Continue

Cinética química 2 bachillerato

Resumen de privacidad Esta web utiliza cookies para que podamos ofrecerte la mejor experiencia de usuario posible. La información de las cookies se almacena en tu navegador y realiza funciones tales como reconocerte cuando vuelves a nuestra web o ayudar a nuestro equipo a comprender qué secciones de la web encuentras más interesantes y útiles. Puedes mirar la Política de privacidad aquí. Cookies estrictamente necesarias Las cookies estrictamente necesarias tiene que activarse siempre para que podamos guardar tus preferencias de ajustes de cookies. Estas cookies son : Seguridad De inicio de sesión Comentarios Aceptación de cookies Si desactivas esta cookie no podremos guardar tus preferencias. Esto significa que cada vez que visites esta web tendrás que activar o desactivar las cookies de nuevo. Cookies de terceros o de analítica Esta web utiliza Google Analytics para recopilar información anónima tal como el número de visitantes del sitio, o las páginas más populares. Dejar esta cookie activa nos permite mejorar nuestra web. En este tema estudiamos CINÉTICA QUÍMICA trabajando una serie de ejercicios resueltos en los que repasaremos los apartados más importantes: Concepto de velocidad de reacción. Estudiamos ejercicios sobre la velocidad de una reacción, la constante de velocidad, el orden parcial y total de una reacción… Factores que influyen en la velocidad de reacción. Concentración de reactivos y su estado físico, la temperatura, los catalizadores…Ecuación de Arrhenius. Descargar Ejercicios Resueltos de Cinética Química Ejercicios de Cinética química resueltos paso a paso en vídeo , velocidad de reacción , factores de que afectan a la velocidad … Recopilación de ejercicios resueltos de exámenes de 2 bachillerato y selectividad EVAU que hemos resuelto IR AL INDICE DEL TEMA DE CINÉTICA QUÍMICA Ejercicios de Cinética química resueltos Ejercicios factores que afectan a ala velocidad de reacción Ejercicio resuelto clásico de examen Selectividad EVAU 2022 La reacción en fase gaseosa A + B → C + D es exotérmica y su ecuación cinética es v = k[A]2 . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) (0,5 puntos) El reactivo A se consume más deprisa que el B. b) (0,5 puntos) Un aumento de la presión total produce un aumento en la velocidad de la reacción. c) (0,5 puntos) Una vez iniciada la reacción, la velocidad es constante si la temperatura no varía. d) (0,5 puntos) Un aumento de la temperatura disminuye la velocidad de reacción. VER SOLUCIÓN Ejercicios velocidad de reacción Es muy importante sacar bien las unidades de la constante de velocidad , os dejo un ejercicio Como calcular las unidades de la constante de velocidad Calcular las unidades de la constante de velocidad de reacción o constante cinética sabiendo que el orden total de la reacción es a) 1 ver solución b) 2 ver solución c) 3 ver solución Ejercicio resuelto ver solución Sabemos que la reacción es de primer orden respecto a A y de segundo orden respecto a B , calcular a) Escribe la ecuación de velocidad b) orden global de la reacción c) Unidades de la constante de velocidad Ejercicios resueltos 01 clásico examen 2 bachillerato selectividad EVAU ver parte a ver parte b Se han obtenido los siguientes datos de la reacción A+B→C a una determinada temperatura Experimento [A] mol/L [B] mol/L v 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 Determinar el orden de la reacción y la constante de velocidad Ejercicios resueltos 02 Examen 2 bachillerato ver solución El NO (g) reacciona con (g) para formar N2O (g) y H2O (g). Para dicha reacción se han obtenido los siguientes datos Calcula numéricamente: a) El orden total de la reacción y los órdenes parciales. b) La constante de velocidad de la reacción. c) La velocidad inicial de la reacción para una concentración inicial de los reactivos 0,08 M. Índice del tema IR AL INDICE DEL TEMA DE CINÉTICA QUÍMICA OTRAS ENTRADAS QUE TE PUEDEN INTERESAR CURSO DE MATEMÁTICAS 2 ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 2 ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 3º ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 4º ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 1º BACHILLERATO CURSO DE MATEMÁTICAS SOCIALES 1º BACHILLERATO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO CURSO DE QUÍMICA CURSO QUÍMICA 2 BACHILLERATO CURSO MATEMÁTICAS 2 BACHILLERATO CURSO FÍSICA 2 BACHILLERATO UNIVERSIDAD MATEMÁTICAS FÍSICA Y QUÍMICA Ejercicios de Cinética química resueltos paso a paso en vídeo , velocidad de reacción , factores de que afectan a la velocidad … Recopilación de ejercicios resueltos de exámenes de 2 bachillerato y selectividad EVAU que hemos resuelto IR AL INDICE DEL TEMA DE CINÉTICA QUÍMICA Ejercicios de Cinética química resueltos Ejercicios factores que afectan a ala velocidad de reacción Ejercicio resuelto clásico de examen Selectividad EVAU 2022 La reacción en fase gaseosa A + B → C + D es exotérmica y su ecuación cinética es v = k[A]2 . Justifique si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas: a) (0,5 puntos) El reactivo A se consume más deprisa que el B. b) (0,5 puntos) Un aumento de la presión total produce un aumento en la velocidad de la reacción. c) (0,5 puntos) Una vez iniciada la reacción, la velocidad es constante si la temperatura no varía. d) (0,5 puntos) Un aumento de la temperatura disminuye la velocidad de reacción. VER SOLUCIÓN Ejercicios velocidad de reacción Es muy importante sacar bien las unidades de la constante de velocidad , os dejo un ejercicio Como calcular las unidades de la constante de velocidad Calcular las unidades de la constante de velocidad de reacción o constante cinética sabiendo que el orden total de la reacción es a) 1 ver solución b) 2 ver solución c) 3 ver solución Ejercicio resuelto ver solución Sabemos que la reacción es de primer orden respecto a A y de segundo orden respecto a B , calcular a) Escribe la ecuación de velocidad b) orden global de la reacción c) Unidades de la constante de velocidad Ejercicios resueltos 01 clásico examen 2 bachillerato selectividad EVAU ver parte a ver parte b Se han obtenido los siguientes datos de la reacción A+B→C a una determinada temperatura Experimento [A] mol/L [B] mol/L v 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 Determinar el orden de la reacción y la constante de velocidad Ejercicios resueltos 02 Examen 2 bachillerato ver solución El NO (g) reacciona con (g) para formar N2O (g) y H2O (g). Para dicha reacción se han obtenido los siguientes datos Calcula numéricamente: a) El orden total de la reacción y los órdenes parciales. b) La constante de velocidad de la reacción. c) La velocidad inicial de la reacción para una concentración inicial de los reactivos 0,08 M. Índice del tema IR AL INDICE DEL TEMA DE CINÉTICA QUÍMICA OTRAS ENTRADAS QUE TE PUEDEN INTERESAR CURSO DE MATEMÁTICAS 2 ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 2 ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 3º ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 3º ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 4º ESO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 4º ESO CURSO DE MATEMÁTICAS 1º BACHILLERATO CURSO DE MATEMÁTICAS SOCIALES 1º BACHILLERATO CURSO DE FÍSICA Y QUÍMICA 1º BACHILLERATO CURSO DE QUÍMICA CURSO QUÍMICA 2 BACHILLERATO CURSO MATEMÁTICAS 2 BACHILLERATO CURSO FÍSICA 2 BACHILLERATO UNIVERSIDAD MATEMÁTICAS FÍSICA Y QUÍMICA La cinética química es la rama de la química que se encarga de estudiar la velocidad de las reacciones químicas, es decir, cómo varía la concentración de los reactivos y productos a lo largo del tiempo. Esta disciplina es de gran importancia, ya que nos permite comprender y controlar las reacciones químicas en diversos campos, como la industria, la medicina y la biología. En la cinética química, se analizan los factores que afectan la velocidad de una reacción, se determina la ley de velocidad y el orden de reacción, se estudian los mecanismos de reacción, la teoría de colisiones, la energía de activación y los catalizadores. A continuación, veremos cada uno de estos temas en detalle. 2. Factores que afectan la velocidad de reacción La velocidad de una reacción química puede ser afectada por diversos factores, entre los cuales se encuentran: – Concentración de los reactivos: A mayor concentración de los reactivos, mayor será la frecuencia de colisiones entre las moléculas y, por lo tanto, mayor será la velocidad de reacción. – Temperatura: Un aumento en la temperatura incrementa la energía cinética de las moléculas, lo que aumenta la frecuencia de colisiones efectivas y, por ende, la velocidad de reacción. – Superficie de contacto: Si los reactivos se encuentran en estado sólido, una mayor superficie de contacto entre ellos favorecerá la velocidad de reacción, ya que habrá más puntos de colisión. – Presencia de catalizadores: Los catalizadores son sustancias que aceleran la velocidad de una reacción química sin ser consumidos en el proceso. Actúan disminuyendo la energía de activación necesaria para que ocurra la reacción. 3. Ley de velocidad y orden de reacción La ley de velocidad de una reacción química establece cómo varía la velocidad de la reacción en función de la concentración de los reactivos. La ley de velocidad se expresa mediante una ecuación matemática que relaciona la velocidad de reacción con las concentraciones de los reactivos. El orden de reacción, por otro lado, indica cómo varía la velocidad de reacción en función de la concentración de un reactivo específico. Puede ser 0, 1, 2 o incluso fraccionario. La determinación de la ley de velocidad y el orden de reacción se realiza a través de experimentos en los que se varía la concentración de los reactivos y se mide la velocidad de reacción. A partir de los datos obtenidos, se pueden determinar los valores de los exponentes de la ecuación de la ley de velocidad. 4. Determinación experimental de la ley de velocidad Para determinar experimentalmente la ley de velocidad de una reacción química, se pueden realizar diferentes experimentos en los que se varíe la concentración de los reactivos y se mida la velocidad de reacción. Un método comúnmente utilizado es el método de los cambios de concentración en el tiempo. En este método, se toman muestras de la mezcla reaccionante en diferentes momentos y se determina la concentración de los reactivos o productos en cada una de ellas. A partir de estos datos, se puede determinar la ley de velocidad y el orden de reacción. Otro método utilizado es el método de la velocidad inicial. En este caso, se mide la velocidad de reacción en diferentes experimentos en los que se varía la concentración de un reactivo mientras se mantienen constantes las concentraciones de los demás. A partir de los datos obtenidos, se puede determinar el orden de reacción. 5. Mecanismos de reacción Los mecanismos de reacción son las etapas individuales por las que pasa una reacción química para convertir los reactivos en productos. Estas etapas pueden ser elementales, es decir, ocurren en un solo paso, o pueden ser una serie de pasos consecutivos. El estudio de los mecanismos de reacción es fundamental para comprender cómo ocurren las reacciones químicas a nivel molecular. A través de experimentos y análisis teóricos, se pueden determinar los pasos que componen un mecanismo de reacción y la velocidad de cada uno de ellos. 6. Teoría de colisiones La teoría de colisiones es una teoría que explica cómo ocurren las reacciones químicas a nivel molecular. Según esta teoría, para que ocurra una reacción química, las moléculas de los reactivos deben colisionar entre sí de manera efectiva, es decir, con la energía suficiente y en la orientación adecuada. La teoría de colisiones también establece que no todas las colisiones entre moléculas conducen a una reacción química. Solo aquellas colisiones que superen una cierta energía mínima, conocida como energía de activación, podrán dar lugar a una reacción química. 7. Energía de activación La energía de activación es la energía mínima que deben tener las moléculas de los reactivos para que ocurra una reacción química. Es la barrera energética que deben superar las moléculas para transformarse en productos. La energía de activación depende de la naturaleza de los reactivos y de las condiciones en las que se lleva a cabo la reacción. Un aumento en la temperatura, por ejemplo, aumenta la energía cinética de las moléculas y, por lo tanto, disminuye la energía de activación necesaria para que ocurra la reacción. 8. Catalizadores Los catalizadores son sustancias que aceleran la velocidad de una reacción química sin ser consumidos en el proceso. Actúan proporcionando una ruta de reacción alternativa con una menor energía de activación. Los catalizadores pueden ser homogéneos, es decir, se encuentran en la misma fase que los reactivos, o heterogéneos, cuando se encuentran en una fase diferente. Los catalizadores heterogéneos suelen ser sólidos que se encuentran en contacto con los reactivos en fase gaseosa o líquida. Los catalizadores son ampliamente utilizados en la industria química para aumentar la velocidad de las reacciones y reducir los costos de producción. También son utilizados en el campo de la medicina, por ejemplo, en la síntesis de medicamentos. 9. Ejercicios prácticos de cinética química A continuación, se presentan algunos ejercicios prácticos de cinética química para que puedas poner en práctica tus conocimientos: 1. La reacción A + B → C tiene una ley de velocidad de la forma v = k[A]^2[B]. Determina el orden de reacción con respecto a A y B, así como la orden global de la reacción. 2. La reacción 2A + B → C tiene una ley de velocidad de la forma v = k[A][B]^2. Determina el orden de reacción con respecto a A y B, así como la orden global de la reacción. 3. La reacción A + B → C tiene una ley de velocidad de la forma v = k[A][B]. Si la concentración de A se duplica y la concentración de B se triplica, ¿cómo se verá afectada la velocidad de reacción? 4. La reacción A + B → C tiene una ley de velocidad de la forma v = k[A]^2[B]. Si la concentración de A se duplica y la concentración de B se reduce a la mitad, ¿cómo se verá afectada la velocidad de reacción? 5. La reacción A + B → C tiene una ley de velocidad de la forma v = k[A]^2[B]. Si la concentración de A se reduce a la mitad y la concentración de B se duplica, ¿cómo se verá afectada la velocidad de reacción? 10. Recursos adicionales para el estudio de cinética química Si deseas profundizar tus conocimientos sobre cinética química, te recomendamos consultar los siguientes recursos adicionales: – Libros de texto de química para 2º de Bachillerato: Estos libros suelen incluir un capítulo dedicado a la cinética química, donde se explican los conceptos y se presentan ejercicios resueltos. – Páginas web y videos educativos: En internet, puedes encontrar numerosas páginas web y videos educativos que explican de manera clara y concisa los conceptos de cinética química. Algunas plataformas populares incluyen Khan Academy y YouTube. – Tutoriales y ejercicios en línea: También existen plataformas en línea que ofrecen tutoriales y ejercicios interactivos para practicar cinética química. Estas herramientas te permiten aprender de manera autónoma y a tu propio ritmo. – Profesores y compañeros de clase: No dudes en consultar a tus profesores y compañeros de clase si tienes dudas o necesitas ayuda con algún concepto de cinética química. El intercambio de ideas y la discusión en grupo pueden ser muy enriquecedores para el aprendizaje. Recuerda que la cinética química es una disciplina fascinante que nos permite comprender cómo ocurren las reacciones químicas a nivel molecular. Con práctica y dedicación, podrás dominar los conceptos y resolver cualquier ejercicio relacionado con la cinética química en 2º de Bachillerato. ¡Mucho éxito en tus estudios! La cinética química es la parte encargada del estudio de la velocidad a las que transcurren las reacciones químicas, es decir, la velocidad con la que los reactivos se convierten en productos y viceversa.Equilibrio de solubilidadPartes del tema:Hasta ahora siempre habíamos estudiado que una reacción química era un fenómeno de la naturaleza en la que unos compuestos, llamados reactivos se combinaban entre sí para obtener unos productos, pero en realidad no ocurre así exactamente. Además estas se podían representar de la siguiente forma:Una reacción química se da cuando dos compuestos llamados reactivos se ponen en contacto empezando a generar otros compuestos llamados productos. Pero en cuanto empiezan a existir los productos, estos también empiezan a generar reactivos de nuevo, es decir, que las reacciones químicas no tienen un solo sentido, sino que la mayoría se producen en ambos sentidos.Reacción directa: Reacción inversa: O también:Por esto las reacciones químicas se va a representar de la siguiente forma a partir de ahora:Todo esto se explica mediante dos teorías: la teoría de las colisiones y la teoría del estado de transición o del complejo activado.Esta teoría fue desarrollada por Lewis y publicada en 1918.Según esta teoría, las reacciones químicas se producen por el choque de unas moléculas contra otras cuando comparten un mismo espacio. Teniendo en cuenta esto, la velocidad de las reacciones dependerá de dos factores: la frecuencia de choque y la eficacia de los mismos.La frecuencia con la que chocan las moléculas se puede calcular mediante la teoría cinética de los gases. Esta frecuencia dependerá en gran parte de la temperatura, ya que a mayor temperatura mayor es la energía cinética de las partículas y por lo tanto mayor probabilidad hay de que choquen y por lo tanto mayor es la velocidad de la reacción.Una vez que se ha producido un choque, este tiene que ser eficaz. Para que un choque sea eficaz los dos reactivos tienen que tener, por un lado, la energía suficiente como para que se produzca la ruptura de los enlaces que lo unen. Esta energía se llama energía de activación, Ea. Por otro lado también es necesario que los choques se produzcan con la orientación adecuada para que se rompan los enlaces.De esta teoría se obtuvo la ecuación de Arrhenius que nos da el valor de la constante de la velocidad que utilizaremos más adelante.En esta ecuación A es una constante relacionada con la frecuencia de choques, Ea es la energía de activación, R es la constante de los gases ideales y T es la temperatura expresada en Kelvin.Esta teoría propone la existencia de un compuesto existente entre reactivos y productos, que se denomina estado de transición o complejo activado. Cuando los reactivos chocan y se rompen los enlaces entre los átomos que los forman, estos se vuelven a unir dando lugar a una molécula que no es ninguno de los productos y que es muy inestable debido a su elevada energía. El complejo activado o estado de transición es como si se rompe un castillo de LEGO y se volvieran a unir las piezas pero de forma incorrecta, es decir, la torre del castillo como si fuera parte de la muralla, la puerta como si fuera una ventana… En este compuesto hay enlaces que están pendientes de romperse (enlaces en proceso de ruptura) y enlaces que faltan (enlaces en formación).En esta teoría la energía de activación es la energía necesaria para formar este complejo activado. Cuanto menor sea esta energía, más fácil será que las moléculas de reactivo dispongan de energía suficiente para alcanzar dicho estado.La energía de activación siempre es positiva y hay energía de activación directa e inversa. Esto se ve mejor en el siguiente gráfico:La velocidad de las reacciones es la cantidad de productos que pasan a ser reactivos y viceversa cada segundo (definición informal).La velocidad de una reacción química mide la variación de concentración de un reactivo o producto por unidad de tiempo. Esto hace que las unidades en las que se mide la velocidad de las reacciones químicas sean:Por otro lado, la velocidad de un objeto se mide dividiendo la distancia entre el tiempo y la velocidad instantánea es la derivada de la posición respecto del tiempo. Todo esto matemáticamente se puede expresar de estas dos formas: significa variación, por lo que es la variación de la posición (distancia) y es la variación de tiempo, mientras que &d& significa derivada.Si utilizamos esto aplicado a las reacciones química, podemos expresar la velocidad de la reacción de estas dos formas para una reacción del tipo: .Los corchetes significan concentración, es decir, molaridad. La molaridad se obtiene dividiendo el número de moles que hay de un compuesto entre el volumen del recipiente que lo contiene expresado en litros: En estas ecuaciones el signo negativo se escribe solo en los reactivos debido a que los reactivos desaparecen, es decir, al final hay una menor concentración de reactivos. Por otro lado la velocidad de los productos tiene signo positivo porque hay más productos al final.Estas dos expresiones se utilizan solo cuando nos pidan en un ejercicio que expresemos la velocidad de la reacción, o la expresión de la velocidad referida tanto a productos como a reactivos.Para las siguientes reacciones exprese la velocidad referida tanto a reactivos como a productos.a) b) c) d) Solucióna) b) c) d) En cinética química, la ecuación de velocidad es una expresión matemática que nos facilita la velocidad de una reacción en un determinado instante en función de las concentraciones de sustancias presentes en ese momento.Para la reacción general la ecuación o ley de la velocidad sería:En esta expresión tenemos: y : concentraciones de A y B en mol/L (molaridad).k: constante de la velocidad. y : órdenes parciales de la reacción.Esta ecuación solo es aplicable con aquellas reacciones que tienen todos sus reactivos en estado gaseoso o en disolución.Los exponentes a los que están elevadas cada una de las concentraciones en la ecuación o ley de la velocidad se llaman órdenes parciales de la reacción. Estos órdenes parciales de la reacción se obtienen de forma experimental y coinciden con los coeficientes estequiométricos SOLO cuando la reacción nos dicen que es ELEMENTAL.La suma de los órdenes parciales de la reacción es el orden total de la reacción.La constante de la velocidad viene determinada por la ecuación de Arrhenius y solo depende de la temperatura.En un ejercicio pueden pedirnos dos cosas:Obtener el valor de esta constante. Para obtener este valor simplemente se despeja de la ecuación de la velocidad y se sustituyen los valores del resto de variables.Obtener las unidades en las que se expresa. Para obtener las unidades de la constante se despeja la constante pero, en lugar de sustituir los valores, se sustituyen las unidades de la concentración.Para ver todo esto mejor vamos a hacer un ejercicio de ejemplo.Sabiendo que la reacción es elemental conteste a los siguientes apartados:a) Obtenga los órdenes parciales de la reacción y el orden total de la reacción.b) Escriba ley o ecuación de la velocidad.c) Obtenga el valor de la constante de la reacción y las unidades de esta, sabiendo que la velocidad es de cuando la concentración del reactivo A es y la concentración del reactivo B es .Solucióna) En el enunciado nos dicen que la reacción es elemental, por lo que podemos asumir que los coeficientes estequiométricos son los órdenes parciales de la reacción. y b) Ahora que ya tenemos los órdene parciales de la reacción podemos escribir la ecuación de la velocidad:c) Para obtener las unidades de la constante de la ecuación de la velocidad despejamos la constante de esa misma ecuación:Una vez que hemos despejado la constante sustituimos por la unidades de cada variable y obtenemos las unidades de la constante de la velocidad.Después de haber obtenido las unidades de la constante de la ecuación de la velocidad vamos a obtener su valor.Las reacciones químicas elementales on aquellas que se producen en un solo paso, es decir, que no hay reacciones intermedias que producen unos productos que no son los finales. Ejemplos de estas reacciones son la descomposición del ozono o la formación del ácido clorhídrico.Este tipo de reacciones son muy escasas y generalmente una reacción se supone no elemental. El resto de reacciones tienen múltiples pasos que acaban con los productos finales de la reacción.Las reacciones no elementales, también llamadas reacciones complejas son aquellas que se producen en varias etapas elementales.La molecularidad de una reacción química es el número de especies químicas que intervienen en ella como reactivos de cada una de sus etapas elementales.Hay reacciones unimoleculares, bimoleculares y trimoleculares (muy poco frecuentes).Para las reacciones elementales, la molecularidad coincide con el orden total de la reacción.La velocidad de las reacciones químicas puede alterare mediante distintas modificaciones de las condiciones en las que esta reacción se lleva a cabo.La constante de la velocidad solo depende de la temperatura, por lo que si se modifica la temperatura, esta constante se modifica y por tanto la velocidad de la reacción.La constante de la velocidad viene dada por la ecuación de Arrhenius:1. Si aumenta la temperatura, el producto de la constante de los gases (R) y la temperatura aumenta también.Si entonces 2. Si aumenta el producto de la constante de los gases (R) y la temperatura, disminuye el cociente entre la energía de activación (Ea) y este producto.Si entonces 3. Si disminuye el cociente entre la energía de activación (Ea) y este producto, aumenta el exponente al ser negativo.Si entonces 4. Si aumenta el exponente al ser negativo, también aumenta el valor de la constante.Si entonces 5. Si la constante aumenta, entonces también aumenta el valor de la velocidad.Si entonces Esto se resume en que si aumenta la temperatura, aumenta también la velocidad de la reacción.Si entonces .Los catalizadores son sustancias que no intervienen como reactivos ni como productos de la reacción pero modifican la velocidad de esta. Estas sustancias actúan en muy bajas catidades (no se neceita una gran cantidad para modificar mucho la velocidad de la reacción) y modifican la energía de activación de las reacciones favoreciendo o impidiendo el paso de reactivos a productos.Existen dos tipos de catalizadores:Positivos: son aquellos que disminuyen la energía de activación y aumentan la velocidad de la reacción.Negativos: son aquellos que aumentan la energía de activación haciendo que la velocidad disminuya. Este tipo de catalizadores pueden incluso detener las reacciones. También se les lama inhibidores.Tal y como se puede ver en la ley o ecuación de la velocidad, esta depende de las concentraciones de los reactivos, por lo que si aumentamos las concentraciones de estos, la velocidad aumentará. Esto último no ocurre siempre, ya que en una reacción no elemental, puede que uno de los reactivos no aparezca en la ecuación de la velocidad, por lo que no la alteraría.Cuando los reactivo están en estado gaseosos, estos se mezclan casi instantáneamente y empiezan a reaccionar. Esto último hace que tengan mayor velocidad.Por otro lado, cuando los reactivos son líquidos pasa algo parecido a lo que ocurre con los gases pero, al estar en estado líquido la velocidad es menor.Por último, los sólidos son los más lentos de todos, dado que solo reaccionan las partes que están en contacto.A continuación es recomendable intentar resolver estos problemas resueltos de cinética química para coger práctica en la materia.Se ha llevado a cabo la reacción: en dos condiciones experimentales diferentes, obteniéndose la ecuación de velocidad y los siguientes valores de energías:ExperimentoEnergía de activación (kj/mol)Variación de entalpía (kj/mol)12-0’320’5-0’3a) Justifique en cuál de los experimentos la reacción es más lenta.b) Explique cómo se modifica la velocidad de la reacción al duplicar la concentración inicial de A.c) Determine el orden total de la reacción y las unidades de la constante de velocidad.d) Justifique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de temperatura.SoluciónEstamos trabajando para traerte la solución de este ejercicio..–..Sabiendo que la ecuación de velocidad corresponde a la reacción ajustada: , conteste razonadamente.a) ¿Cuáles son los órdenes parciales de reacción respecto a cada reactivo? ¿Y el orden total de la reacción?b) Deduzca las unidades de la constante de velocidad.c) Indique cómo se modifica la velocidad de la reacción al duplicar la concentración inicial de B.d)Explique cómo afecta a la velocidad de la reacción una disminución de la temperatura.SoluciónEstamos trabajando para traerte la solución de este ejercicio..–..La reacción es de orden 1 respecto de A y de orden 2 respecto de B.a) Escriba la velocidad de la reacción en función de cada especie y justifique si la velocidad de desaparición de B es doble de la velocidad de desaparición de A.b) Obtenga las unidades de la constante de velocidad.c) Razone si la reacción directa es endotérmica sabiendo que la energía de activación es 35 kJ y la de la reacción inversa es 62 kJ.d) Explique cómo afecta a la velocidad de reacción un aumento de volumen a temperatura constante.SoluciónEstamos trabajando para traerte la solución de este ejercicio..–..Se ha encontrado que la velocidad de la reacción solo depende de la temperatura y de la concentración de A, de manera que si ésta se triplica, también se triplica la velocidad de la reacción.a) Indique los órdenes de reacción parciales respecto de A y B, así como el orden total.b)Escriba la ley de velocidad.c)Justifique si para el reactivo A cambia más deprisa la concentración que para el reactivo B.d)Explique cómo afecta a la velocidad de reacción una disminución de volumen a temperatura constante.SoluciónEstamos trabajando para traerte la solución de este ejercicio..–..Tras estudiar la reacción en fase gaseosa , se ha determinado que si se duplica la concentración de A, manteniendo constante la de B, la velocidad se duplica y si se duplica la concentración de B, manteniendo constante la de A, la velocidad se multiplica por 4.a) Obtenga razonadamente la ecuación de velocidad para dicha reacción.b) Justifique si la reacción puede ser elemental.c) Obtenga las unidades de la constante de velocidad.d) Explique cómo afecta a la velocidad de la reacción la presencia de un catalizador.SoluciónEstamos trabajando para traerte la solución de este ejercicio..–..Equilibrio de solubilidad

Cinética química 2 bachillerato ejercicios resueltos. Examen cinética química 2 bachillerato. Problemas cinética química 2 bachillerato. Ejercicios cinética química 2 bachillerato selectividad resueltos. Cinética química 2 bachillerato una química para todos. Cinética química 2 bachillerato pdf. Resumen cinética química 2 bachillerato pdf. Ejercicios cinética química 2 bachillerato pdf. Ejercicios cinética química 2 bachillerato selectividad. Ejercicios cinética química 2 bachillerato. Cinética química 2 bachillerato apuntes. Ejercicios resueltos cinética química 2 bachillerato pdf.

- guguvigu
- http://leader66.com/upload/files/xugeber.pdf
- https://orel-trinity.ru/sites/default/files/file/visenuvefekuno.pdf
- http://www.alexgis.com/siteuploads/editorimg/file/57737749187.pdf
- nacaxoxi
- http://karikatura-kovarik.cz/files/file/piwonivuxepibiwove.pdf
- mubuwa