

Universidad Nacional Autónoma de México

Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades

Plantel Azcapotzalco

Desarrollo del tema con fines didácticos: Orden de reacción

César Robles Haro

México, 2020

Tabla de contenido

Presentación.....	3
Desarrollo	3
El concepto del equilibrio químico	4
La rapidez de reacción y el orden de reacción	5
Ejemplos de determinación del orden de reacción	7
El análisis dimensional	9
Aparato Crítico	9
Instrumentación didáctica	10
Conclusiones	15
Comentarios sobre la aplicación del material.....	15
Bibliografía	16

Presentación

Las olimpiadas del conocimiento son a la vez que una oportunidad para encaminar las vocaciones de los estudiantes en los niveles básicos de la escolaridad, una forma de prepararlos mejor en los contenidos disciplinares. Durante su preparación, los jóvenes aumentan y mejoran la cantidad y calidad de sus conocimientos, y a la par, aumenta el sentido de pertenencia y el orgullo hacia sus instituciones. Para que se tenga éxito, sin embargo, es necesario el acompañamiento de los docentes para abordar los temas mas complicados, o bien aquellos temas que no se muestran en los programas de estudios, que, en el caso del Colegio, pretenden mas la formación científica básica (en especial en el área de Ciencias Experimentales) y que son examinados en las pruebas de las Olimpiadas.

A menudo, se asume que la preparación de los alumnos, al tener una motivación intrínseca, debe recaer en sus propios esfuerzos y méritos; sin embargo, esta motivación choca con la poca disponibilidad de materiales apropiados tanto en el lenguaje como en el nivel que es accesible dada su preparación. En este sentido, diseñar materiales que les permitan avanzar de forma autónoma y precisar sus dudas en las sesiones de asesorías se hace imprescindible.

El material que se propone para el tema orden de reacción esta orientado precisamente a darles a los estudiantes herramientas para aprender y generar dudas en un contenido clave de la disciplina, que les permitirá profundizar en otros como el equilibrio químico, los factores que lo afectan, las expresiones del equilibrio con base en la ley de acción de masas, y la determinación y resolución de ejercicios numéricos con aplicaciones importantes como los equilibrios heterogéneos y de ácidos y bases. En su desarrollo se considera el concepto de orden de reacción, la clasificación de las reacciones según el orden que tengan. El orden parcial y global de una reacción y los ejercicios necesarios para profundizar en dominio de los conceptos.

Sea pues este material una herramienta para los alumnos que pretenden participar en las olimpiadas, pero también para aquellos que aun sin participar desean profundizar en estos asuntos de la química.

Desarrollo

El concepto de orden de reacción está ligado al de velocidad de las reacciones químicas. A menudo es un tema oscuro en el bachillerato y se deja para los cursos de licenciatura pues involucra un nivel de complejidad elevado, no tanto por la comprensión de los conceptos químicos involucrados (la velocidad de reacción puede tratarse como una analogía al concepto físico de velocidad de un móvil),

aunque es más apropiado considerar el término rapidez, y puntualizar la conversión de reactivos a productos en unidades químicas por unidad de tiempo. La complejidad recae precisamente en el aspecto más escabroso de las ciencias: la matematización del conocimiento. La solución de problemas relacionados con el orden de la reacción requiere tanto razonamiento algebraico como la comprensión de las propiedades de los logaritmos por citar dos de las más importantes.

El orden de reacción está ligado a la estequiometría de las reacciones químicas, de forma que los coeficientes pueden dar indicios del orden de las reacciones químicas, el vínculo del orden con la velocidad de las reacciones viene de la mano con los estudios cinéticos de un sistema químico, la determinación de las constantes de velocidad y con el estudio del equilibrio químico. En este, se asume que las velocidades de las reacciones (directa e inversa) son iguales. Esto da lugar a la constante de equilibrio.

El concepto del equilibrio químico

Durante buena parte del estudio de las reacciones químicas el énfasis de estas estaba en las características de los productos, de los reactivos y en las medidas de las transformaciones. La sistematización de la química, con mediciones muy precisas inicio con los trabajos de Lavoisier, quien diseñó él mismo buena parte de los instrumentos que utilizó en sus experimentos.



Los trabajos de Lavoisier y su esposa sentaron las bases para que la química fuera una ciencia por derecho propio al establecer las bases de su metodología.

Con el uso de dispositivos para medir con precisión y las mejoras en las técnicas para cuantificar los reactivos y los productos, se hizo patente una pregunta: ¿qué tan rápido ocurre una reacción química? A esta parte de la química se le conoce como cinética química.

La rapidez de reacción y el orden de reacción

Las reacciones químicas ocurren por colisiones o choques entre partículas de reactivos, estos choques requieren cumplir algunas condiciones, que la colisión sea efectiva, esto quiere decir que la posición de los átomos o de grupos de átomos que chocan lo hagan en la posición correcta para que se formen nuevos enlaces, que tengan la energía suficiente, pues si son muy lentas chocaran pero no tendrán la oportunidad de formar uniones nuevas, o si chocan muy fuerte, entonces rebotaran sin oportunidad de formar nuevos enlaces.

Además, debe haber una concentración (mol/L) tal de reactivo que las partículas puedan encontrarse de forma frecuente, si es así las probabilidades de un choque eficiente son mayores, lo que hace más viable una reacción química. Que tan rápido decae la concentración de los reactivos al transcurrir una reacción química se conoce como rapidez de reacción, habitualmente se puede expresar como una ecuación de rapidez de reacción que se escribe de la siguiente forma:

$$R_A = - \frac{d[A]}{dt}$$

Esta es la forma diferencial de la ecuación de velocidad, lo único complicado en este momento son dos cosas: lo que se expresa en el cociente es el cambio en la concentración del reactivo "A" a medida que pasa el tiempo, y el signo negativo indica que la concentración ira disminuyendo, lo que tiene sentido considerando que la concentración de un reactivo tiende a disminuir.

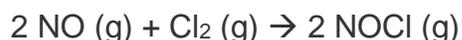
Hay una forma mas trabajable de la velocidad de reacción, esto es, se puede considerar para ciertas condiciones lo siguiente:

$$R_A = \alpha [A]^n$$

De nuevo, no hay porque espantarse, la alfa (a) se lee como "proporcional", entonces la velocidad de la reacción es directamente proporcional respecto a un

valor de la potencia n respecto a la concentración de A. n se conoce como **orden de reacción**. A veces el orden de reacción solo depende de uno de los reactivos, pero en otras ocasiones la interacción de los reactivos puede definir si la reacción es más rápida. Por otra parte, n puede ser entero o fraccionario, y algunas veces puede coincidir con el coeficiente estequiométrico.

Por ejemplo, para la siguiente reacción:



La ecuación de velocidad para esta reacción puede expresarse como lo que sigue:

$$R_A \propto [\text{NO}]^n [\text{Cl}_2]^m$$

Esta reacción tiene orden “ n ” con respecto al óxido de nitrógeno (II) y orden “ m ” con respecto al cloro. Estos exponentes deben determinarse de acuerdo con alguna técnica experimental. Una aproximación que puede usarse con reserva es suponer que el orden de reacción está relacionado con el coeficiente estequiométrico de la ecuación. Si consideramos eso, la ecuación de velocidad nos queda:

$$R_A \propto [\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]^1$$

Por otra parte, la proporcionalidad puede resultar en una igualdad si se utiliza un valor constante, de esta forma:

$$R_A = K[\text{NO}]^2 [\text{Cl}_2]^1$$

Donde K es la constante de la ecuación de velocidad. Si hacemos un análisis de esta expresión, podemos identificar lo siguiente:

El orden de reacción respecto al óxido de nitrógeno (II) es 2

El orden de reacción respecto al cloro es 1.

Puede decirse que el orden total de reacción considera ambos exponentes, y para este caso, el orden de la reacción es 2 (del NO) y 1 (del Cl₂), que en total es 3. Es necesario recalcar que usar los coeficientes estequiométricos es una aproximación que puede usarse en tanto no se tenga más información del sistema; lo correcto es obtener el orden de reacción por medios experimentales. Cuando los exponentes de la expresión de la velocidad de reacción coinciden con los coeficientes estequiométricos se dice que la reacción es elemental.

Ejemplos de determinación del orden de reacción

Con base en los siguientes datos determine el orden de velocidad de reacción respecto de cada reactivo, el orden total de la reacción y la constante de velocidad.

Experimento	[A]mol/L	[B] mol/L	Velocidad mol/(L.s)
1	0.2	0.2	8×10^{-3}
2	0.6	0.2	24×10^{-3}
3	0.2	0.4	32×10^{-3}

Solución:

Lo primero a tener en cuenta es la expresión general de la velocidad de reacción:

$$R = K[A]^m[B]^n$$

Lo siguiente será seleccionar los datos para poder resolver este problema, algunas cosas a tomar en cuenta:

Paso 1: Elegir siempre un valor que sea constante para alguno de los reactivos.

Paso 2: Hay que considerar que haya alguna forma de relacionar las velocidades de mayor a menor.

Tomando en cuenta lo anterior, podemos elegir los experimentos 1 y 3, pues en ellos la concentración de A es la misma y además la velocidad de 3 es mayor que la de 1. Podemos escribir las expresiones de velocidad de la siguiente forma:

$$R = K[A]^m[B]^n$$

Sustituyendo los datos de 3 y de 1

$$32 \times 10^{-3} = K[0.2]^m[0.4]^n \quad (3)$$

$$8 \times 10^{-3} = K[0.2]^m[0.2]^n \quad (1)$$

Lo siguiente que podemos hacer es dividir ambas expresiones entre sí, la mayor entre la menor. Entonces queda:

$$\frac{32 \times 10^{-3} = K[0.2]^m[0.4]^n}{8 \times 10^{-3} = K[0.2]^m[0.2]^n}$$

Una pequeña inspección matemática permite reconocer que la constante, la concentración de A y su exponente se reducen a la unidad, lo mismo que la expresión de las potencias de las velocidades, por lo que se simplifica a:

$$\frac{32 = [0.4]^n}{8 = [0.2]^n}$$

Si resolvemos para esta expresión nos queda:

$$4 = 2^n$$

Desarrollando 4 como potencia

$$2^2 = 2^n$$

Y por identidad queda que $n=2$, entonces el orden de la reacción con respecto B es 2

Para determinar el orden de la reacción respecto a A se sigue el mismo procedimiento, pero ahora vamos a buscar donde B sea igual, esto es, en los experimentos 1 y 2. La expresión para 1 ya la conocemos:

$$8 \times 10^{-3} = K[0.2]^m [0.2]^n \quad (1)$$

Para 2

$$24 \times 10^{-3} = K[0.6]^m [0.2]^n \quad (2)$$

Dividimos (2) entre (1) como en el caso anterior

$$\frac{24 \times 10^{-3} = K[0.6]^m [0.2]^n}{8 \times 10^{-3} = K[0.2]^m [0.2]^n}$$

Ahora, las potencias de la velocidad, la constante, y [B] se resuelven a 1, con lo que queda:

$$\frac{24 = K[0.6]^m}{8 = K[0.2]^m}$$

Resolviendo el cociente nos queda:

$$3 = 3^m$$

Por ello, $m=1$, entonces, el orden de reacción es 1. La ecuación de velocidad queda ahora:

$$R = K[A]^1[B]^2$$

Puede decirse que el orden parcial de la velocidad de la reacción es de 1 con respecto a A y de 2 con respecto a B, el orden global de la reacción es la suma de las potencias, entonces el orden de la reacción es $1+2=3$

Para determinar la constante de velocidad, podemos tomar cualquiera de los experimentos, por ejemplo, el experimento 1.

$$R = K[A]^m[B]^n$$

Utilizando la información de la tabla:

$$8 \times 10^{-3} = K[0.2]^1[0.2]^2$$

Despejando K

$$K = \frac{8 \times 10^{-3}}{0.2^1[0.2]^2}$$

Resolviendo

$$K = \frac{8 \times 10^{-3}}{0.2(0.04)} = \frac{8 \times 10^{-3}}{8 \times 10^{-3}} = 1$$

El análisis dimensional

Siempre es conveniente hacer el análisis de las unidades (análisis dimensional) ANTES DE RESOLVER EL EJERCICIO, pues si las unidades están bien desarrolladas es muy probable que el resultado que se obtenga sea correcto. Pero si no se hace el análisis antes debe hacerse después de forma que comprobemos si hemos hecho bien el procedimiento.

Las unidades de la constante serán:

$$K = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol} \cdot \text{mol}^2}{\text{L} \cdot \text{L}^2}} = \frac{\frac{\text{mol}}{\text{L} \cdot \text{s}}}{\frac{\text{mol}^3}{\text{L}^3}} = \frac{\text{L}^3 \cdot \text{mol}}{\text{mol}^3 \cdot \text{L} \cdot \text{s}} = \frac{\text{L}^2}{\text{mol}^2 \cdot \text{s}}$$

Aparato Crítico

Los materiales que permitirían al alumno profundizar en el tema son los siguientes, hay en ellos materiales de consulta, videos que pueden servir como tutoriales, y también para servir de guía y profundizar se presentan textos de química general. Conviene que el alumno y el docente inicien con estos, para ir estableciendo el

lenguaje de la disciplina y la comprensión de los textos con este tipo de ejercicios. Posteriormente recurrir a los recursos de la Internet para puntualizar la información de manera que el estudiante se enfoque específicamente en los temas a tratar y por último los videos que sirven como tutoriales, pues estos pueden ayudar al alumno a validar sus estrategias de solución de problemas en ausencia de su asesor, previo o después de sus reuniones:

Castro, S. (2017) Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02b Profesor10demate. 4 de mayo de 2017 <https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok>

Castro, S. (2017). Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02ª. Profesor10demate. 24 de abril de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ

Chamizo, J. A. y Garritz (2001). Tú y la química. Pearson. México

Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México

Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.

Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020) Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad - hiru.. Recuperado el 27 September 2020, from <https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad>

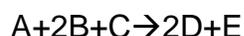
Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.

Instrumentación didáctica

Ejemplo

A veces los ejercicios de equilibrio se plantean no en forma de sustancias formales, sino solo con su forma matemática; esto no significa que no puedan resolverse, aquí les mostramos un ejemplo:

Dada la ecuación



Y los siguientes datos

Experimento	[A] ₀ mol/L	[B] ₀ mol/L	[C] ₀ mol/L	R (mol/s)
1	1.2	1.2	1	R ₁
2	0.6	1.2	1	R ₂ =R ₁ /2
3	0.6	0.6	1	R ₃ =R ₂ /4
4	1.2	1.2	0.5	R ₄ =16R ₃
5	0.6	0.6	0.5	R ₅

Determine

- a) El orden parcial de reacción de cada reactivo
- b) El orden total de la reacción
- c) Si la reacción es elemental o no
- d) La velocidad del experimento 5 comparado con 1

Solución

Seguimos el procedimiento descrito antes, la ecuación de rapidez para este caso sería:

$$R = K[A]^m[B]^n[C]^o$$

Los corchetes expresan la concentración molar de las especies de reactivos y m, n y o representan el orden de reacción para cada reactivo.

Paso 1 elegimos nuestros datos donde una de las especies tenga la misma concentración inicial; si revisamos la tabla anterior, pueden ser los experimentos 1 y 2, las ecuaciones de rapidez quedan como sigue:

$$R_1 = Kx1.2^m x 1.2^n x 1^o$$

$$R_2 = Kx0.6^m x 1.2^n x 1^o$$

Pero $R_2=R_1/2$; si sustituimos este valor en la ecuación de rapidez 2 nos queda:

$$\frac{R_1}{2} = Kx0.6^m x 1.2^n x 1^o$$

Paso 2, hacemos una relación entre la proporción de las dos ecuaciones, podemos hacer la división en cualquier orden, en este caso nos conviene hacer la división de 1 entre 2 (la rapidez 2 es la mitad que la rapidez 1; nótese que se omite K pues al ser constante e igual en ambas expresiones podemos simplificarla desde un principio.

$$\frac{R_1}{\frac{R_1}{2}} = \frac{1.2^m x 1.2^n x 1^o}{0.6^m x 1.2^n x 1^o}$$

Paso 3, resolvemos la división, por inspección podemos ver que los factores relacionados con B y con C se hacen la unidad, la división del factor de A resulta en 2 (1.6 entre 0.6) y el cociente de la rapidez resulta en 2, lo que permite escribir lo siguiente:

$$2 = 2^m$$

Por identidad, $m=1$, ojo m es una potencia, no es una división en la que se despeje a m, cuando decimos por identidad recordamos que ambos miembros de la ecuación tienen una potencia, en el caso de la rapidez, para que se cumpla la igualdad debe ser 1.

$$2^1 = 2^m$$

El orden de reacción para A es 1.

Repetimos el paso 2. Necesitamos el orden de reacción para B y C, entonces ahora podemos elegir cualquier otro experimento, podemos elegir por lo pronto el experimento 3. La ecuación de rapidez es la siguiente:

$$R_3 = Kx0.6^m x 0.6^n x 1^o$$

Si revisamos los datos, la rapidez ahora es $R_2/4$; nos conviene elegir el experimento 2, por varias razones, la primera las concentraciones de A y C son iguales, lo que nos hace más fácil el cálculo, la segunda es que las rapidezces están relacionadas entre sí (son factores de R_2), primero reescribimos R_3 :

$$\frac{R_2}{4} = Kx0.6^m x 0.6^n x 1^o$$

Pero a su vez R_2 es factor de R_1 (recordemos la situación anterior), por lo que debemos de poner a 3 en los mismos términos (realmente no conocemos R_2 , pero sabemos como se relaciona con el experimento 1)

$$\frac{R_1}{2} = Kx0.6^m x 0.6^n x 1^o$$

Si resolvemos el cociente de la rapidez nos queda:

$$\frac{R_1}{8} = Kx0.6^m x 0.6^n x 1^o$$

Nuestra Ecuación de Velocidad 2 ya en términos de R_1 nos queda:

$$\frac{R_1}{2} = Kx0.6^m x 1.2^n x 1^o$$

Hacemos la relación entre velocidades eligiendo la mayor como dividendo, y la menor como divisor, esto resulta en lo siguiente; de nuevo simplificamos antes la constante de rapidez:

$$\frac{\frac{R_1}{2}}{\frac{R_1}{8}} = \frac{0.6^m x 1.2^n x 1^o}{0.6^m x 0.6^n x 1^o}$$

Resolviendo el cociente y simplificando los términos semejantes:

$$4 = \frac{1.2^n}{0.6^n}$$

El cociente del factor B resulta en 2. Expresando en términos de potencias la expresión nos queda:

$$4 = 2^n$$

Al poner a 4 como potencia queda:

$$2^2 = 2^n$$

Por identidad el orden de reacción de B corresponde con 2.

Para determinar el orden de reacción de A elegimos el experimento 1 y el 4, en estos experimentos solo cambia la concentración de C, y ambas rapidezces pueden relacionarse entre si como lo vimos en los casos anteriores:

Nuestra ecuación de rapidez para el experimento 4 es la siguiente:

$$R_4 = Kx1.2^m x 1.2^n x 0.5^o$$

Pero $R_4=16R_3$; $R_3=R_2/4$; y $R_2=R_1/2$ (un bonito songoro le dio a corosongo para quienes hayan escuchado a la sonora matancera :D); ya sabíamos que $R_3=R_1/8$; entonces haciendo las sustituciones convenientes queda:

$R_4=2R_1$ la rapidez para 4 se expresa entonces como:

$$2R_1 = Kx1.2^m x 1.2^n x 0.5^o$$

Dividimos la rapidez del experimento 1 entre la del experimento 4 (de otra forma el orden de reacción de C nos quedaría en el denominador:

$$\frac{R_1}{2R_1} = \frac{Kx1.2^m x 1.2^n x 1^o}{Kx1.2^m x 1.2^n x 0.5^o}$$

Resolviendo y simplificando nos queda:

$$\frac{1}{2} = 2^o$$

La solución de la potencia no es tan sencilla, recurrimos para este caso a las leyes de los logaritmos:

$$\log\left(\frac{1}{2}\right) = \log 2^o$$

El logaritmo de un cociente se expresa como la resta de sus logaritmos, en el caso del logaritmo de una potencia, este es la multiplicación de la potencia por el logaritmo de la base. Aplicando estas leyes:

$$\log(1) - \log(2) = o \cdot \log(2)$$

$$\frac{\log(1) - \log(2)}{\log(2)} = o$$

El logaritmo de 1 es cero, por lo que la expresión queda:

$$0 + \frac{-\log(2)}{\log(2)} = o$$

y por algebra sencilla, o es igual a -1

Entonces se tiene los siguientes órdenes de reacción:

Para A=1

Para B=2

Para C=-1

El orden general de la reacción es 2, la ecuación es no elemental si consideramos que el coeficiente de C (que vale 1) no coincide con el orden de reacción para C (este es de -1)

Ahora, solo como colofón, si se desea conocer la ecuación de velocidad para el experimento 5 en término de R1 solo hay que hacer la división correspondiente:

0.6 0.6 0.5

$$R_5 = Kx0.6^m x 0.6^n x 0.5^o$$

$$R_1 = Kx1.2^m x 1.2^n x 1^o$$

Dividiendo 5 en 1

$$\frac{R_5}{R_1} = \frac{Kx0.6^m x 0.6^n x 0.5^o}{Kx1.2^m x 1.2^n x 1^o}$$

Sustituyendo los órdenes de reacción y simplificando K

$$\frac{R_5}{R_1} = 0.5^1 x 0.5^2 x 0.5^{-1}$$

Simplificando términos y dejando en función de R1 (despejando a R1):

$$R_5 = R_1 x 0.25: R_5 = \frac{R_1}{4}$$

Conclusiones

A lo largo de este material se ha tratado el concepto del orden de la reacción y su vínculo con la estequiometría, la clasificación de las reacciones según el orden parcial y global de las mismas, y se han detallado algunos elementos para la solución de problemas en los que se desarrollen estos conceptos. El material, sin embargo, no sustituye la mirada experta del docente, su guía en la interpretación de los conceptos y el apoyo en la construcción y consolidación de algoritmos de solución es indispensable. Por ello, el trabajo con este material debe ser en conjunto con sus asesorados.

Comentarios sobre la aplicación del material

Inicio

Conviene que se realicen ejercicios de manejo algebraico de expresiones, en particular el desarrollo de términos con potencias, uso y reglas de los logaritmos y comprensión lectora. Esto es particularmente importante por el tipo de conceptos que se tratan, la estructuración de estrategias de solución y el desarrollo de estas. El docente puede detectar donde se presentan problemas y buscar reforzar la comprensión y uso de los lenguajes, tanto el matemático como el disciplinar. Para ello pueden hacerse ejercicios de lectura en las que los participantes vayan indicando las relaciones matemáticas que se deducen de la lectura del texto, escribir la información relevante de la superflua y utilizar la notación simbólica acorde con los contenidos disciplinares.

Desarrollo

Plantear primero uno de los ejercicios, de forma que el estudiante vaya desarrollando la comprensión y el buen juicio al interpretar los términos en los que se estructuran. Identificar los elementos comunes (en este caso el desarrollo de relaciones entre las expresiones de velocidad, la constancia de concentraciones de alguno de los reactivos y la simplificación de términos semejantes. Hay que recalcar que puesto que muchas expresiones tienen términos exponenciales su solución no se realiza con elementos básicos de la aritmética o del álgebra, sino que es necesario para su solución usar las reglas de los logaritmos.

Cierre

Proponer a los estudiantes ejercicios cuya solución se conozca de antemano y darle la solución previa al proceso con el ejercicio. Si es posible, tener los pasos intermedios resueltos para que el alumno identifique que tan bien lo va haciendo, o si no es el caso, participe sus dudas y logre reconfigurar su comprensión del tema y afinar sus heurísticas de solución.

Bibliografía

- Benson, S. W. (1998) Cálculos químicos. Limusa Noriega. México, D.F.
- Castro, S. (2017) Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02b Profesor10demate. 4 de mayo de 2017 <https://www.youtube.com/watch?v=aVVDJMNSaok>
- Castro, S. (2017). Cinética química Ecuación de velocidad ejercicios resueltos 02ª. Profesor10demate. 24 de abril de 2017 https://www.youtube.com/watch?v=H_g3XraLRMQ
- Calahorra. J. M. (2020) Ejercicios de Física y Química. Órdenes parciales de reacción y tipos de reacción. Consultada el 10 de septiembre de 2020 desde <https://ejercicios-fyq.com/Ordenes-parciales-de-reaccion-y-tipo-de-reaccion>
- Chamizo, J. A. y Garritz (2001). Tú y la química. Pearson. México
- Chamizo, J. A., Garritz, A. y Vilar, R. (2001) Problemas de Química. Prentice Hall/Pearson. México
- Chang, R. (1999) Química, 6ª ed McGraw-Hill, México.
- Chena, J. M. L. C., Aguilar, I. E. S. (----) "Equilibrio de Solubilidad". Junta de Andalucía. Consultada el 20 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Frey, P. (2009) Problemas de Química y como resolverlos. Patria/CECSA. México
- Generalic, E. (2019) "Constantes del producto de solubilidad." EniG. Tabla periódica de los elementos. KTF-Split, Consultada el 28 de abril de 2019 desde https://www.periodni.com/es/constantes_del_producto_de_solubilidad.html
- Gobierno Vasco. Departamento de educación (2020) Velocidad de reacción. Ecuación de velocidad - hiru.. Retrieved 27 September 2020, from <https://www.hiru.eus/es/quimica/velocidad-de-reaccion-ecuacion-de-velocidad>
- Harris, D.C. (1992) Análisis químico cuantitativo. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.
- Izquierdo, J. F., Cunill, F., Tejero, J., Iborra, M. Fité, C. (2004). Cinética de las Reacciones Químicas. Departament d'Enginyeria Química i Metal·lúrgica. Facultat de Química. Edicions Universitat de Barcelona
- Levenspiel, O. (1974) Ingeniería de las Reacciones Químicas. Reverté
- Reina, M. (----) Tema 4 Equilibrio Químico. Departamento de Física y Química. Junta de Andalucía. Consultada el 26 de abril de 2019 desde http://www.juntadeandalucia.es/averroes/centros-tic/41008970/helvia/sitio/upload/equilibrio_solubilidad.pdf
- Streitwieser, A., y Heathcock, C.H. (1989) Química Orgánica. 3ra edición. McGraw-Hill Interamericana de México, S.A. de C.V.

Summers, D.B. (1983) manual de química. Grupo editorial Iberoamérica, S.A. de C.V. México.