°C de aumento de temperatura. Una vez alcanzado ese límite todo exceso de temperatura suele ser perjudicial porque normalmente se produce la descomposición de los productos de reacción.

15 En la reacción $A \rightarrow B$ se ha hallado experimentalmente que, para una concentración inicial de A de 0,02, 0,03 y 0,05 moles/L, la velocidad de reacción resultó ser $4,8 \cdot 10^{-6}$; $1,08 \cdot 10^{-5}$; $3,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol.L}^{-1}\text{s}^{-1}$, respectivamente. Calcule el orden de esa reacción.

R: La ecuación de velocidad referida al reactivo A viene dada por la expresión $V = k \cdot [A]^n$; donde V es velocidad de reacción, k es la constante de velocidad, [A] es la concentración inicial del reactivo A y n es el orden de reacción.

En los tres casos dados, la constante de velocidad ha de tener el mismo valor, por lo que vamos a calcular este valor suponiendo que la reacción es de orden 1, 2, 3, etc. hasta encontrar uno que nos dé el mismo valor para la constante.

El valor de esta constante, despejado de la anterior ecuación de velocidad es: $k = \frac{v}{[A]^n}$

| Concentración inicial [A] | Velocidad de reacción v | Constante de velocidad: k | | |
|------------------------------|----------------------------|------------------------------|--------------------------------|--------------------------------|
| | | Orden 1: $k = \frac{V}{[A]}$ | Orden 2: $k = \frac{V}{[A]^2}$ | Orden 3: $k = \frac{V}{[A]^3}$ |
| 0,02 | $4,8 \cdot 10^{-6}$ | $2,4 \cdot 10^{-4}$ | 0,012 | 0,6 |
| 0,03 | $1,08 \cdot 10^{-5}$ | $3,6 \cdot 10^{-4}$ | 0,012 | 0,4 |
| 0,05 | $3,0 \cdot 10^{-5}$ | $6,0 \cdot 10^{-4}$ | 0,012 | 0,24 |

Donde, como podemos comprobar, la constante de velocidad tiene el mismo valor cuando se trata de una reacción de orden 2, siendo su ecuación de velocidad: $V = k[A]^2$

VIDEOS

Realizar un resumen de cada uno de los videos Youtube

- 1 [Cinética química](#)
- 2 [Cinética química 1](#)
- 3 [Ecuación de la velocidad](#)
- 4 [Velocidad de reacción](#)
- 5 [Leyes de la velocidad](#)
- 6 [Factores que afectan la velocidad de reacción](#)
- 7 [Solución de problemas con ecuación de Arrhenius](#)

TEST

- 1 Preguntas test de cinética [química](#)
- 2 Test sobre [cinética](#)
- 3 Test de cinética [1](#), [2](#), [3](#)
- 4 Test interactivo de cinética [química](#)

BIBLIOGRAFÍA

[http://ocw.upm.es/apoyo-para-la-preparacion-de-los-estudios-de-ingenieria-y-arquitectura/quimica-preparacion-para-la-universidad/contenidos/Material de clase/Tema5/TEMA 5 Probelmas Cinetica Quimica.pdf](http://ocw.upm.es/apoyo-para-la-preparacion-de-los-estudios-de-ingenieria-y-arquitectura/quimica-preparacion-para-la-universidad/contenidos/Material%20de%20clase/Tema5/TEMA%205%20Probelmas%20Cinetica%20Quimica.pdf)

<http://www.matematicasfisicaquimica.com/fisica-quimica-bachillerato/45-quimica-2o-bachillerato/605-ejercicios-resueltos-cinetica-quimica-ecuacion-velocidad.html>

<http://usuarios.multimania.es/bergidumflavium/UNED/QUIMICA-UNED-PONFERRADA/APUNTES/CINETICA/CINETICA-RESUELTOS.pdf>