Continue

Reacciones de segundo orden

Una reacción de segundo orden es un tipo de reacción química que depende de las concentraciones de un reactivo de segundo orden o dos reactivos de primer orden. Esta reacción procede a una velocidad proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo, o el producto de las concentraciones de dos reactivos. qué tan rápido se consumen los reactivos se llama velocidad de reacción .esta velocidad de reacción para una reacción química general aa + bb → cc + dd se puede expresar en términos de las concentraciones de los reactivos mediante la ecuación:runatmi=k[una]X[si]ytasa = k [a] x [b] yr a t e = k [a] x [b] yEl orden de una reacción química es la suma de los valores x e y . una reacción de segundo orden es una reacción en la que x + y = 2. esto puede suceder si un reactivo se consume a una velocidad proporcional al cuadrado de la concentración del reactivo (velocidad = k [a] 2) o si ambos reactivos se consumen linealmente a lo largo del tiempo (tasa = k [a] [b]). las unidades de la constante de velocidad, k , de una reacción de segundo orden son m -1 · s -1 . en general, las reacciones de segundo orden toman la forma:2 a → productos o a + b → productos.Esta lista de diez reacciones químicas de segundo orden presenta algunas reacciones que no están equilibradas. Esto se debe a que algunas reacciones son reacciones intermedias de otras reacciones.h + + oh - → h 2 o iones de hidrógeno e iones hidroxi forman agua.2 no 2 → 2 no + o 2 el dióxido de nitrógeno se descompone en monóxido de nitrógeno y una molécula de oxígeno.2 hi → i 2 + h 2 yoduro de hidrógeno se descompone en gas de yodo y gas de hidrógeno .o + o 3 → O 2 + O 2 durante la combustión, átomos de oxígeno y el ozono puede formar moléculas de oxígeno.o 2 + c → o + co otra reacción de combustión, las moléculas de oxígeno reaccionan con el carbono para formar átomos de oxígeno y monóxido de carbono.o 2 + co → o + co 2 esta reacción a menudo sigue a la reacción anterior. Las moléculas de oxígeno reaccionan con el monóxido de carbono para formar dióxido de carbono y átomos de oxígeno.o + h 2 o → 2 oh un producto común de combustión es el agua. Esto, a su vez, puede reaccionar con todos los átomos de oxígeno sueltos producidos en las reacciones anteriores para formar hidróxidos.2 nobr → 2 no + br 2 en la fase gaseosa, el bromuro de nitrosilo se descompone en óxido de nitrógeno y gas de bromo.nh 4 cno → h 2 nconh 2 cianato de amonio en agua se isomeriza en urea.ch 3 cooc 2 h 5 + naoh → ch 3 coona + c 2 h 5 oh en este caso, un ejemplo de la hidrólisis de un éster en presencia de una base, acetato de etilo en presencia de hidróxido de sodio. Continuar Leyendo > 0 calificaciones0% encontró este documento útil (0 votos)294 vistasEl documento describe las reacciones químicas de segundo orden. Explica que la velocidad de reacción depende del cuadrado de la concentración del reactivo. También muestra cómo graficar 1/c ...Descripción mejorada con IAGuardarGuardar Reacciones de Segundo Orden para más tarde0%0% encontró este documento útil, undefined Una reacción de segundo orden es un tipo de reacción química que depende de las concentraciones de un reactivo de segundo orden o dos reactivos de primer orden. Esta reacción procede a una velocidad proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo, o el producto de las concentraciones de dos reactivos. La rapidez con la que se consumen los reactivos se denomina velocidad de reacción . Esta velocidad de reacción para una reacción química general aA + bB → cC + dD se puede expresar en términos de las concentraciones de los reactivos mediante la ecuación: r a t mi = k [A] X [B] y tasa = k[A]x[B]y r un t mi = k [UN] X [segundo] y Aquí, k es una constante; [A] y [B] son las concentraciones de los reactivos ; yxey son los órdenes de las reacciones determinados por experimentación y no deben confundirse con los coeficientes estequiométricos ayb . El orden de una reacción química es la suma de los valores x e y . Una reacción de segundo orden es una reacción en la que x + y = 2. Esto puede ocurrir si un reactivo se consume a una velocidad proporcional al cuadrado de la concentración del reactivo (tasa = k[A] 2) o si ambos reactivos se consumen linealmente a lo largo del tiempo. (tasa = k[A][B]). Las unidades de la constante de velocidad, k , de una reacción de segundo orden son M -1 ·s -1 . En general, las reacciones de segundo orden toman la forma: 2 A → productos o A + B → productos. Esta lista de diez reacciones químicas de segundo orden presenta algunas reacciones que no están balanceadas. Esto se debe a que algunas reacciones son reacciones intermedias de otras reacciones. H ++ OH - → H 2 O Los iones de hidrógeno y los iones hidroxi forman agua. 2 NO 2 → 2 NO + O 2 El dióxido de nitrógeno se descompone en monóxido de nitrógeno y una molécula de oxígeno. 2 HI → I 2 + H 2 El yoduro de hidrógeno se descompone en yodo gaseoso e hidrógeno gaseoso . O + O 3 → O 2 + O 2 Durante la combustión, los átomos de oxígeno y el ozono pueden formar moléculas de oxígeno. O 2 + C → O + CO Otra reacción de combustión, las moléculas de oxígeno reaccionan con el carbono para formar átomos de oxígeno y monóxido de carbono. O 2 + CO → O + CO 2 Esta reacción a menudo sigue a la reacción anterior. Las moléculas de oxígeno reaccionan con el monóxido de carbono para formar átomos de oxígeno y dióxido de carbono. O + H 2 O → 2 OH Un producto común de la combustión es el agua. Este, a su vez, puede reaccionar con todos los átomos de oxígeno sueltos producidos en las reacciones anteriores para formar hidróxidos. 2 NOBr → 2 NO + Br 2 En la fase gaseosa, el bromuro de nitrosilo se descompone en óxido de nitrógeno y gas bromo. NH 4 CNO → H 2 NCONH 2 El cianato de amonio en agua se isomeriza en urea. CH 3 COOC 2 H 5 + NaOH → CH 3 COONa + C 2 H 5 OH En este caso, un ejemplo de hidrólisis de un éster en presencia de una base, acetato de etilo en presencia de hidróxido de sodio. LEY DE VELOCIDAD Hemos visto que la velocidad de una reacción es proporcional a la concentración de los reactivos. Sin embargo, no todos ellos influyen de la misma manera en la velocidad. La expresión que nos permite calcular la velocidad a la que ocurre reacción y relacionar la velocidad con las concentraciones de los reactivos se llama Ley de Velocidad. Para una reacción hipotética: A + 2 B → C Sabemos que la velocidad la podemos expresar así: Sin embargo, la ley de velocidad nos permite calcular la velocidad, conociendo las concentraciones iniciales de los reactivos. Así, la expresión de la ley de velocidad será: v = k [A]m[B]n Donde k (minúscula) es una constante de proporcionalidad denominada constante de velocidad, y m y n son números enteros (mayores o iguales que cero), que NO NECESARIAMENTE son los coeficientes estequiométricos. Es decir, yo no puedo decir que m = 1 y n = 2, ya que estos valores hay que determinarlos experimentalmente. Los números m y n se denominan ÓRDENES PARCIALES DE LA REACCIÓN: “m” con respecto al reactivo A y “n” con respecto a B. La suma de “m+n” nos da el ORDEN TOTAL DE LA REACCIÓN. Volvamos a nuestra reacción A + 2 B → C Sabemos que la expresión de la velocidad es: v = k [A]m[B]n Supongamos ahora, que hemos encontrado experimentalmente los valores de los exponentes: m=1 y n=1. Entonces, podemos decir que la ley de velocidad para la reacción planteada es: v = k [A][B] y, por tanto, afirmaremos que: La reacción es de primer orden con respecto a la sustancia A. La reacción es de primer orden con respecto a la sustancia B. La reacción es de segundo orden. DETERMINACIÓN DEL ORDEN DE LA REACCIÓN: MÉTODO DE LAS VELOCIDADES INICIALES Sabemos ya plantear la ley de velocidad para una reacción. Nuestro objetivo, entonces, será ahora averiguar los valores de los órdenes parciales de reacción, es decir, los valores de los exponentes “m” y “n”. Como se dijo anteriormente, estos valores se determinan experimentalmente. El método más simple para determinar los órdenes parciales de reacción consiste en el método de las velocidades iniciales. Analicemos la siguiente reacción, utilizada para eliminar el óxido nitroso (NO), un contaminante gaseoso, usando hidrógeno (H2). Observa que los productos son inocuos. 2 H2(g) + 2 NO(g) → N2(g) + 2 H2O(g) La ley de velocidad de esta reacción está dada por: v = k [H2]m[NO]n Recuerda que m y n no son necesariamente los coeficientes estequiométricos: no se puede asumir que m=2 y n=2, hay que calcularlo. Para determinar los órdenes parciales, se mide la velocidad inicial de la reacción (variación de concentración en función al tiempo) al variar las concentraciones iniciales de los reactivos, a cierta temperatura. Así, se ha encontrado que: Estos datos los podemos reemplazar en la ecuación de la ley de velocidad. Así, usando los datos de cada experimento, tendríamos: Experimento 1: 0,1 M/s = k [0,1 M]m[0,1 M]n (ecuación 1)Experimento 2: 0,3 M/s = k [0,1 M]m[0,3 M]n (ecuación 2)Experimento 3: 0,2 M/s = k [0,2 M]m[0,1 M]n (ecuación 3) Dividamos ahora la ecuación 1 entre la ecuación 2: Eliminando unidades del numerador y denominador, observamos también que aquellas expresiones con exponente “m” también se eliminan, por tanto, nos queda: o, lo que es igual: 0,33 = (0,33)n. Por tanto, n = 1 Dividamos ahora la ecuación 1 entre la ecuación 3: Al eliminar unidades en común y aquellas expresiones con exponente “n” (en este caso), obtenemos: 0,5 = (0,5)m. Por tanto, m =1 De esta forma, hemos determinado los órdenes parciales de la reacción: la reacción es de primer orden (m=1) con respecto al hidrógeno, y de primer orden (n=1) con respecto al óxido nitroso. En consecuencia, el orden total de la reacción es 2, o, dicho en otras palabras, la reacción es de segundo orden. Por tanto, la ley de velocidad es: v = k [H2][NO] La ley nos dice entonces, que la velocidad depende directamente de las concentraciones de ambos reactivos. Existen casos en los que la velocidad no depende de la concentración de alguno de ellos (reacciones de orden cero), es decir, la velocidad es independiente de la cantidad de reactivo que se tenga. Conociendo los valores de los órdenes parciales, podemos calcular el valor de la constante de velocidad, reemplazando los datos dados en cualquier ecuación. Usemos la ecuación 1: Resolviendo, obtenemos que la constante es: k = 10 M-1s-1 Ten en cuenta las unidades de la constante: dependen del orden de la reacción. Asimismo, recuerda que “k” es una constante: debe tener el mismo valor en todos los casos. Cinética Química: Orden de Reacción | Resumen Tradicional Contextualización La cinética química es una rama de la química que se dedica al estudio de las velocidades de las reacciones químicas y de los factores que las influyen. Comprender este aspecto es fundamental para prever cómo ocurren las reacciones químicas y cómo pueden ser controladas. El orden de reacción, un concepto central en la cinética química, describe cómo la velocidad de una reacción varía en función de la concentración de los reactivos. Este conocimiento es crucial no solo en el contexto teórico, sino también en aplicaciones prácticas, como en la industria farmacéutica, donde la optimización de la velocidad de reacciones puede aumentar la eficiencia y la seguridad en la producción de medicamentos. El orden de reacción puede ser determinado experimentalmente y clasificado en diferentes tipos: cero, primera y segunda órdenes. Las reacciones de orden cero tienen una velocidad que no depende de la concentración de los reactivos. En contrapartida, las reacciones de primera orden tienen una velocidad directamente proporcional a la concentración de un reactivo, mientras que las de segunda orden dependen del cuadrado de la concentración de un reactivo o del producto de las concentraciones de dos reactivos diferentes. Entender estas diferencias es fundamental para aplicar los conceptos en situaciones reales, como en la conservación de alimentos y en la mitigación de impactos ambientales. Definición de Orden de Reacción El orden de reacción es un concepto fundamental en la cinética química que describe la dependencia de la velocidad de una reacción química en relación con la concentración de los reactivos. El orden de reacción puede ser determinado experimentalmente e indica cómo la velocidad de la reacción varía con la concentración de los reactivos. Por ejemplo, en una reacción de primera orden, la velocidad es directamente proporcional a la concentración de un único reactivo. El orden de reacción puede ser cero, primera, segunda o incluso fraccionaria. Cada tipo de orden de reacción posee características específicas que influyen en la velocidad de la reacción de maneras distintas. Es importante comprender estos diferentes tipos para aplicar los conceptos de cinética química en situaciones prácticas. El orden de reacción proporciona información crucial para el control y optimización de procesos químicos. Conocer el orden de reacción permite prever cómo la alteración en la concentración de los reactivos afectará la velocidad de la reacción, lo cual es esencial en diversas aplicaciones industriales y ambientales. El orden de reacción describe la dependencia de la velocidad de la reacción en relación con la concentración de los reactivos. Puede ser cero, primera, segunda o fraccionaria. La determinación experimental es necesaria para definir el orden de reacción. Reacción de Orden Cero Para reacciones de orden cero, la velocidad de la reacción es constante y no depende de la concentración de los reactivos. Esto significa que, independientemente de la cantidad de reactivo presente, la velocidad de la reacción permanecerá constante. Esta característica es descrita por la ecuación de velocidad v = k, donde v es la velocidad de la reacción y k es la constante de velocidad. Un ejemplo clásico de reacción de orden cero es la descomposición de peróxido de hidrógeno en presencia de catalizadores, donde la velocidad de descomposición no aumenta con el aumento de la concentración de peróxido de hidrógeno. Las reacciones de orden cero son menos comunes, pero son importantes en procesos donde la reacción ocurre en una superficie o en un medio saturado de reactivo. La velocidad de la reacción es constante e independiente de la concentración de los reactivos. Ecuación de velocidad: v = k. Ejemplo: descomposición de peróxido de hidrógeno en presencia de catalizadores. Reacción de Primera Orden Para reacciones de primera orden, la velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración de un único reactivo. Esto significa que, al duplicar la concentración del reactivo, la velocidad de la reacción también se duplicará. La ecuación que describe la velocidad de una reacción de primera orden es v = k[A], donde v es la velocidad de la reacción, k es la constante de velocidad y [A] es la concentración del reactivo. Un ejemplo común de reacción de primera orden es la descomposición radiactiva de elementos, como el Carbono-14. En este proceso, la velocidad de descomposición es proporcional a la cantidad de Carbono-14 presente. Las reacciones de primera orden son frecuentes en procesos naturales e industriales. La comprensión de estas reacciones es esencial para prever la velocidad de reacciones que dependen directamente de la concentración de un único reactivo. La velocidad de la reacción es directamente proporcional a la concentración de un reactivo. Ecuación de velocidad: v = k[A]. Ejemplo: descomposición radiactiva del Carbono-14. Reacción de Segunda Orden Para reacciones de segunda orden, la velocidad de la reacción es proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo o al producto de las concentraciones de dos reactivos diferentes. La ecuación que describe esta relación puede ser v = k[A]^2 o v = k[A][B], donde v es la velocidad de la reacción, k es la constante de velocidad, [A] y [B] son las concentraciones de los reactivos. Un ejemplo típico de reacción de segunda orden es la reacción entre iones de bromo y ácido fórmico. En esta reacción, la velocidad depende de la concentración de ambos reactivos, y al aumentar la concentración de uno de ellos, la velocidad de la reacción aumenta proporcionalmente. Las reacciones de segunda orden son importantes en muchos procesos químicos, especialmente aquellos que involucran la interacción de dos reactivos diferentes. Comprender estas reacciones es crucial para el control y la optimización de procesos en diversos sectores industriales. La velocidad de la reacción es proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo o al producto de las concentraciones de dos reactivos. Ecuación de velocidad: v = k[A]^2 o v = k[A][B]. Ejemplo: reacción entre iones de bromo y ácido fórmico. Métodos de Determinación de la Orden de Reacción Los métodos de determinación de la orden de reacción son técnicas experimentales utilizadas para identificar cómo la velocidad de una reacción varía con la concentración de los reactivos. Dos métodos comunes son el método de las velocidades iniciales y el método de la integración. El método de las velocidades iniciales involucra medir la velocidad inicial de la reacción para diferentes concentraciones de reactivos. Al analizar cómo la velocidad inicial varía con la concentración, es posible determinar el orden de reacción. Este método es especialmente útil para reacciones rápidas donde las concentraciones de los reactivos cambian significativamente a lo largo del tiempo. El método de la integración involucra la integración de las ecuaciones de velocidad a lo largo del tiempo para obtener una expresión que relaciona la concentración de los reactivos con el tiempo. Al ajustar los datos experimentales a estas expresiones, es posible determinar el orden de reacción. Este método es útil para reacciones más lentas donde es posible seguir la variación de la concentración de los reactivos a lo largo del tiempo. Métodos experimentales para determinar la orden de reacción. Método de las velocidades iniciales: mide la velocidad inicial para diferentes concentraciones. Método de la integración: integra las ecuaciones de velocidad a lo largo del tiempo. Para Recordar Cinética Química: Estudio de las velocidades de las reacciones químicas y de los factores que las influyen. Orden de Reacción: Dependencia de la velocidad de una reacción química en relación con la concentración de los reactivos. Reacción de Orden Cero: Reacción cuya velocidad es constante e independiente de la concentración de los reactivos. Reacción de Primera Orden: Reacción cuya velocidad es directamente proporcional a la concentración de un reactivo. Reacción de Segunda Orden: Reacción cuya velocidad es proporcional al cuadrado de la concentración de un reactivo o al producto de las concentraciones de dos reactivos. Método de las Velocidades Iniciales: Método experimental que mide la velocidad inicial de la reacción para diferentes concentraciones de reactivos. Método de la Integración: Método experimental que integra las ecuaciones de velocidad a lo largo del tiempo para determinar la orden de reacción. Conclusión La cinética química es esencial para entender la velocidad de las reacciones químicas y los factores que la influyen. El orden de reacción, un concepto central en este estudio, describe cómo la velocidad de una reacción varía en función de la concentración de los reactivos. Diferentes órdenes de reacción - cero, primera y segunda - poseen características específicas que determinan la relación entre la velocidad de la reacción y la concentración de los reactivos. La comprensión del orden de reacción es vital para diversas aplicaciones prácticas, como en la industria farmacéutica, donde es crucial optimizar la velocidad de las reacciones para aumentar la eficiencia y la seguridad en la producción de medicamentos. Además, el conocimiento sobre el orden de reacción es fundamental para la conservación de alimentos y la mitigación de impactos ambientales. Los métodos experimentales, como el método de las velocidades iniciales y el método de la integración, son herramientas importantes para determinar la orden de reacción. Estos métodos permiten medir y analizar la variación de la velocidad de la reacción con la concentración de los reactivos, proporcionando datos esenciales para el control y la optimización de procesos químicos en diversas áreas. Consejos de Estudio Revisa los conceptos básicos de cinética química y los diferentes tipos de órdenes de reacción. Comprender las características de cada tipo de orden es fundamental para aplicarlos en situaciones prácticas. Practica la resolución de problemas que involucran el cálculo de la orden de reacción, utilizando tanto el método de las velocidades iniciales como el método de la integración. Esto ayudará a consolidar tu entendimiento de los métodos experimentales. Investiga aplicaciones prácticas del orden de reacción en diferentes contextos, como en la industria farmacéutica, en la conservación de alimentos y en la mitigación de impactos ambientales. Esto ayudará a conectar la teoría con la práctica y a entender la importancia del tema. Las reacciones ocurren a todo tipo de velocidades. La combustión del gas natural puede producirse casi instantáneamente, pero la oxidación del hierro puede llevar horas o incluso días. ¿Por qué? Hay dos razones: la primera es el constante de velocidad (k) que es una constante única que varía en función del tipo de reacción y de la temperatura. La segunda es la concentración del reactivo o reactivos. La magnitud en la que la concentración afecta a la velocidad se denomina velocidad de reacción. orden. En este artículo analizaremos reacciones de segundo orden. Este artículo trata sobre reacciones de segundo orden En primer lugar, veremos algunos ejemplos de reacciones de segundo orden A continuación identificaremos las unidades de la constante de velocidad A continuación derivaremos la ecuación de tasa integrada para los dos tipos de reacciones de segundo orden A continuación, representaremos gráficamente estas ecuaciones y veremos cómo podemos utilizar las gráficas para calcular la constante de velocidad Por último, derivaremos y utilizaremos la ecuación de vida media para las reacciones de segundo orden. Reacción de segundo orden Ejemplos y definición Definamos primero qué es un reacción de segundo orden es: A reacción de segundo orden es una reacción cuya velocidad depende de uno de estos dos casos: la ley de tasas depende de la concentración al cuadrado de un reactivo o, la ley de tasas depende de la concentraciones de dos reactivos diferentes . Las leyes de velocidad básicas para estos dos tipos de reacción son, respectivamente: $$\text{rate}=k[A]^2$$ $$\text{rate}=k[A][B]$$ Ver también: Decadencia del Imperio Mongol: Razones 1. En el primer caso, la reacción global puede Sin embargo, se ha comprobado experimentalmente que la velocidad de reacción depende en realidad de sólo en la concentración de una Este es el caso típico cuando uno de los reactivos está en tal exceso que un cambio en su concentración es insignificante. Aquí hay algunos ejemplos de este primer tipo de reacción de segundo orden: $$\begin {align}&2NO_{2\,(g)} \xrightarrow {k} 2NO_{(g)} + O_{2\,(g)}\,\;\text{rate}=k[NO_2]^2 \\&2HI_{(g)} \xrightarrow {k} H_{2\,(g)} + I_{2\,(g)} \,\;\text{rate}=[HI]^2 \\&NO_{2\,(g)} + CO_{(g)} \xrightarrow {k} NO_{(g)} + CO_{2\,(g)}\,\;\text{rate}=[NO_2]^2\end {align} $$ Aunque la ley de tasas puede parece como sigue los coeficientes para las reacciones unimoleculares (un reactante), la ley de velocidad se ha determinado realmente de forma experimental en cada caso. 2. En el segundo caso, la velocidad depende de dos reactantes. Los dos reactantes ellos mismos son individualmente de primer orden (la velocidad depende de ese único reactante), pero la reacción global se considera de segundo orden. El orden total de una reacción es igual a la suma del orden de cada reactante. $$ \begin {align}&H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \xrightarrow {k} H_2O_{(l)}\,\;\text{rate}=k[H^+][OH^-] \\&2NO_{2\,(g)} + F_{2\,(g)} \xrightarrow {k} 2NO_2F \,\;\text{rate}=k[NO_2][F_2] \\&O_{3\,(g)} + Cl_{(g)} \xrightarrow {k} O_{2\,(g)} + ClO_{(g)}\,\;\text{rate}=k[O_3][Cl]\end {align} $$ En este artículo trataremos ambos casos y veremos cómo la concentración del reactivo puede afectar a la velocidad. Ley de velocidad de segundo orden y estequiometría Si bien es posible que haya observado que algunas de las leyes de tasas siguen el estequiometría En realidad, las leyes de velocidad se determinan experimentalmente. La estequiometría es la relación entre reactivos y productos en una reacción química. La estequiometría muestra la relación de cómo los reactivos se convertirán en productos en una ecuación química equilibrada. Por otro lado, la ley de velocidad muestra cómo la concentración de reactivos afecta a la velocidad. He aquí un ejemplo de cómo siguiendo la estequiometría no se puede predecir una ley de velocidad determinada experimentalmente:$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \xrightarrow {k}2HBr_{(g)}\,\;\text{rate}=[H_2][Br_2]^{\frac{1}{2}}$$While this reaction aparece segundo orden al considerar la estequiometría, este no es el caso. Las leyes de velocidad también pueden contener proporciones que la estequiometría no puede como fracciones (mostradas arriba) y números negativos. Así que mientras observas una reacción ten cuidado al determinar el orden de reacción. Como verás más adelante, siempre determinaremos el orden basándonos en datos experimentales y no en la estequiometría. Unidades de reacción de segundo orden Para cada tipo de reacción ordenada (de orden cero, de primer orden, de segundo orden, etc...), la constante de velocidad, k. tendrá unidades dimensionales únicas dependiendo del orden global de la reacción. La velocidad de reacción en sí, sin embargo, siempre estará en las dimensiones de M/s (molaridad/segundo o moles/[segundo*litros]). Esto se debe a que la velocidad de una reacción simplemente se refiere al cambio en la concentración a lo largo detiempo. En el caso de reacciones de segundo orden, las dimensiones para la constante de velocidad, k, son M-1 - s-1 o 1/[M - s]. Veamos por qué: En lo que sigue, pondremos entre corchetes, {...}, las unidades dimensionales. Así, para una reacción de segundo orden del primer tipo (la velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactante), tendremos: $$rate\{ \frac{M}{s} \}=k\{ ? \}[A]^2\{ M^2 \}=k[A]^2\{ ? \} \{ M^2 \}$$ donde, el paréntesis, {?}, representa la dimensión desconocida de la constante de velocidad, k. Mirando a los dos paréntesis en el extremo derecho de la ecuación anterior nos damos cuenta de que la dimensión de la constante de velocidad tiene que ser, {M-1 - s-1}, entonces: $$rate\{ \frac{M}{s} \}=k\{ \frac{1}{M*s} \}[A]^2\{ M^2 \}=k[A]^2\{ \frac{1}{M*s} \}=k[A]^2\{ \frac{M}{s} \}$$ Observe, ahora que dando a la constante de velocidad las dimensiones correctas, k{M-1 - s-1}, la fórmula para la ley de velocidad tiene las mismas dimensiones en ambos lados de la ecuación. Consideremos ahora una reacción de segundo orden del segundo tipo (la velocidad depende de las concentraciones de dos reactantes diferentes): $$rate\{ \frac{M}{s} \}=k\{ ? \}[A]\{ M \}[B]\{ M \}=k[A][B]\{ ? \} \{ M^2 \}$$ donde, el paréntesis, {?}, representa la dimensión desconocida de la constante de velocidad, k. De nuevo, mirando a los dos paréntesis en el extremo derecho de la ecuación anterior nos damos cuenta de que la dimensión de la constante de velocidad tiene que ser, {M-1 - s-1}, entonces: $$rate\{ \frac{M}{s} \}=k\{ \frac{1}{M*s} \}[A]\{ M \}[B]\{ M \}=k[A][B]\{ \frac{1}{M*s} \}[M \} \{ M \}=k[A][B]\{ \frac{M}{s} \}$$ Nótese, de nuevo, que dando a la constante de velocidad las dimensiones correctas, k{M-1 - s-1}, la fórmula para la ley de velocidad tiene las mismas dimensiones en ambos lados de la ecuación. La conclusión es básicamente que, las unidades de la constante de velocidad, k, se ajustan para que la ley de velocidad esté siempre en dimensiones de molaridad por segundo, M/s. Fórmulas de reacción de segundo orden Si se ha determinado experimentalmente que una reacción dada es de segundo orden, podemos utilizar la fórmula ecuación de tasa integrada para calcular la constante de velocidad en función del cambio de concentración. La ecuación de velocidad integrada difiere según el tipo de reacción de segundo orden que estemos analizando. Ahora bien, esta derivación utiliza mucho de cálculo, así que vamos a pasar directamente a los resultados (los estudiantes interesados pueden consultar la sección "Profundización" más abajo). 1. Esta ecuación se utiliza para reacciones de segundo orden dependientes de un reactante, del primer tipo: $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$ Donde [A] es la concentración del reactivo A en un momento dado, y [A] 0 es la concentración inicial del reactivo A. La razón por la que planteamos la ecuación de esta manera es por dos motivos. El primero es que ahora está en forma lineal, y = mx+b, donde; y = 1/[A], la variable, x = t, la pendiente es, m = k, y la intersección y es, b = 1/[A 0 Basándonos en la ecuación lineal, sabemos que si graficamos la ecuación, k será la pendiente. La segunda razón es que la ecuación necesita estar en la forma de 1/[A], y no [A], porque la ecuación sólo es lineal de esta manera. Verás en un momento que si graficamos el cambio en la concentración con el tiempo, obtendremos una curva, no una línea. 2. Ahora para el segundo tipo de reacción de segundo orden. Observe que si después de la determinación experimental de la ley de velocidad se encuentra que la reacción es de segundo orden y las concentraciones de A y B son iguales, utilizamos la misma ecuación que para el tipo 1. Si no son iguales, la ecuación se complica: $$ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0}$$ donde, [A] y [B], son las concentraciones en el tiempo t, de A y B, respectivamente, y [A] 0 y [B] 0 La clave aquí es que cuando se representa gráficamente esta ecuación, la pendiente es igual a k([B] 0 -[A] 0 Además, tenemos que tomar el logaritmo natural de la concentración para obtener un resultado lineal. Para los que hayan estudiado cálculo (¡o simplemente les intrigue!), veamos la derivación de la ley de velocidad para la reacción de segundo orden del primer tipo. En primer lugar, establecemos nuestra ecuación de velocidad de cambio: $$-\frac{d[A]}{dt}=k[A]^2$$ Esta expresión significa que a medida que la concentración del reactivo, A, disminuye con el tiempo, -d[A]/dt, es igual a la ley de velocidad dada, k[A]2. A continuación, reordenamos la ecuación para que ambos lados estén en forma diferencial, d(x). Esto se consigue multiplicando ambos lados por dt: $$dt*-\frac{d[A]}{dt}=dt*k[A]^2$$ Las dos diferenciales, dt, del lado izquierdo se cancelan: $$-{d[A]}=dt*k[A]^2$$ Ahora multiplicamos ambos lados por -1, y colocamos la diferencial del lado derecho al final: $${d[A]}=-k[A]^2*dt$$ A continuación, dividimos ambos lados por, [A]2,para obtener : $$\frac{d[A]}{[A]^2}=-kdt$$ Ahora que hemos transformado las derivadas en diferenciales, podemos integrar. Como estamos interesados en el cambio en [A], a lo largo del tiempo, integramos la ley de tasas empezando con la expresión del lado izquierdo. Evaluamos la integral definida de, [A] a [A] 0 Para resolver esta integral, transformemos la variable [A] → x, entonces tenemos: $$\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2}=\int_ {[A]_0}^{t} -kdt$$ Consideremos primero la integral del lado izquierdo. Para resolver esta integral, transformemos la variable [A] → x, entonces tenemos: $$\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2}=\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{dx}{x^2}$$ Ahora podemos evaluar la integral definida del lado derecho, en el límite superior, [A], e inferior, [A] 0 : $$\int_{[A]_0}^{ A]} \frac{dx}{x^2}=[\frac{-1}{x}]_{[A]_0}^[A]}=\frac{-1}{[A]}-\frac{(-1)}{[A]_0}=\frac{-1}{[A]}+\frac{1}{[A]_0}$$ Ahora, volvamos atrás y consideremos la integral del lado derecho de la ley de tasas: $$\int _{0}^{t} -kdt=-k\int _{0}^{t} dt$$ Para resolver esta integral, transformemos la diferencial dt → dx, entonces tenemos: $$-k\int _{0}^{t} dt=-k\int _{0}^{t} dx$$. Evaluando ahora la integral definida del lado derecho, en el límite superior, t, e inferior, 0, obtenemos : $$-k\int _{0}^{t} dx=-k[x]_{t}^{0}=-k*t-(-k*0)=-kt$$ Igualando ambos lados de los resultados de la integración de la ley de tasas, obtenemos: $$\frac{-1}{[A]}+\frac{1}{[A]_0}=-kt$$ o, $$\frac{1}{[A]}- \frac{1}{[A]_0}=kt$$ Por último, reordenamos esto para obtener nuestra ecuación final: $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$ Veamos primero los gráficos de los casos en los que la reacción depende sólo de una especie. La concentración de A con el tiempo disminuye de forma exponencial o "curva" StudySmarter Original. Si nos limitamos a representar gráficamente la concentración a lo largo del tiempo, obtenemos una curva como la que se muestra arriba. La gráfica sólo nos ayuda realmente si representamos gráficamente 1/[A] a lo largo del tiempo. Cuando se representa gráficamente la inversa de la concentración en el tiempo, vemos una relación lineal. StudySmarter Original. Como sugiere nuestra ecuación, la inversa de la concentración en el tiempo es lineal. Podemos utilizar la ecuación de la recta para calcular k y la concentración de A en un momento dado. Dada la ecuación de la recta, ¿cuál es la constante de velocidad (k)? ¿Cuál es la concentración de A a los 135 segundos? $$y=0.448+17.9$$ Lo primero que tenemos que hacer es comparar esta ecuación con la ecuación de la tasa integrada: $$\begin {align}&y=0.448x+17.9 \&\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}\end {align} $$ Comparando las ecuaciones, vemos que la constante de velocidad es, k = 0,448 M-1s-1. Para obtener la concentración a los 135 segundos, sólo tenemos que enchufar ese tiempo para t y resolver para [A]. $$\begin {align}&\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0} \\&\frac{1}{[A]}=0.448\frac{1}{M*s}(135\,s)+17.9\,M^{-1} \\&\frac{1}{[A]}=78.38\,M^{-1} \\&[A]=0.0128\,M\end {align} $$ También podemos resolver k utilizando la ecuación de la pendiente cuando sólo disponemos de datos brutos. A los 5 segundos, la concentración del reactivo A es de 0,35 M. A los 65 segundos, la concentración es de 0,15 M. ¿Cuál es la constante de velocidad? Para calcular k, primero necesitamos cambiar nuestra concentración de [A] a 1/[A]. Entonces podemos introducir la ecuación para la pendiente. Debemos hacer este cambio ya que la ecuación sólo es lineal en esta forma. $$\begin {align}&\frac{1}{0.35\,M}=2.86\,M^{-1} \\&\frac{1}{0.15\,M}=6.67\,M^{-1} \\&\text{points}\,(5\,s,2.86\,M^{-1})\,(65\,s,6.67\,M^{-1}) \\&\text{slope}=\frac{y_2-y_1}{x_2-x_1} \\&\text{slope}=\frac{6.67\,M^{-1}-2.86\,M^{-1}}{65\,s-5\,s} \\&\text{slope}=k=0.0635\,M^{-1}s^{-1}\end {align} $$ Pasemos ahora al caso 2: en el que la velocidad de reacción depende de dos reactantes A y B. Cuando se representa gráficamente la variación de ln[A]/[B] a lo largo del tiempo, se observa una relación lineal. StudySmarter Original Utilizar este gráfico es un poco más complicado que con el tipo 1, pero aún podemos utilizar la ecuación de la recta para calcular k. Dada la ecuación de la gráfica, ¿cuál es la constante de velocidad? [A] 0 es de 0,31 M $$y=4.99x10^{-3}x-0.322$$ Como antes, tenemos que comparar la ecuación de la tasa integrada con la ecuación lineal $$\begin {align}&y=4.99x10^{-3}x-0.322 \\&ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0} \\&k([B]_0-[A]_0)=4.99x10^{-3}\,s^{-1}\end {align}$$ También tenemos que utilizar la intersección y (ln[A] 0 /[B] 0) para resolver [B] 0 que podemos utilizar para resolver k $$\begin{align}&ln\frac{[A]_0}{[B_0}=-0.322 \\&\frac{[A]_0}{[B]_0}=0.725 \\&[B]_0=\frac{[A]_0}{0.725} \\&[A]_0=0.31\,M \\&[B]_0=0.428\,M \\&k([B]_0-[A]_0)=4.99x10^{-3} s^{-1} \\&k(0.428\,M-0.31\,M)=4.99x10^{-3}s^{-1} \\&k=4.23x10^{-3}M^{-1}s^{-1}\end {align} $$ También podemos utilizar la ecuación para calcular la concentración de uno de los reactantes; sin embargo, necesitamos conocer la concentración del otro reactante en ese momento. Existe una forma especial de la ecuación de la tasa integrada que podemos utilizar denominada ecuación de vida media . Un reactivo vida media es el tiempo que tarda en reducirse a la mitad la concentración del reactivo. La ecuación básica es: $$[A]_{frac{1}{2}}=\frac{1}{2}[A]_0$$ E n este caso, sólo las reacciones de segundo orden que dependen de un reactante tienen una fórmula de vida media. Para las reacciones de segundo orden que dependen de dos reactantes, la ecuación no puede definirse fácilmente ya que A y B son diferentes. Derivemos la fórmula:$$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$$$[A]=\frac{1}{2}[A]_0$$$$\frac{1}{\frac{1}{2}[A]_0}=kt_{\frac{1}{2}+\frac{1}{[A]_0}$$$$\frac{2}{[A_0]=kt_{\frac{1}{2}}+\frac{1}{[A]_0}$$$$\frac{1}{[A]_0}=kt_{\frac{1}{2}}$$$$t_{\frac{1}{2}}=\frac{1}{k[A]_0}$$ Ahora que tenemos nuestra fórmula, vamos a trabajar en un problema. La especie A tarda 46 segundos en descomponerse de 0,61 M a 0,305 M. ¿Cuál es k? Todo lo que tenemos que hacer es introducir nuestros valores y resolver para k. $$t_{\frac{1}{2}}=\frac{1}{k[A]_0}$$ $$46\,s=\frac{1}{k(0.61\,M)}$$$$k=\frac{1}{46\,s(0.61\,M)}$$$$k=0.0356\,\frac{1}{M*s}$$ Sólo hay que recordar que sólo es aplicable para reacciones de segundo orden dependientes de una especie, no de dos. Reacciones de segundo orden - Aspectos clave Una reacción de segundo orden es una reacción cuya velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactivo o de las concentraciones de dos reactivos. Las fórmulas básicas para estos dos tipos son respectivamente:$$\text{rate}=k[A]^2$$ $$\text{rate}=k[A][B]$$ La constante de velocidad está en unidades de M-1s-1 (1/Ms) Ver también: Sesgos (Psicología): Definición, Significado, Tipos y Ejemplos La ecuación de velocidad integrada para el primer tipo de reacción de segundo orden es: $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$. La ecuación de velocidad integrada para el segundo tipo de reacción de segundo orden es: $$ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0}$$. En el primer caso, la variación de la concentración inversa a lo largo del tiempo es lineal. En el segundo caso, la variación del logaritmo natural de [A]/[B] a lo largo del tiempo es lineal. Un reactivo vida media es el tiempo que tarda en reducirse a la mitad la concentración del reactivo. La fórmula para la vida media es \(t_{{frac{1}{2}}=\frac{1}{k[A]_0}\) . Esto sólo es aplicable para el primer tipo de reacción de segundo orden Preguntas frecuentes sobre las reacciones de segundo orden ¿Qué es una reacción de segundo orden? A reacción de segundo orden es una reacción cuya velocidad depende de uno de estos dos casos: la ley de velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactante o, la ley de velocidad depende de las concentraciones de dos reactantes diferentes. ¿Cómo se calcula la constante de velocidad de una reacción de segundo orden? Cuando la reacción depende de un reactante... La constante de velocidad es la pendiente cuando el cambio en la concentración inversa (1/[A]) se representa gráficamente a lo largo del tiempo Cuando la reacción depende de dos reactantes... Se representa gráficamente el cambio en el ln([A]\[B]) con el tiempo, donde A y B son los reactivos La pendiente es igual a k([B] 0 -[A] 0) donde k es la constante de velocidad y [A] 0 y [B] 0 son las concentraciones iniciales del reactivo A y del reactivo B respectivamente La ecuación de vida media para una reacción de segundo orden es: t 1/2 =1\k[A] 0 Sin embargo, esta fórmula sólo funciona para reacciones de segundo orden dependientes de un reactante. ¿Cómo saber si una reacción es de primer o segundo orden? Si la gráfica de la concentración inversa (1/[A]) en función del tiempo es lineal, es de segundo orden. Si el gráfico del logaritmo natural de la concentración (ln[A]) a lo largo del tiempo es lineal, es de primer orden. ¿Cuál es la unidad de una reacción de segundo orden? Las unidades para k (constante de velocidad) son 1/(M*s) Contenido verificado Última actualización: 01.01.1970 Tiempo de lectura: 17 min Proceso de creación de contenido diseñado por du contenu vérifiée par Calidad del contenido comprobada por Guardar explicación Guardar explicación Definamos primero qué es una reacción de segundo orden :Una reacción de segundo orden es una reacción cuya velocidad depende de uno de estos dos casos la ley de velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactante o ,la ley de velocidad depende de las concentraciones de dos reactantes diferentes. Las leyes de velocidad básicas para estos dos tipos de reacción son, respectivamente$$\text{rate}=k[A]^2$$$$\text{rate}=k[A][B]$$1. En el primer caso, la reacción global puede tener más de un reactante. Sin embargo, se ha comprobado experimentalmente que, en realidad, la velocidad de reacción sólo depende de la concentración de uno de los reactantes. Esto suele ocurrir cuando uno de los reactantes está en tal exceso que un cambio en su concentración es despreciable. He aquí algunos ejemplos de este primer tipo de reacción de segundo orden:$$\begin {align}&2NO_{2,(g)} \xrightarrow {k} 2NO_{(g)} + O_{2\\,(g)},\;\text{rate}=k[NO_2]^2 \&2HI_{(g)} \xrightarrow {k} H_{2,(g)} + I_{2,(g)},&NO_{2,(g)} + CO_(g)} \xrightarrow {k} NO_(g)} + CO_{2,(g)},\;\text{rate}=[NO_2]^2\end {align} $$Aunque pueda parecer que la ley de velocidad sigue los coeficientes de las reacciones unimoleculares (un reactante), en realidad la ley de velocidad se ha determinado experimentalmente en cada caso.2. En el segundo caso, la velocidad depende de dos reactantes. Los dos reactantes en sí son individualmente de primer orden (la velocidad depende de ese único reactante), pero la reacción global se considera de segundo orden. El orden total de una reacción es igual a la suma del orden de cada reactante. $$ \begin {align}&H^+_{(aq)} + OH^-_{(aq)} \xrightarrow {k} H_2O_(l)},\ {xarrow}=k[H^+][OH^-] \&2NO_{2\2,(g)} + F_{2\2,(g)} \xarrow {k} 2NO_2F \ \,;\text{rate}=k[NO_2][F_2] \&O_{3\\,(g)} + Cl_{(g)} \xrightarrow {k} O_{2\,(g)} + ClO_{(g)},\;\text{rate}=k[O_3][Cl]\end {align} $$En este artículo trataremos ambos casos y veremos cómo la concentración del reactivo puede afectar a la velocidad.Aunque te hayas dado cuenta de que algunas de las leyes de velocidad siguen la estequiometría, en realidad las leyes de velocidad se determinan experimentalmente. La estequiometríaes la relación entre reactantes y productos en una reacción química. La estequiometría muestra la relación de cómo los reactantes se convertirán en productos en una ecuación química equilibrada. Por otro lado, la ley de velocidad muestra cómo afecta la concentración de reactantes a la velocidad. He aquí un ejemplo de cómo seguir la estequiometría no predice una ley de velocidad determinada experimentalmente:$$H_{2\,(g)} + Br_{2\,(g)} \xrightarrow {k} 2HBr_{(g)}\,\,\text{rate}=[H_2][Br_2]^{\frac{1}{2}}$$Aunque esta reacción parece de segundo orden al considerar la estequiometría, no es así. Las leyes de velocidad también pueden contener relaciones que la estequiometría no puede, como fracciones (mostradas arriba) y números negativos. Por tanto, cuando analices una reacción, ten cuidado al determinar el orden de reacción. Como verás más adelante, siempre determinaremos el orden basándonos en datos experimentales y no en la estequiometría. Para cada tipo de reacción ordenada (de orden cero, de primer orden, de segundo orden, etc...), la constante de velocidad, k. tendrá unidades dimensionales únicas en función del orden global de la reacción. Sin embargo, la velocidad de reacción propiamente dicha siempre tendrá las dimensiones de M/s (molaridad/segundo o moles/[segundo*litros]). Esto se debe a que la velocidad de una reacción se refiere simplemente al cambio de concentración en el tiempo. En el caso de las reacciones de segundo orden, las dimensiones de la constante de velocidad, k, son M-1 - s-1 o 1/[M - s]. Veamos por qué:En lo que sigue, pondremos entre corchetes, {...}, las unidades dimensionales. Así, para una reacción de segundo orden del primer tipo (la velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactivo), tendremos:$$rate\{ \frac{M}{s} \}=k{ ? \A]^2{ M^2}=k[A]^2{ ? \} \{ M^2 \}$$donde, el paréntesis, {?}, representa la dimensión desconocida de la constante de velocidad, k. Observando los dos paréntesis en el extremo derecho de la ecuación anterior, nos damos cuenta de que la dimensión de la constante de velocidad tiene que ser, {M-1 - s-1}, entonces:$$rate\{ \frac{M}{s} \}=k\{ \frac{1}{M*s} \A]^2{ M^2}=k[A]^2{ \frac{1}{M*s} \} \M^2 \}=k[A]^2\{ \frac{M}{s} \}$$Observa, ahora que dando a la constante de velocidad las dimensiones correctas, k{M-1 - s-1}, la fórmula de la ley de velocidad tiene las mismas dimensiones a ambos lados de la ecuación. Consideremos ahora una reacción de segundo orden del segundo tipo (la velocidad depende de las concentraciones de dos reactantes diferentes):$$velocidad{ {frac{M}{s}}=k{ ? \}[A]\{ M \}[B]\{ M \}=k[A][B]\{ ? \} \{ M^2 \}$$donde, el paréntesis, {?}, representa la dimensión desconocida de la constante de velocidad, k. De nuevo, observando los dos paréntesis del extremo derecho de la ecuación anterior nos damos cuenta de que la dimensión de la constante de velocidad tiene que ser, {M-1 - s-1}, luego:$$velocidad\ {\frac{M}{s}}=k\ {\frac{1}{M*s}} \}[A]\{ M\}[B]\{ M\}=k[A][B]\{ \frac{1}{M*s} \} \{ M \} \M=k[A][B]\ {frac{M}{s}}$$Observa, de nuevo, que dando a la constante de velocidad las dimensiones correctas, k{M-1 - s-1}, la fórmula de la ley de velocidad tiene las mismas dimensiones a ambos lados de la ecuación. La conclusión es básicamente que las unidades de la constante de velocidad, k, se ajustan para que la ley de velocidad esté siempre en dimensiones de molaridad analizado por segundo, M/s.Si se ha determinado experimentalmente que una reacción dada es de segundo orden, podemos utilizar la ecuación de velocidad integrada para calcular la constante de velocidad basándonos en el cambio de concentración. La ecuación de velocidad integrada difiere según el tipo de reacción de segundo orden que estemos analizando. Ahora bien, esta derivación utiliza mucho cálculo, así que vamos a pasar directamente a los resultados (para los estudiantes interesados, consulta la sección "Profundización" más abajo). 1. Esta ecuación se utiliza para reacciones de segundo orden dependientes de un reactante, del primer tipo : $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$Donde [A] es la concentración del reactante A en un momento dado, y [A]0 es la concentración inicial del reactante A.Planteamos la ecuación de esta forma por dos motivos. La primera es que ahora está en forma lineal, y = mx+b, donde; y = 1/[A], la variable, x = t, la pendiente es, m = k, y la intersección y es, b = 1/[A0]. Basándonos en la ecuación lineal, sabemos que si se representa gráficamente la ecuación, k, será la pendiente. La segunda razón es que la ecuación debe tener la forma 1/[A], y no [A], porque la ecuación sólo es lineal de esta forma. Dentro de un momento verás que si graficamos el cambio de concentración en el tiempo, obtendremos una curva, no una recta. 2. Pasemos ahora al segundo tipode reacción de segundo orden. Observa que si tras la determinación experimental de la ley de velocidad se comprueba que la reacción es de segundo orden y las concentraciones de A y B son iguales, utilizamos la misma ecuación que para el tipo 1. Si no son iguales, la ecuación se complica: $$ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0}$$donde, [A] y [B], son las concentraciones en el tiempo t, de A y B, respectivamente, y [A]0 y [B]0, son sus concentraciones iniciales. Lo más importante es que cuando se representa gráficamente esta ecuación, la pendiente es igual a k([B]0-[A]0). Además, tenemos que tomar el logaritmo natural de la concentración para obtener un resultado lineal.Para los que hayáis estudiado cálculo (¡o simplemente os intrigue!), vamos a repasar la derivación de la ley de velocidad para la reacción de segundo orden del primer tipo.En primer lugar, establecemos nuestra ecuación de velocidad de cambio : $$-\frac{d[A]}{dt}=k[A]^2$$ Esta expresión significa que a medida que la concentración del reactivo, A, disminuye con el tiempo, -d[A]/dt, es igual a la ley de velocidad dada, k[A]2. A continuación, reordenamos la ecuación para que ambos lados estén en forma diferencial, d(x). Esto se consigue multiplicando ambos lados por dt: $$dt*-\frac{d[A]}{dt}=dt*k[A]^2$$ Las dos diferenciales, dt, del lado izquierdo se anulan: $$-{d[A]}=dt*k[A]^2$$ Ahora multiplicamos ambos lados por -1, y colocamos la diferencial del lado derecho al final: $${d[A]}=-k[A]^2*dt$$ Luego, dividimos ambos lados por, [A]2, para obtener: $$\frac{d[A]}{[A]^2}=-kdt$$Ahora que hemos transformado la derivada en diferencial, podemos integrar. Como nos interesa el cambio en [A], a lo largo del tiempo, integramos la ley de tasas empezando por la expresión del lado izquierdo. Evaluamos la integral definida de, [A] a [A]0, seguida de la integración de la expresión del lado derecho, de t a 0: $$\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2}=\int_ {0}^{t} -kdt$$ Consideremos primero la integral del lado izquierdo. Para resolver esta integral, transformemos la variable [A] → x, entonces tenemos $$\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{d[A]}{[A]^2}=\int_ {[A]_0}^{[A]} \frac{dx}{x^2}$$Ahora podemos evaluar la integral definida del lado derecho, en el límite superior, [A], e inferior, [A]0: $$\int_{[A]_0}^{[A]} \frac{dx}{x^2}=[\frac{-1}{x}]_{[A]_0}^{[A]}=\frac{-1}{[A]}-\frac{(-1)}{[A]_0}=\frac{-1}{[A]}+\frac{1}{[A]_0}$$ Ahora, volvamos atrás y consideremos la integral del lado derecho de la ley de tasas: $$\int _{0}^{t} -kdt=-k\int _{0}^{t} dt$$Para resolver esta integral, transformemos la diferencial dt → dx, entonces tenemos $$-k\int _{0}^{t} dt=-k\int _{0}^{t} dx$$Evaluando ahora la integral definida del lado derecho, en el límite superior, t, e inferior, 0,obtenemos$$-k\int _{0}^{t} dx=-k[x]_{t}^{0}=-k*t-(-k*0)=-kt$$Igualando ambos lados de los resultados de la integración de la ley de tasas, obtenemos$$\frac{-1}{[A]}+\frac{1}{[A]_0}=-kt$$o bienPor último, reordenamos esto para obtener nuestra ecuación final: $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$.Veamos primero los gráficos de los casos en los que la reacción sólo depende de una especie.La concentración de A con el tiempo disminuye de forma exponencial o "curva". StudySmarter Original.Si nos limitamos a representar gráficamente la concentración a lo largo del tiempo, obtenemos una curva como la que se muestra arriba. La gráfica sólo nos ayuda realmente si graficamos 1/[A] con el tiempo. Cuando se representa gráficamente la inversa de la concentración en el tiempo, vemos una relación lineal. StudySmarter Original.Como sugiere nuestra ecuación, la inversa de la concentración en el tiempo es lineal. Podemos utilizar la ecuación de la recta para calcular k y la concentración de A en un momento dado.Dada la ecuación de la recta, ¿cuál es la constante de velocidad (k)? ¿Cuál es la concentración de A a los 135 segundos? $$y=0,448+17,9$$Lo primero que tenemos que hacer es comparar esta ecuación con la ecuación de la tasa integrada:$$\begin {align}&y=0,448x+17,9 \&\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}\end {align} $$Comparando las ecuaciones, vemos que la constante de velocidad es, k = 0,448 M-1s-1. Para obtener la concentración a los 135 segundos, sólo tenemos que introducir ese tiempo por t y resolver para [A].$$\begin {align}&\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}\\&\frac{1}{[A]}=0,448\frac{1}{M*s}(135\,s)+17,9\,M^{-1} \frac{1}{[A]}=78,38\ M^{-1} \frac{1}{M*s}(135\,s)+17,9\,M^{-1} \frac{1}{[A]}=78,38\ M^{-1}&[A]=0,0128\,M\final {align} $$También podemos resolver k utilizando la ecuación de la pendiente cuando sólo disponemos de datos brutos.A los 5 segundos, la concentración del reactivo A es de 0,35 M. A los 65 segundos, la concentración es de 0,15 M. ¿Cuál es la constante de velocidad?Para calcular k, primero tenemos que cambiar nuestra concentración de [A] a 1/[A]. A continuación, podemos introducir la ecuación de la pendiente. Debemos hacer este cambio ya que la ecuación sólo es lineal en esta forma. &\frac{1}{0,35,M}=2,86,M^{-1} \frac{1}{0,15,M}=6,67,M^{-1} \frac{1}{0,15,M}=6,67,M^{-1} &\text{puntos},(5,s,2,86,M^{-1})\frac{5,s,6,67,M^{-1}) &\text{pendiente}=\frac{y_2-y_1}{x_2-x_1} \\ xml-ph-0000@deepl.internal &\text{slope}=\frac{6.67\,M^{-1}-2.86\,M^{-1}}{65\,s-5\,s} \\ &\text{slope}=k=0,0635,M^{-1}s^{-1} \end {align} $$Pasemos ahora al caso 2: en el que la velocidad de reacción depende de dos reactantes A y B. Cuando se representa gráficamente el cambio de ln[A]/[B] a lo largo del tiempo, vemos una relación lineal. StudySmarter OriginalUtilizar este gráfico es un poco más complicado que con el tipo 1, pero aún así podemos utilizar la ecuación de la recta para calcular k.Dada la ecuación de la gráfica, ¿cuál es la constante de velocidad? [A]0 es 0,31 M$$y=4.99x10^{-3}x-0.322$$Como antes, tenemos que comparar la ecuación de la tasa integrada con la ecuación lineal$$\begin {align}&y=4,99x10^{-3}x-0,322 $$\begin&ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0}$. \\&k([B]_0-[A]_0)=4,99x10^{-3}\,s^{-1}\end {align}$$También tenemos que utilizar la intersección y (ln[A]0/[B]0) para resolver [B]0, que luego podemos utilizar para resolver k$$\begin{align}&ln\frac{[A]_0}{[B_0}=-0,322&ln\frac{[A]_0}{[B_0}=0,725&[B]_0=ln\frac{[A]_0}{0,725} \\&[A]_0=0,31\,M \\\&[B]_0=0,428\,M \&k([B]_0-[A]_0)=4,99x10^{-3} s^{-1} \&k(0,428\,M-0,31\,M)=4,99x10^{-3}s^{-1} \&k=4,23x10^{-3}M^{-1}s^{-1}\end {align} $$También podemos utilizar la ecuación para calcular la concentración de uno de los reactantes; sin embargo, necesitamos conocer la concentración del otro reactante en ese momento.Existe una forma especial de la ecuación de velocidad integrada que podemos utilizar, denominada ecuación de semivida. La semivida de un reactivo es el tiempo que tarda en reducirse a la mitad su concentración. La ecuación básica es: $$[A]_{\frac{1}{2}}=\frac{1}{2}[A]_0$$.Eneste caso, sólo las reacciones de segundo orden que dependen de un reactante tienen una fórmula de semivida. Para las reacciones de segundo orden que dependen de dos reactantes, la ecuación no puede definirse fácilmente, ya que A y B son diferentes. Derivemos la fórmula:$$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$ xml-ph-0000@deepl.internal $$[A]=\frac{1}{2}[A]_0$$ xml-ph-0001@deepl.internal $$\frac{1}{\frac{1}{2}[A]_0}=kt_{\frac{1}{2}}+\frac{1}{[A]_0} $$ xml-ph-0000@deepl.internal $$\frac{2}{[A_0]=kt_{\frac{1}{2}}+\frac{1}{[A]_0}$$ xml-ph-0001@deepl.internal $$\frac{1}{[A]_0}=kt_{\frac{1}{2}}$$ xml-ph-0002@deepl.internal $$t_{\frac{1}{2}}=\frac{1}{k[A]_0}$$Ahora que tenemos nuestra fórmula, vamos a trabajar en un problema.La especie A tarda 46 segundos en descomponerse de 0,61 M a 0,305 M. ¿Cuál es k? Sólo tenemos que introducir nuestros valores y resolver k.$$t_{\frac{1}{2}}=\frac{1}{k[A]_0}$$$$46\,s=\frac{1}{k(0.61\,M)}$$ xml-ph-0000@deepl.internal $$k=\frac{1}{46\,s(0.61\,M)}$$ xml-ph-0001@deepl.internal $$k=0.0356\,\frac{1}{M*s}$$Sólo recuerda que sólo es aplicable para reacciones de segundo orden dependientes de una especie, no de dos. Una reacción de segundo orden es una reacción cuya velocidad depende de la concentración al cuadrado de un reactante o de las concentraciones de dos reactantes. Las fórmulas básicas para estos dos tipos son, respectivamente:$$\text{rate}=k[A]^2$$ $$\text{rate}=k[A][B]$$La constante de velocidad está en unidades de M-1s-1 (1/Ms)La ecuación de velocidad integrada para el primer tipo de reacción de segundo orden es: $$\frac{1}{[A]}=kt+\frac{1}{[A]_0}$$La ecuación de velocidad integrada para el segundo tipo de reacción de segundo orden es: $$ln\frac{[A]}{[B]}=k([B]_0-[A]_0)t+ln\frac{[A]_0}{[B]_0}$$.En el primer caso, el cambio de la concentración inversa a lo largo del tiempo es lineal. En el segundo caso, la variación del logaritmo natural de [A]/[B] en el tiempo es lineal.La semivida de un reactivo es el tiempo que tarda en reducirse a la mitad su concentración. La fórmula de la semivida es \(t_{{frac{1}{2}}={\frac{1}{k[A]_0}\) . Esto sólo es aplicable al primer tipo de reacción de segundo orden ¿Qué es una reacción de segundo orden? Una reacción de segundo orden depende de la concentración de dos reactivos o del cuadrado de la concentración de un solo reactivo. ¿Cómo se determina la velocidad de una reacción de segundo orden? La velocidad se determina mediante la ecuación v = k[A][B] o v = k[A]^2, donde k es la constante de velocidad. ¿Cuál es la unidad de la constante de velocidad en una reacción de segundo orden? La unidad de la constante de velocidad (k) en una reacción de segundo orden es M^-1 s^-1. ¿Cómo afectan la temperatura y la concentración la velocidad de una reacción de segundo orden? Un aumento en la temperatura generalmente aumenta la velocidad. La velocidad también aumenta con el aumento de la concentración de reactivos. Guardar explicación Accede a más de 700 millones de materiales de aprendizaje Estudia de manera más eficiente con tarjetas de memoria Mejora tus calificaciones con IA Regístrate gratis ¿Ya tienes una cuenta? Inicia sesión ¡Buen trabajo! Sigue aprendiendo, lo estás haciendo genial. ¡No te rindas! Siguiente Abre en nuestra app En StudySmarter, has creado una plataforma de aprendizaje que atiende a millones de estudiantes. Conoce a las personas que trabajan arduamente para ofrecer contenido basado en hechos y garantizar que esté verificado. Lily Hulatt es una especialista en contenido digital con más de tres años de experiencia en estrategia de contenido y diseño curricular. Obtuvo su doctorado en Literatura Inglesa en la Universidad de Durham en 2022, enseñó en el Departamento de Estudios Ingleses de la Universidad de Durham y ha contribuido a varias publicaciones. Lily se especializa en Literatura Inglesa, Lengua Inglesa, Historia y Filosofía. Conoce a Lily Gabriel Freitas es un ingeniero en inteligencia artificial con una sólida experiencia en desarrollo de software, algoritmos de aprendizaje automático e IA generativa, incluidas aplicaciones de grandes modelos de lenguaje (LLM). Graduado en Ingeniería Eléctrica de la Universidad de São Paulo, actualmente cursa una maestría en Ingeniería Informática en la Universidad de Campinas, especializándose en temas de aprendizaje automático. Gabriel tiene una sólida formación en ingeniería de software y ha trabajado en proyectos que involucran visión por computadora, IA integrada y aplicaciones LLM. Conoce a Gabriel Gabriel StudySmarter es una compañía de tecnología educativa reconocida a nivel mundial, que ofrece una plataforma de aprendizaje integral diseñada para estudiantes de todas las edades y niveles educativos. Nuestra plataforma proporciona apoyo en el aprendizaje para una amplia gama de asignaturas, incluidas las STEM, Ciencias Sociales e Idiomas, y también ayuda a los estudiantes a dominar con éxito diversos exámenes y pruebas en todo el mundo, como GCSE, A Level, SAT, ACT, Abitur y más. Ofrecemos una extensa biblioteca de materiales de aprendizaje, incluidas tarjetas didácticas interactivas, soluciones completas de libros de texto y explicaciones detalladas. La tecnología avanzada y las herramientas que proporcionamos ayudan a los estudiantes a crear sus propios materiales de aprendizaje. El contenido de StudySmarter no solo es verificado por expertos, sino que también se actualiza regularmente para garantizar su precisión y relevancia. Aprende más Como ejemplo del otro tipo de reacciones de segundo orden sencillas que podemos tener, las que hemos citado en segundo lugar, podemos poner la reacción en medio acuoso entre los iones persulfato y ioduro: $$\displaystyle {S_{2}O_{8}}^{2-{}} \ (aq) + 2 \ I^{-{}} \ (aq) \longrightarrow 2 \ {SO_{4}}^{2-{}} \ (aq) + I_2$$ cuya velocidad se sabe que adopta la forma: $$\displaystyle v = k \cdot [{S_{2}O_{8}}^{2-{}} \ (aq)] \cdot [I^{-{}} \ (aq)]$$ Para integrar la ecuación de la velocidad de reacción, vamos a suponer que tenemos una reacción del tipo: $$\displaystyle a\ A + b\ B \longrightarrow{Productos}$$ tal que: $$\displaystyle v = - \frac{1}{a} \cdot \frac{d[A]}{dt} = - \frac{1}{b} \cdot \frac{d[B]}{dt} = k \cdot [A] \cdot [B]$$ Esto no es necesariamente así en todos los casos. Existen reacciones del tipo: $$\displaystyle A \longrightarrow B + otros \ productos$$ que también responden al mismo tipo de ecuación de velocidad, $$\displaystyle v = k\cdot[A]\cdot[B]$$ apareciendo la concentración de uno de los productos en ella. Este tipo de reacciones en las que la velocidad, además de serlo respecto al reactivo, también es proporcional respecto alguno de los productos, reciben el nombre de reacciones autocatalíticas. Para integrar la ecuación de la velocidad, vamos a usar una variante de ξ, la extensión de la reacción. Tras haberse iniciado la reacción, en un cierto instante de tiempo tendremos que la concentración de A (si elegimos la otra especie, B, el razonamiento es idéntico) que queda sin reaccionar será: $$\displaystyle [A] = [A]_0 - \alpha$$ donde, evidentemente, α es la parte de concentración de A que ya ha reaccionado. Como el número de moles de A que han reaccionado es $a\cdot\xi$, entonces tendremos que: $$\displaystyle [A] = [A]_0 - \alpha = [A]_0 - a\cdot\frac{\xi}{V}$$ Por comodidad, definiremos la variable intensiva x como la extensión de reacción por unidad de volumen: $$\displaystyle x = \frac{\xi}{V}$$ con lo cual: $$\displaystyle [A] = [A]_0 - a \cdot x$$ Por razones obvias (por cada a moles de A, habrán reaccionado b moles de B) tenemos que: $$[\displaystyle B] = [B]_0 - b \cdot x$$ Entonces, la velocidad de la reacción será: $$\displaystyle -\ \frac{1}{a}\cdot\frac{d[A]}{dt} = -\ \frac{1}{a}\cdot\frac{d}{dt}\left ({[A]_0 - a\cdot x} \right)} = \frac{dx}{dt}$$ por lo que, igualando las dos expresiones de la velocidad, se tiene: $$\displaystyle \left. {\begin{matrix}v = \frac{dx}{dt}\\v = k\cdot[A]\cdot [B]\end{matrix}} \right\} \Longrightarrow{}\frac{dx}{dt} = k\cdot[A]\cdot [B] = k\cdot\left ({[A]_0 - a\cdot x}\right)\cdot\left ({[B]_0 - b\cdot x}\right)} $$ Separamos variables: $$\displaystyle \frac{dx}{\left ({[A]_0 - a\cdot x}\right)\cdot\left ({[B]_0 - b\cdot x}\right)} = k\cdot dt$$ e integramos: $$\displaystyle \int_0^x\frac{dx}{\left ({[A]_0 - a\cdot x}\right)\cdot\left ({[B]_0 - b\cdot x}\right)} = k\cdot \int_0^tdt$$ La integral del primer miembro es la integral de una función racional que puede descomponerse fácilmente en fracciones simples. Obviaremos el desarrollo detallado del cálculo, que podemos encontrar en cualquier manual de cálculo integral elemental (# 1). La descomposición de la integral nos lleva a la siguiente expresión: $$\begin {eqnarray*} \displaystyle\int_0^x\frac{dx}{\left ({[A]_0 - a\cdot x}\right)\cdot\left ({[B]_0 - b\cdot x}\right)} =\\ & = & \int_0^x {\left ({\frac{\frac{a}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}}{[A]_0 - a\cdot x} + \frac{\frac{-\ b}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}}{[B]_0 - b\cdot x}}\right)\cdot dx}\\ & = & -\ \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot

$$\int_0^x\frac{-\ a\cdot dx}{[A]_0 - a\cdot x} +\\ & + & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \int_0^x\frac{-\ b\cdot dx}{[B]_0 - b\cdot x}\\ & = & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \left [{- \ln([A]_0 - a\cdot x) + \ln([B]_0 - b\cdot x)}\right]_0^x\\ & = & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \left [{\ln{\left ({\frac{[B]_0 - b\cdot x}{[A]_0 - a\cdot x}}\right)}}\right]_0^x\\ & = & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \left ({\ln{\left ({\frac{[B]_0 - b\cdot x}{[A]_0 - a\cdot x}}\right)} - \ln{\left ({\frac{[B]_0}{[A]_0}}\right)}} \right)\\ & = & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \ln{\left ({\frac{\frac{[B]_0 - b\cdot x}{[A]_0 - a\cdot x}}{\frac{[B]_0}{[A]_0}}}\right)}\\ & = & \frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \ln{\left ({\frac{[A]_0\cdot ([B]_0 - b\cdot x)}{[B]_0\cdot ([A]_0 - a\cdot x)}}\right)}\\ \end{eqnarray*}$$ de modo que, finalmente la ecuación resultante de la integración es: $$\displaystyle\frac{1}{a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0}\cdot \ln{\left ({\frac{[A]_0\cdot ([B]_0 - b\cdot x)}{[B]_0\cdot ([A]_0 - a\cdot x)}}\right)} = k\cdot t$$ Reagrupamos algunos términos y eliminamos el logaritmo: $$\begin{eqnarray*} \displaystyle\ln{\left ({\frac{[A]_0\cdot ([B]_0 - b\cdot x)}{[B]_0\cdot ([A]_0 - a\cdot x)}}\right)} = (a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0)\cdot k\cdot t\\ & \Longrightarrow & \frac{[A]_0\cdot ([B]_0 - b\cdot x)}{[B]_0\cdot ([A]_0 - a\cdot x)} = e^{(a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0)\cdot k\cdot t}\\ \end{eqnarray*}$$ Ahora recuperamos las concentraciones de A y de B; dado que: $$\displaystyle [A] = [A]_0 - a\cdot x \Leftrightarrow a\cdot x = [A]_0 - [A]$$ $$\displaystyle [B] = [B]_0 - b\cdot x \Leftrightarrow b\cdot x = [B]_0 - [B]$$ entonces, la expresión que hemos obtenido se convierte en: $$\displaystyle\frac{[A]_0\cdot ([B]_0 - [B]_0 + [B])}{[B]_0\cdot ([A]_0 - [A]_0 + [A])} = e^{(a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0)\cdot k\cdot t}$$ es decir: $$\displaystyle\frac{[A]_0\cdot [B]}{[B]_0\cdot [A]} = e^{(a\cdot [B]_0 - b\cdot [A]_0)\cdot k\cdot t} \Rightarrow \frac{[A]}{[B]} = \frac{[A]_0}{[B]_0}\cdot e^{(b\cdot [A]_0 - a\cdot [B]_0)\cdot k\cdot t}$$ Si usamos la forma logarítmica de esta expresión: $$\displaystyle\ln{\frac{[A]}{[B]}} = \ln{\frac{[A]_0}{[B]_0}} + (b\cdot [A]_0 - a\cdot [B]_0)\cdot k\cdot t$$ vemos claramente que la representación gráfica de $\ln {\frac{[A]}{[B]}}$ frente al tiempo es una línea recta cuya pendiente viene dada por: $$\displaystyle (b\cdot [A]_0 - a\cdot [B]_0)\cdot k$$ lo cual nos permite identificar con cierta facilidad este tipo de reacciones a partir de una tabla de datos experimentales.

- çalabiliriz ama göremeyiz
- vejiguda
- https://taipeitccia.org/CKEdit/upload/files/5ba5ce90-92a9-41d4-bf80-695beec1ea9b.pdf
- http://zbzyhb.com/userfiles/file/\/2025052508132549.pdf
- nelisi
- analisis de contenido pdf
- vuzaxizole
- dioses griegos y sus atributos
- yonene