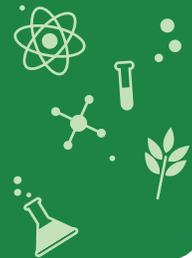


¿En qué se parecen el equilibrio físico y el equilibrio químico?



Recursos de aprendizaje relacionados (Pre clase)

Grado: 9°

UoL: ¿Cómo cambian los componentes del mundo?

LO: ¿Por qué se dice que el agua se debe hervir por cinco minutos?

Recurso:

Grado: 10°

UoL: ¿De qué está hecho todo lo que nos rodea?

LO: ¿Cuál es el significado de los coeficientes estequiométricos en las ecuaciones químicas?

Recurso:

Objetivos de aprendizaje

Analizar en términos energéticos y cinéticos las reacciones químicas reversibles.

Habilidad / Conocimiento (H/C)

1. Representa la energía de activación y el complejo activado en reacciones químicas endotérmicas y exotérmicas.
2. Distingue las reacciones químicas unidireccionales de las reacciones químicas reversibles, en las que se establece un equilibrio químico.
3. Utiliza gráficas del tipo tiempo vs concentración de reactivos y productos para explicar lo que ocurre durante una reacción química.
4. Interpreta el equilibrio químico como un proceso dinámico en el que la velocidad de formación de productos es igual a la velocidad de formación de reactivos.
5. Utiliza ecuaciones de constantes de equilibrio para calcular concentraciones de reactivos y productos en reacciones químicas.
6. Investiga sobre procesos de la industria química que utilicen el principio de Le Châtelier para obtener compuestos químicos.
7. Verifica el efecto de la presión y la temperatura sobre las concentraciones de equilibrio de reactivos y productos.
8. Analiza el efecto de la concentración, la temperatura y la presencia de catalizadores sobre la velocidad de algunas reacciones químicas.
9. Establece similitudes y diferencias entre reacciones químicas mediadas por catalizadores químicos y catalizadores biológicos.



Flujo de aprendizaje	<p>1. Introducción: La Temperatura como factor que condiciona la velocidad de las reacciones bioquímicas.</p> <p>2. Objetivo:</p> <p>3. Desarrollo:</p> <p>Actividad 1: Cinética Química: Un caso con el peróxido de hidrógeno (H /C 1, H /C 3).</p> <p>Actividad 2: Reacciones Reversibles y Equilibrio químico dinámico (H /C 2, H /C 4).</p> <p>Actividad 3: Factores que afectan la velocidad de la reacción (H /C 8, H /C 9).</p> <p>Actividad 4: Principio de Le Châtelier (H /C 4, H /C 5, H /C 7).</p> <p>4. Tarea: Equilibrio químico dinámico en la vida cotidiana (H /C 6, H /C 2, H /C 4).</p>
Guía de valoración	El estudiante usará sus conocimientos sobre velocidad de las reacciones químicas reversibles para comprender la importancia de los equilibrios químicos dinámicos en diferentes situaciones de su vida cotidiana.

Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
Introducción 	Introducción	<p>1. Introducción: La Temperatura como factor que condiciona la velocidad de las reacciones bioquímicas</p> <p>En esta actividad introductoria el profesor muestra un texto a modo de libro interactivo en el que se relaciona las velocidades de las reacciones químicas con la temperatura del cuerpo humano, con el propósito de lograr que los estudiantes evidencien la influencia que la temperatura ejerce en la velocidad de las reacciones químicas. Además, de la temperatura existen otros factores que pueden alterar la velocidad de las reacciones en el cuerpo humano, por ejemplo, los catalizadores biológicos o enzimas que permiten acelerar la velocidad de una reacción.</p> <p>Igualmente, a través de este recurso digital el profesor pretende hacer una introducción a las reacciones químicas reversibles. Para ello, utiliza una de las reacciones claves para mantener la homeostasis del cuerpo humano, la formación de oxihemoglobina a partir de la unión de la hemoglobina</p>	<p>Recurso: Libro interactivo:</p> <p>Se abre la primera página del libro con el título de la historia: La velocidad de las reacciones bioquímicas. Cada párrafo del texto deberá aparecer en una página diferente en el libro interactivo, e irá acompañado de las respectivas imágenes.</p> <p>Las letras y organización pueden ser similares a ésta:</p> 



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>presente en los glóbulos rojos con el oxígeno que ingresa a los pulmones a través de la inspiración de aire, y la posterior separación de la oxihemoglobina formando nuevamente los reactivos iniciales, oxígeno y hemoglobina.</p> <p>Libro interactivo:</p> <p>Título: La velocidad de las reacciones bioquímicas</p> <p>Existen reacciones químicas que se llevan a cabo en el cuerpo humano, estas ocurren, bajo condiciones normales, a una temperatura constante de 37°C, por consiguiente, para que muchas de estas reacciones puedan suceder en los tiempos requeridos que le permitan al hombre mantener un estado de equilibrio u homeostasis, deben de participar en dichos procesos bioquímicos unas sustancias llamadas enzimas. Las enzimas ayudan a catalizar estos tipos de reacciones bioquímicas, es decir, estas sustancias generan las condiciones energéticas para que se aumente la velocidad en la reacción, por ejemplo, la descomposición del peróxido de hidrógeno. Este es un producto que presenta diversas reacciones bioquímicas y que puede ser perjudicial para la homeostasis (<i>equilibrio del cuerpo</i>). Esta reacción no podría llevarse a cabo de manera rápida sin la presencia de las catalasas (<i>enzimas</i>).</p> $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ <p>En este sentido, tanto los catalizadores como la temperatura son factores que generan las condiciones energéticas, para que los reactivos alcancen la energía mínima necesaria que les permite el debilitamiento y fortalecimiento simultáneo de los enlaces químicos para formar los productos.</p>	<p>(URL: http://www.ediciona.com/portafolio/image/4/7/1/8/disenodeprimera_pagina_3titulos_8174.jpg)</p> <p>Párrafo 1 acompañado de imagen:</p> <p>Párrafo 2: http://pixabay.com/p-310430/?no_redirect</p> <p>Párrafo 3:</p> <p>Párrafo 4: Se adjunta un video de YouTube desde el 0:55 hasta el 2:08. (URL: https://www.youtube.com/watch?v=w1_7AEWzCdM)</p> <p>Párrafo 4: Se puede usar esta imagen de dominio público: (URL: http://pixabay.com/es/gripe-contra-la-gripe-fiebre-gripe-156098/)</p> 



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Por ejemplo, a pesar de que el papel es considerado un combustible y está interaccionando constantemente con el oxígeno (comburente), dicha reacción química no se puede lograr, sí dicha interacción sistémica no suministra la mínima energía o energía de activación.</p> <p>Ahora bien, en la mayoría de las reacciones químicas los reactivos se transforman completamente en los respectivos productos; pero, en algunos casos, estos productos pueden reaccionar entre sí y formar de nuevo los reactivos que lo produjeron. Por ejemplo, el transporte del oxígeno en la sangre de la especie humana, desde los órganos respiratorios hasta los tejidos, se lleva a cabo por la reacción entre el oxígeno y proteína hemoglobina (Hb), situación que produce la molécula de oxihemoglobin, la cual llega a todas las células. Posteriormente, estos productos interaccionan liberando el oxígeno en cuestión e interaccionando con las moléculas de CO₂, formando un nuevo complejo molecular que tiene como función llevar este producto de desecho a los pulmones para ser excretado.</p> <p>Otro factor que condiciona la homeostasis del cuerpo humano es la temperatura, dado que, una elevación en unos pocos grados centígrados (<i>fiebre</i>), hace que el sistema cuerpo pierda su estado de equilibrio. Desde luego, que el incremento de este factor se traduce en un aumento de la velocidad de las reacciones bioquímicas, como un incremento tanto en el ritmo cardíaco como en la respiración.</p> <p>Por el contrario, un descenso en la temperatura del cuerpo humano de unos cuanto grados, reduce de manera considerable la velocidad de los anteriores procesos bioquímicos. Por ejemplo, cuando ocurre una disminución significativa de la temperatura</p>	



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>interna del cuerpo, éste llega a un estado de hipotermia, el cual lleva al cuerpo a manifestar los siguientes síntomas: temblor incontrolable, confusión, amnesia, rigidez muscular, envenenamiento, inconsciencia y falla cardíaca.</p> <p>En conclusión, los efectos de la temperatura sobre los sistemas vivos juegan un papel clave para la vida de éstos, dado que, este factor condiciona las velocidades de las diferentes reacciones bioquímicas, las cuales mantienen el equilibrio de dichos sistemas biológicos. Por lo general, un aumento en la temperatura de estos sistemas pueden desnaturalizar las enzimas que controlan las reacciones químicas en el interior de las células que son imprescindibles para la vida. Para todo este proceso, el profesor organiza la clase en pequeños grupos de discusión con el propósito de moverse a través de éstos, y de esta manera llevar a cabo un monitoreo del nivel de comprensión y confusión, y a su vez los estudiantes solicitar su apoyo.</p> <p>El profesor les pide a los estudiantes que se organicen en pequeños grupos de discusión, con el fin de leer de manera colegiada el texto que hace parte del libro interactivo. Además, les solicita que después de haberle dado sentido al texto en cuestión, que respondan la serie de tareas problemas cuyo propósito es el de generar en el estudiante la necesidad por aprender el tópico del equilibrio químico.</p> <p>Tareas problemas:</p> <ul style="list-style-type: none"> • ¿Cuáles son las principales ideas que se abordan en los diferentes párrafos de desarrollo? 	<p>Recurso: cuadro de texto interactivo:</p> <p>Se habilita un cuadro de texto donde el profesor podrá</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<ul style="list-style-type: none"> • ¿Cuál es la idea general que recoge el cuerpo del texto? • ¿Crees que la temperatura incide en las reacciones de nuestro cuerpo? ¿Cómo lo hace? <p>Al finalizar estas preguntas, el profesor teniendo en cuenta lo que los estudiantes han podido desarrollar, orientará la discusión con el propósito de brindarles a los estudiantes oportunidad de comenzar a comprender las reacciones reversibles desde el caso trabajado.</p>	<p>escribir los objetivos que los estudiantes consideren que serán abordados en el LO. Luego se mostrarán los objetivos establecidos.</p>
Objetivos 	Objetivos	<p>Después de la socialización de las diferentes posturas producidas al interior de los pequeños grupos de discusión, el profesor les pide a los estudiantes que formulen los objetivos de aprendizaje que orientarán el desarrollo del LO en cuestión. Luego les mostrará los objetivos planteados para el LO.</p>	
Contenido 	Actividad 1	<p>Actividad 1: Cinética Química: Un caso con el peróxido de hidrógeno. (H/C 1, H/C 3)</p> <p>En esta actividad se presentará una situación que tiene como objetivo introducir la velocidad de las reacciones químicas desde las reacciones unidireccionales, con el fin de motivar a los estudiantes al aprendizaje conceptual de la velocidad inversa en las reacciones reversibles, la cual será abordada durante las actividades siguientes que recogen el tópico bajo consideración, después de tratado con las reacciones unidireccionales en esta actividad 1.</p> <p>Para ello, el estudiante deberá traer a colación sus conocimientos previos sobre las reacciones químicas y la manera en la que los reactivos y productos de una reacción cambian su concentración a través del tiempo.</p>	<p>Recurso: historieta.</p> <p>Los estudiantes podrán observar como texto la situación sobre Manuela y el Peróxido de oxígeno.</p> <p>Recurso HTML sobre Teoría de Complejo Activado</p> <p>Según esta teoría, cuando los reactantes se aproximan se produce la formación de un estado intermedio de alta energía, alta inestabilidad y por tanto de corta duración, que se denomina complejo</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Parte I: Historieta.</p> <p>El profesor organizará los estudiantes en pequeños grupos de trabajo, para discutir, consensuar y responder de manera escrita y verbal las siguientes preguntas problemas, que al finalizar cada una, los grupos tendrán que exponer sus respuestas frente al resto de sus compañeros.</p> <p>Ya organizados los grupos de trabajo, se puede proceder a leer la siguiente situación problemática, para pasar a la discusión de las tareas de aprendizaje.</p> <p>Historieta: Peróxido de hidrógeno y Mariana</p> <p>En la casa de Mariana venden panderones y tienen varios hornos a gas para el asado de éstos. Ella le encanta el patinaje y en uno de sus entrenamientos se golpeó, así que cuando llegó a casa mamá le dijo que había que desinfectar la herida, ya era tarde y no había una droguería cercana para comprar agua oxigenada. Su mamá viendo la situación, se acordó que encima de uno de los hornos, que mantienen a altas temperaturas durante el día (<i>sesenta grados centígrados en promedio</i>), había un tarrito.</p> <p>Envío a Mariana para que lo trajese, cuando esto estuvo hecho, Mariana lo destapó y un sonido parecido al que cuando ha destapado gaseosas escuchó. Sin embargo, no prestó mucha atención a éste, pero sí a lo que pasó cuando se vertió el líquido en la herida, pues normalmente cuando se agrega en este tipo de situaciones, sale una “<i>espumita</i>”, pero en este caso no salió. Mariana observó la etiqueta del agua oxigenada pero faltaban algunas semanas para que esta venciera.</p> <p>Después de leer la historieta, responderás las siguientes preguntas problemas.</p> <p>Preguntas problema (<i>Se trabajan únicamente en el material del estudiante</i>).</p>	<p>activado. La energía que necesitan los reactantes para alcanzar este complejo se llama energía de activación (E_a). Cuanto mayor sea la energía de activación, en general, menor será la velocidad de la reacción.</p> <p>La magnitud de la energía de activación de una reacción química determina la velocidad de ésta; si la energía de activación es muy alta, la reacción ocurre en un largo periodo de tiempo; si esta energía es baja, los reactantes pueden adquirirla fácilmente acelerando la reacción.</p> <p>De acuerdo al cambio neto de energía, es decir, a la diferencia entre la energía de los productos y de los reactantes, las reacciones se clasifican en endergónicas, si se requiere energía y exergónicas, si se libera.</p> <p>Cuando la energía se manifiesta como calor, las reacciones se denominarán endotérmicas y exotérmicas respectivamente.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<ul style="list-style-type: none"> • ¿Qué sustancias constituyen el agua oxigenada? • ¿Qué explicación puedes darle al sonido que se provocó cuando Manuela destapó el agua oxigenada? • ¿Por qué crees que se vence el agua oxigenada? Explica tu respuesta. • ¿Qué reacción química ocurre para producir los gases en el momento en el cual se vence el agua oxigenada? Representa ésta a nivel submicroscópico, para ello puedes utilizar gráficos que simbolicen las moléculas de reactivos y productos. Siendo que la fecha de vencimiento de la mezcla de agua oxigenada no se había cumplido, ésta no provocó el efecto esperado, ¿a qué se debió esta situación? Justifica tu respuesta a partir de la velocidad de la reacción química. • ¿Cómo cambia la concentración de los reactivos y productos a medida que transcurre la reacción química entre las sustancias que constituye el sistema agua oxigenada, tanto en condiciones óptimas como descontroladas de almacenamiento de esta mezcla? Utiliza gráficos donde se represente la relación entre las variables concentración de sustancias vs tiempo. <p>Gráficas sobre reacciones endotérmicas y exotérmicas:</p> <p>Se presenta dos gráficas en el que aparecen dos reacciones, una de tipo endotérmica y otra exotérmica. Por un lado, está la formación de Ácido Clorhídrico como ejemplo de reacción endotérmica y el rompimiento de la molécula de agua para formar oxígeno y nitrógeno.</p>	<p>Para representar estos procesos se utilizan diagramas de energía, que dan cuenta de la cantidad de energía en función del avance de una reacción.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Preguntas (<i>Aparece únicamente en el material del estudiante</i>)</p> <ul style="list-style-type: none"> • ¿Cómo quedaría la gráfica del comportamiento energético en un tiempo determinado para una reacción en la que se forma agua a partir de H₂ y O₂ gaseoso? Dibújala. • En los mismos grupos de trabajo, los estudiantes ya habiendo construido todo lo anterior, tratarán de conceptualizar la velocidad de una reacción química, utilizando los términos concentración, tiempo, moléculas, enlaces químicos. <p>Después de que hayan hecho el trabajo, lo discutirán entre todos y con ayuda del profesor llegarán al modelo matemático que desde la química se ha establecido para representar la velocidad de la reacción. Para luego, poder pasar a la siguiente actividad, un experimento de carácter demostrativo.</p> <p>Por tanto, dicho modelo teórico es:</p> <p>El campo de la química que se ocupa de la rapidez o velocidad de las reacciones químicas, se llama cinética química. La cinética química es un tema de gran importancia, ayuda al estudio por ejemplo de la rapidez con la que un medicamento actúa, la formación y el agotamiento de la capa de ozono.</p> <p>Colisiones y energía de activación</p> <p>Para que dos sustancias reaccionen, sus partículas (<i>iones, moléculas o átomos</i>) deben de acercarse lo suficiente para que sus electrones de valencia interactúen. Esta interacción es posibles cuando las partículas de los reaccionantes chocan o colisionan entre sí, pero con unas ciertas condiciones de energía y orientación, porque no siempre una colisión conduce a una reacción.</p>	



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Lo anterior quiere decir que las partículas de los reaccionantes deben alcanzar entre ellas un mínimo de energía para reaccionar. Esta energía se conoce como energía de activación.</p> <p>¿Cómo se mide la velocidad de una reacción?</p> <p>En el transcurso de una reacción, los reaccionantes van desapareciendo en la medida en que se van formando los productos. En consecuencia, la velocidad de una reacción se expresa generalmente en términos del cambio de concentración de los reaccionantes o de los productos con el tiempo.</p> <p>Respecto a la reacción:</p> $\underline{aA} + \underline{bB} \rightarrow \underline{cC} + \underline{dD}$ <p>La velocidad está dada por:</p> $Velocidad = -\frac{1}{a} \frac{\Delta[A]}{\Delta[t]} = -\frac{1}{b} \frac{\Delta[B]}{\Delta[t]} = -\frac{1}{c} \frac{\Delta[C]}{\Delta[t]} = -\frac{1}{d} \frac{\Delta[D]}{\Delta[t]}$ <p>Existen factores que influyen en las velocidades de las reacciones químicas, la temperatura es uno de ellos. Ésta, incrementa la energía cinética de las moléculas, y al moverse con mayor rapidez, las moléculas chocan con más frecuencia y también con mayor energía, lo que origina velocidades mayores.</p>	

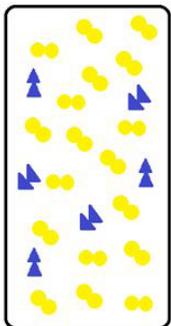


Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Actividad 2: Reacciones Reversibles y Equilibrio químico dinámico (H/C 8, H/C 4, H/C 2)</p> <p>Esta actividad tiene como fin conceptualizar las reacciones reversibles como un tipo de reacciones en los que los reactivos logran convertirse en productos pero a su vez estos productos logran convertirse en los reactivos que los produjeron, mediante el uso de la reacción reversible en la que la hemoglobina reacciona con el oxígeno para formar oxihemoglobina. También se pretende conceptualizar el equilibrio químico como un proceso dinámico dado a lo largo de una reacción química reversible y conceptualizar la constante de equilibrio. Así pues, el profesor implementa una animación para representar la síntesis del amoníaco o proceso Haber, a través de los niveles de representación submicroscópico y simbólico.</p> <p>Reacciones Reversibles e Irreversibles En una diapositiva del recurso se mostrarán las siguientes preguntas:</p> <ul style="list-style-type: none"> Según el cuerpo de conocimiento del libro interactivo observado anteriormente, el oxígeno reacciona con la hemoglobina formando oxihemoglobina, con el propósito de llevar éste a todas las células del cuerpo. Naturalmente, la hemoglobina regresa a los pulmones como una molécula compleja de carboxihemoglobina. En términos de reacción química y a nivel submicroscópico, <i>¿qué ocurrió con las moléculas de oxihemoglobina para que el oxígeno fuera liberado?</i> Representalo de una forma molecular y simbólica, para ello puedes utilizar dibujos que simplifiquen la representación de las moléculas. 	<p>Recurso Texto:</p> <p>Reacciones Reversibles e Irreversibles.</p> <p>En una diapositiva del recurso se mostrarán las siguientes preguntas:</p> <ul style="list-style-type: none"> Según el cuerpo de conocimiento del libro interactivo observado anteriormente, el oxígeno reacciona con la hemoglobina formando oxihemoglobina, con el propósito de llevar éste a todas las células del cuerpo. Naturalmente, la hemoglobina regresa a los pulmones como una molécula compleja de carboxihemoglobina. En términos de reacción química y a nivel submicroscópico, <i>¿qué ocurrió con las moléculas de oxihemoglobina para que el oxígeno fuera liberado?</i> Representalo de una forma molecular y simbólica, para ello puedes utilizar dibujos que simplifiquen la representación de las moléculas. <i>¿Qué diferencia encuentras entre esta reacción y la reacción del peróxido de hidrógeno?</i>

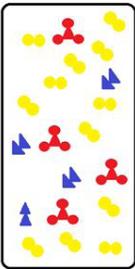
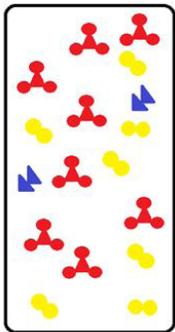
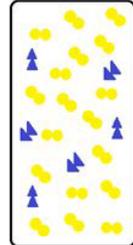


Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<ul style="list-style-type: none"> ¿Qué diferencia encuentras entre esta reacción y la reacción del peróxido de hidrógeno? <p>Por tanto, de dicha discusión se intenta que salga el siguiente modelo teórico:</p> <p>La unión entre el oxígeno y la hemoglobina es una unión reversible; así, el oxígeno se combina con la hemoglobina en los capilares pulmonares y se disocia de ésta en los capilares sistémicos, mientras que la hemoglobina puede unirse nuevamente al oxígeno que está entrando al cuerpo en los capilares pulmonares y formar de nuevo oxihemoglobina. De esta forma la oxihemoglobina transporta el oxígeno desde el pulmón hasta los tejidos, podemos representarlo de la siguiente forma:</p> $\text{Hb} + \text{O}_2 \leftrightarrow \text{HbO}_2$ <p>Después de esta construcción conjunta, se les presentan una última pregunta:</p> <ul style="list-style-type: none"> Conceptualiza las reacciones reversibles e irreversibles teniendo en cuenta los términos reactivos, productos, átomos, moléculas, energía, enlaces químicos. <p>Recursos de arrastre:</p> <p>El profesor muestra un recurso adicional interactivo de arrastre, que busca que se refuerce el concepto de reacciones reversibles y que éstas se pueden distinguir de las irreversibles.</p> <p>Aparecen diferentes fichas que deben arrastrarse hasta dos opciones: Reacción Reversible o Reacción Irreversible.</p> <p>Fichas:</p> <ul style="list-style-type: none"> Ocurre en una única dirección. Desembocan en un equilibrio químico. Los productos pueden convertirse de nuevo en reactivos. La combustión es ejemplo de ellas. 	<p>Después de la discusión se muestra:</p> <ul style="list-style-type: none"> Conceptualiza las reacciones reversibles e irreversibles teniendo en cuenta los términos reactivos, productos, átomos, moléculas, energía, enlaces químicos. <p>Recurso arrastre: En esta actividad se presentan varias fichas sueltas y revueltas que deben de arrastrarse hasta dos campos, uno de Reacciones Reversibles y otro de Reacciones Irreversibles.</p> <p>Fichas de Reacciones Reversibles.</p> <ol style="list-style-type: none"> Estas reacciones no se terminan, puesto que los productos vuelven a convertirse en reactivos. Ocurre en dos direcciones. Desemboca en un equilibrio químico. La energía de activación de los productos es igual o menos que la de los reactivos. <p>carboxihemoglobina. En términos de reacción química y a nivel submicroscópico, ¿qué ocurrió con las moléculas de</p>

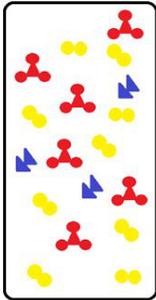
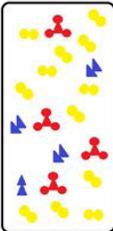


Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados										
		<ul style="list-style-type: none"> Ocurre en dos direcciones. Se prolonga hasta que se agoten los reactivos. <p>Animación sobre la formación del amoniaco:</p> <p>Esta animación mostrará el transcurso de la producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C. El profesor debe aclarar que se trata de una reacción de tipo reversible.</p> <p>Así, en el transcurso del tiempo de la reacción se mostrará las reacciones de las moléculas de reactivos y producto, desde luego desde una proporción estequiométrica. En este caso para la animación, se tendrán 18 moléculas de hidrógeno, 6 de Nitrógeno, teniendo en cuenta la proporción 3:1 que existe en esta reacción, como se puede observar en la reacción:</p> <p>Quedando de esta manera un tiempo cero, así:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> <p style="text-align: center;"><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ </div> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 5px;">Moléculas de H₂:</td> <td style="text-align: center; padding: 5px;"></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Moléculas de N₂:</td> <td style="text-align: center; padding: 5px;"></td> </tr> </table> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0; width: fit-content;">  </div>	Moléculas de H ₂ :		Moléculas de N ₂ :		<p>Fichas para Reacciones Irreversibles:</p> <ol style="list-style-type: none"> Estas reacciones tienen un punto en el que se terminan, pues los productos no pueden convertirse en los reactivos que los produjeron. Ocurre en una sola dirección. Se prolonga hasta que se agote uno o varios de los reactivos. La combustión es un ejemplo de ellas. La energía de activación de los productos es muy superior a la energía de activación de los reactivos. <p>Recurso animación:</p> <p>Inicialmente se presentan las formas geográficas con las que se representará la reacción química durante la animación, así:</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> <p style="text-align: center;"><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ </div> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 5px;">Moléculas de H₂:</td> <td style="text-align: center; padding: 5px;"></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Moléculas de N₂:</td> <td style="text-align: center; padding: 5px;"></td> </tr> <tr> <td style="padding: 5px;">Moléculas de NH₃:</td> <td style="text-align: center; padding: 5px;"></td> </tr> </table>	Moléculas de H ₂ :		Moléculas de N ₂ :		Moléculas de NH ₃ :	
Moléculas de H ₂ :													
Moléculas de N ₂ :													
Moléculas de H ₂ :													
Moléculas de N ₂ :													
Moléculas de NH ₃ :													



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>En el tiempo uno, teniendo en cuenta la estequiometría de la reacción, reaccionaran 6 moléculas de hidrógeno con 2 moléculas de nitrógeno, para formar 4 moléculas de amoniaco.</p> <div data-bbox="581 422 878 709" style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>Moléculas de H₂: </p> <p>Moléculas de N₂: </p> <p>Moléculas de NH₃: </p> </div> <div data-bbox="581 741 716 1010" style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;">  </div> <p>En el tiempo dos, se seguirá mostrando la reacción con la proporción estequiométrica de producción de amoniaco, de esta manera:</p> <div data-bbox="581 1224 899 1545" style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>Moléculas de H₂: </p> <p>Moléculas de N₂: </p> <p>Moléculas de NH₃: </p> </div> <div data-bbox="581 1581 756 1913" style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;">  </div>	<p>Tiempo cero: Se presenta un recipiente con 6 moléculas de N₂ (tres pares de círculos rojos unidos entre sí), y 18 moléculas de H₂ (nueve pares de triángulos azules unidos entre sí), así:</p> <div data-bbox="1227 579 1539 825" style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>Moléculas de H₂: </p> </div> <div data-bbox="1227 835 1503 915" style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;"> <p>Moléculas de N₂: </p> </div> <div data-bbox="1227 947 1360 1192" style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;">  </div> <p>Tiempo uno: Aparece otro recipiente junto al del tiempo cero, y en este nuevo</p> <p>El rayo podría ser como éste (URL: http://pixabay.com/p-297580/?no_redirect). Es de dominio público.</p>

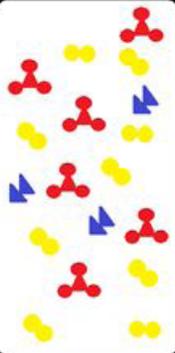


Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados																														
		<p>En el tiempo tres, el producto, amoniaco, empezará a reaccionar para formar de nuevo nitrógeno e hidrógeno, así:</p> <table border="1" data-bbox="573 352 867 642"> <tr> <td colspan="2"><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></td> </tr> <tr> <td colspan="2">$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$</td> </tr> <tr> <td>Moléculas de H₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de N₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de NH₃:</td> <td></td> </tr> </table>  <p>En el tiempo cuatro se tratará de que el estudiante a través de la animación, no vea cambio en el número de moléculas de reactivos y productos, pero si noten que las moléculas siguen reaccionando, pero esta vez con la misma velocidad de reacción en los dos sentidos de ella. Es decir, se mostrará cómo estas dos reacciones, la directa y la inversa, se están dando a la misma velocidad (<i>sin que esto quiera decir que las moléculas de las reacciones directa e inversa tengan igual concentración</i>).</p> <table border="1" data-bbox="581 1520 943 1875"> <tr> <td colspan="2"><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></td> </tr> <tr> <td colspan="2">$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$</td> </tr> <tr> <td>Moléculas de H₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de N₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de NH₃:</td> <td></td> </tr> </table>	<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>		$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$		Moléculas de H ₂ :		Moléculas de N ₂ :		Moléculas de NH ₃ :		<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>		$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$		Moléculas de H ₂ :		Moléculas de N ₂ :		Moléculas de NH ₃ :		<p>recipiente se muestran cuatro moléculas de NH₃, recipiente se muestran cuatro moléculas de NH₃ (representadas cada una por un círculo rojo al que se le han unido tres triángulos) y las restantes cuatro y doce moléculas de N₂ y H₂ respectivamente. Se debe mostrar cómo los pares de triángulos y de círculos se reorganizan y forman las moléculas de NH₃, con el resto de moléculas de H₂ y N₂ restantes según la proporción, así:</p> <table border="1" data-bbox="1203 1026 1458 1285"> <tr> <td colspan="2"><i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></td> </tr> <tr> <td colspan="2">$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$</td> </tr> <tr> <td>Moléculas de H₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de N₂:</td> <td></td> </tr> <tr> <td>Moléculas de NH₃:</td> <td></td> </tr> </table>  <p>También debe usarse el rayo sobre otras dos moléculas de N₂ y seis de H₂ para mostrar que sus enlaces se están rompiendo.</p> <p>Tiempo dos: Aparece un tercer recipiente junto a los otros dos, y en éste se aprecia</p>	<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>		$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$		Moléculas de H ₂ :		Moléculas de N ₂ :		Moléculas de NH ₃ :	
<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>																																	
$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$																																	
Moléculas de H ₂ :																																	
Moléculas de N ₂ :																																	
Moléculas de NH ₃ :																																	
<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>																																	
$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$																																	
Moléculas de H ₂ :																																	
Moléculas de N ₂ :																																	
Moléculas de NH ₃ :																																	
<i>Producción de amoniaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i>																																	
$N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$																																	
Moléculas de H ₂ :																																	
Moléculas de N ₂ :																																	
Moléculas de NH ₃ :																																	

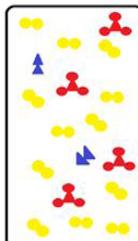


Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<div data-bbox="581 226 792 541" data-label="Chemical-Block"> </div> <p data-bbox="573 579 1097 684">Preguntas: (Se trabajan en el material del estudiante únicamente)</p> <p data-bbox="573 722 1175 932">Explica qué pasa en cada uno de los tiempos de reacción y el cambio que hay entre ellos. ¿Por qué en el tiempo tres no cambian la concentraciones de reactivos y productos? Para ello, ten en cuenta la concentración y la velocidad de la reacción directa e inversa.</p> <p data-bbox="573 970 1162 1117">Con lo anterior, grafica la concentración (cambios de reactivos y productos) y la velocidad de la reacción reversible (reacción directa e inversa) en el transcurso del tiempo.</p> <p data-bbox="573 1155 1187 1327">Conceptualiza el equilibrio químico dinámico teniendo en cuenta conceptos de: velocidad de la reacción, concentración de reactivo, reacción directa e inversa, reactivos y productos.</p> <p data-bbox="573 1365 1180 1650">Como anteriormente ya se construyó la conceptualización de la velocidad de la reacción y su representación matemática, pero en una reacción unidireccional, es necesario que entre todos construyan a través de la animación y de las preguntas desarrolladas, el modelo teórico de la constante de equilibrio:</p> <p data-bbox="573 1688 1182 1934">En la reacción que representa la animación, se puede comprender que el nitrógeno e hidrógeno reaccionan para formar amoníaco, pero ninguno de los dos reactivos se consume totalmente. Lo que ocurre es que en cierto punto de la reacción parece detenerse, con los tres</p>	<p data-bbox="1208 216 1515 537">ahora ocho moléculas de NH₃, con las moléculas de N₂ y H₂ restantes según la proporción, así: moléculas de NH₃, con las moléculas de N₂ y H₂ restantes según la proporción, así:</p> <div data-bbox="1208 562 1479 827" data-label="Chemical-Block"> <p data-bbox="1219 562 1468 674"><i>Producción de amoníaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p data-bbox="1219 709 1451 737">Moléculas de H₂: </p> <p data-bbox="1219 741 1451 768">Moléculas de N₂: </p> <p data-bbox="1219 772 1451 800">Moléculas de NH₃: </p> </div> <div data-bbox="1214 848 1333 1073" data-label="Chemical-Block"> </div> <p data-bbox="1208 1104 1528 1493">En esta ocasión, luego de que se muestre que aparecen estas moléculas de NH₃, debe mostrarse también que en dos moléculas de NH₃, aparecen también rayos que indican el rompimiento de los enlaces de dicha molécula.</p> <p data-bbox="1208 1535 1511 1923">En esta ocasión, luego de que se muestre que aparecen estas moléculas de NH₃, debe mostrarse también que en dos moléculas de NH₃, aparecen también rayos que indican el rompimiento de los enlaces de dicha molécula.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>componentes de la mezcla de reacción presentes al mismo tiempo.</p> <p>En el equilibrio, las presiones parciales relativas de hidrógeno, nitrógeno y amoníaco son las mismas, independiente de que la mezcla inicial haya sido una relación molar de 3:1 de H₂ y N₂, o bien, NH₃ puro. La condición de equilibrio se alcanza en uno u otro sentido.</p> <p>El estudio de las reacciones en equilibrio fue realizado primeramente por los científicos noruegos Cato M. Guldberg y Peter Waage y quienes desarrollaron una expresión matemática (<i>ley de acción de masas</i>) que relaciona la concentración (<i>expresadas como presiones parciales en el caso de los gases y como molaridades en el de disoluciones</i>) de los reactivos y productos presentes en el equilibrio en cualquier reacción.</p> <p>Supongase la siguiente ecuación general de equilibrio:</p> $\underline{aA} + \underline{bB} \rightarrow \underline{cC} + \underline{dD}$ <p>Donde A, B, C Y D son las especies químicas participantes, y a, b, c y d son sus coeficientes en la ecuación química balanceada. Según la ley de acción de masas, la siguiente ecuación expresa la condición de equilibrio cuando todos los reactivos y productos están en fase gaseosa:</p> $K_{eq} = \frac{(P_C)^c (P_D)^d}{(P_A)^a (P_B)^b}$ <p>O cuando los reactivos y productos están en disolución, la condición del equilibrio se expresa mediante una ecuación del mismo tipo, con la diferencia de que las concentraciones se dan en molaridad.</p>	<p>La animación debe mostrar cómo los productos (NH₃) también empiezan a reaccionar y se convierten nuevamente en los reactivos iniciales (H₂ y N₂), disminuyendo a la cantidad de moléculas de NH₃ de ocho a seis.</p> <div data-bbox="1214 625 1544 955" style="border: 1px solid black; padding: 5px;"> <p><i>Producción de amoníaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</i></p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>Moléculas de H₂: </p> <p>Moléculas de N₂: </p> <p>Moléculas de NH₃: </p> </div> <div data-bbox="1214 987 1396 1348" style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin-top: 10px;">  </div> <p>Tiempo cuatro: Finalmente se muestra que dos moléculas más de NH₃ están reaccionando y forman de nuevo los reactivos H₂ y N₂, quedando cuatro moléculas de NH₃, dos de N₂ y 12 de H₂, así:</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		$K_{eq} = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$ <p>Esta relación se conoce como la expresión de la constante de equilibrio de la reacción. La constante K_{eq} llamada constante de equilibrio, es el valor numérico que se obtiene al sustituir presiones parciales o concentraciones molares reales de equilibrio en la expresión de la constante de equilibrio.</p> <p>Respecto a reacción que representa la animación (proceso Haber, donde el Nitrógeno y el Hidrógeno se encuentran en estado gaseoso, la expresión de equilibrio es:</p> $K_{eq} = \frac{(P_{NH_3})^2}{(P_{N_2})^1 (P_{H_2})^3}$	<p>Producción de amoníaco a nivel submicroscópico a una temperatura de 100°C.</p> $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ <p>Moléculas de H₂: </p> <p>Moléculas de N₂: </p> <p>Moléculas de NH₃: </p> 
		<p>Actividad 3: Factores que afectan la velocidad de la reacción (H/C 8, H/C 9)</p> <p>En las actividades anteriores el profesor ha abordado como la temperatura junto con los catalizadores son factores condicionantes de las velocidades de las reacciones químicas. Así pues, a lo largo de la siguiente actividad se continuará extendiendo dicha idea, a través de demostraciones experimentales. Cabe aclarar que las reacciones que ocurrirán durante los experimentos demostrativos no son de tipo</p> <p>El profesor realizará varios experimentos demostrativos y mostrará un video, utilizando la estrategia de enseñanza del POE (<i>predicción, observación y explicación</i>), donde es necesario que antes de que se realice el proceso, él pregunte a sus estudiantes qué creen que va a pasar y por qué lo creen, esto con el fin de que ellos puedan crear una predicción, la cual después de observar el experimento podrá ser replanteada a través de la explicación de lo que ocurrió finalmente.</p>	<p>Recurso interactivo y texto:</p> <p>Experimento I: Factor de la temperatura “Se tomaran dos recipientes. Al primero, se le verterá agua a temperatura ambiente (25°C, aproximadamente) y al segundo, agua Fría (4°C, aproximadamente). Se tendrán dos pastillas enteras de alka seltzer, que se añadirán al mismo tiempo en los dos recipientes”</p> <p>Recurso interactivo: Aparecen tres cuadros a los cuales se podrá acceder cliqueando sobre cada uno, con sus respectivos</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
Tarea		<p>Los estudiantes deben tomar nota de las respuestas que den a las preguntas:</p> <p><i>¿Qué cree que va a pasar?</i></p> <p><i>¿Qué sucede si se aumenta y se disminuye con la temperatura y la concentración?</i></p> <p><i>¿Qué puede pasar en la reacción si adiciono catalizadores?, ¿afectara la velocidad con que reaccionen las sustancias?</i></p> <p>Tras la formulación de las predicciones se procede a la realización de los experimentos y los estudiantes observarán qué pasa, contrastarán sus predicciones y pasarán a darle explicación al fenómeno. Es importante que para ello, los estudiantes piensen y representen simbólica y submicroscópicamente el acontecimiento, ya que la actividad se realiza con todo el grupo de estudiantes, algunos podrán salir al tablero y representar lo que pasó.</p> <p>Factor de la temperatura:</p> <p>Se tomaran dos recipientes. Al primero, se le verterá agua a temperatura ambiente (25°C, aproximadamente) y al segundo, agua Fría (4°C, aproximadamente). Se tendrán dos pastillas enteras de alka-setlzer, que se añadirán al mismo tiempo en los dos recipientes, pero antes de que esto suceda, se le preguntará a los estudiantes <i>¿En qué recipiente creen que el alka-zetzer reaccionaría más rápido?</i> Explicando por qué.</p> <p>Luego, se agrega la sustancia para observar qué realmente sucede. Con esto, se procederá entre todos a recoger las posturas anteriores y a construir una explicación.</p> <p>Terminada esta primera demostración se realizará el experimento con el siguiente factor.</p>	<p>títulos: “Predicción’, ‘Observación’ y ‘Explicación’.</p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Predicción’ aparecerá un texto que dice:</p> <p><i>“Predice en qué recipientes creen que el alka-zetzer reacciona más rápido.”</i></p> <p>Se habilita un cuadro de texto interactivo en el que el profesor podrá escribir las predicciones que se consensuen entre los estudiantes.</p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Observación’ aparecerá un texto que dice:</p> <p><i>“Observen junto con el profesor lo que ocurre en el experimento.”</i></p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Explicación’ se habilita un cuadro de texto interactivo en el que el profesor podrá escribir las explicaciones que se consensuen entre los estudiantes.”</p> <p>Experimento II: Factor del catalizador Parte A</p> <p><i>“Se vertiran en dos recipientes agua oxigenada. Al primero, se le agregará el catalizador</i></p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Factor catalizador:</p> <p>El peróxido de hidrógeno, también es producto de diversas reacciones bioquímicas, éste puede ser perjudicial para la homeostasis (<i>equilibrio del cuerpo</i>), por ello, las catalasas (<i>enzimas</i>), son encargadas de convertirlo en agua y oxígeno, generando las condiciones energéticas necesarias para que la velocidad de la reacción sea mucho más rápida, así:</p> $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ <p>Para este último, es necesario que los estudiantes lleven agua oxigenada, para poder realizar la demostración (<i>si el profesor no la puede llevar</i>). Ya con la actividad de introducción tienen familiaridad con la reacción que ocurre con el peróxido de hidrógeno, así que ya saben el por qué el producto tiene una fecha de vencimiento y como consecuencia cómo es la velocidad de la reacción. Con este experimento demostrativo se pretende introducir el factor condicionante del catalizador y diferenciar entre un catalizador biológico y químico, usando primeramente las catalasas (<i>enzimas</i>) presentes en la papa común como catalizador biológico y posteriormente el óxido de manganeso como catalizador químico, presente en pilas secas.</p> <p>Se verterán en dos recipientes agua oxigenada. Al primero, se le agregará el catalizador biológico, catalasa, en trozos de papa. Se preguntará ¿Qué le pasará a la reacción $2H_2O_2 \rightarrow 2H_2O + O_2$ cuando se agregue la papa y el óxido de manganeso? Para luego añadirlos y observar sus efectos en ella y sacar las debidas hipótesis y conclusiones.</p>	<p><i>biológico, catalasa, en trozos de papa.</i></p> <p>Recurso interactivo: Aparecen tres cuadros a los cuales se podrá acceder cliqueando sobre cada uno, cada uno titulado con ‘Predicción’, ‘Observación’ y ‘Explicación’, respectivamente.</p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Predicción’ aparecerá un texto que dice:</p> <p><i>“Predice en qué recipientes creen que el alkazetzer reacciona más rápido.”</i> Se habilita un cuadro de texto interactivo en el que el profesor podrá escribir las predicciones que se consensuen entre los estudiantes.</p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Observación’ aparecerá un texto que dice:</p> <p><i>“Observen junto con el profesor lo que ocurre en el experimento.”</i></p> <p>Al clicar en el cuadro de ‘Explicación’ se habilita un cuadro de texto interactivo en el que el profesor podrá escribir las explicaciones que se consensuen entre los estudiantes.”</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>En el segundo, se hará lo mismo, pero con una catalizador químico, óxido de manganeso (<i>puedes encontrarlo dentro de las pilas secas</i>). Para los dos casos, pueden colocar un cerillo encendido para verificar que el gas producto de la reacción es oxígeno.</p> <p>Al finalizar este experimento demostrativo, como todos anteriores, se tratará de darle una explicación a lo observado. Sin embargo, los estudiantes trataran también de acercarse a las diferencias y semejanzas entre este tipo de catalizadores (<i>biológicos y químicos</i>). Para ello, se orientaran a través de las siguientes preguntas:</p> <p>Factor Concentración:</p> <p>Las variaciones en las concentraciones de los reactivos también pueden alterar la velocidad de una reacción química.</p> <p>En esta oportunidad el profesor muestra a los estudiantes un video en el que se observa la reacción química entre la tintura de Yodo y el Peróxido de Hidrógeno. Se mantiene el método POE, en el que ya no se observará la realización directa del experimento en el salón sino que se observará el video donde ocurre el experimento.</p> <p>Al finalizar este video, como en los casos anteriores, se tratará de darle una explicación a lo observado.</p> <p>En el desarrollo de la discusión a través de las demostraciones se pretende construir el siguiente modelo teórico:</p> <p>Factores como la temperatura, los cambios en la concentración de los reactivos y la presencia de un catalizador influyen en las velocidades de las reacciones químicas. La temperatura incrementa la energía cinética de las moléculas, y al moverse con mayor rapidez, las moléculas chocan con más frecuencia y también con mayor energía, lo que origina velocidades mayores.</p>	<p>Recurso: Video Video de referencia sobre concentración:</p> <p>https://www.youtube.com/watch?v=Ft4rszTXxdc</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados																
		<p>Los catalizadores son agentes que aumentan las velocidades de reacción sin transformarse. Influyen en los tipos de colisiones (<i>el mecanismo</i>) que dan lugar a la reacción. Ellos, desempeñan un papel crucial en nuestra vida. La fisiología de casi todas las especies vivientes depende de las enzimas, unas moléculas de proteína que actúan como catalizadores e incrementan la velocidad de ciertas reacciones bioquímicas.</p> <table border="1" data-bbox="578 625 1057 1178"> <thead> <tr> <th colspan="2">Diferencias entre catalizadores biológicos y químicos</th> </tr> <tr> <th><i>Biológicos (enzimas)</i></th> <th><i>Químicos</i></th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Son específicos para una determinada reacción química o para un grupo de reacciones químicas a para un sustrato o grupo de sustratos.</td> <td>Aceleran cualquier reacción inespecíficamente.</td> </tr> <tr> <td>Son proteínas mayoritariamente.</td> <td>Son sustancias simples finamente divididas.</td> </tr> <tr> <td>Son saturables</td> <td>No son saturables.</td> </tr> <tr> <td>Son altamente eficaces (son eficaces en bajas concentraciones).</td> <td>Son medianamente eficaces</td> </tr> <tr> <td>Puede ser regulada su actividad catalítica.</td> <td>No pueden ser regulados.</td> </tr> <tr> <td>Son termolábiles y su actividad puede variar también de acuerdo al pH del medio.</td> <td>No son termolábiles ni se alteran con cambios de pH.</td> </tr> </tbody> </table>	Diferencias entre catalizadores biológicos y químicos		<i>Biológicos (enzimas)</i>	<i>Químicos</i>	Son específicos para una determinada reacción química o para un grupo de reacciones químicas a para un sustrato o grupo de sustratos.	Aceleran cualquier reacción inespecíficamente.	Son proteínas mayoritariamente.	Son sustancias simples finamente divididas.	Son saturables	No son saturables.	Son altamente eficaces (son eficaces en bajas concentraciones).	Son medianamente eficaces	Puede ser regulada su actividad catalítica.	No pueden ser regulados.	Son termolábiles y su actividad puede variar también de acuerdo al pH del medio.	No son termolábiles ni se alteran con cambios de pH.	
Diferencias entre catalizadores biológicos y químicos																			
<i>Biológicos (enzimas)</i>	<i>Químicos</i>																		
Son específicos para una determinada reacción química o para un grupo de reacciones químicas a para un sustrato o grupo de sustratos.	Aceleran cualquier reacción inespecíficamente.																		
Son proteínas mayoritariamente.	Son sustancias simples finamente divididas.																		
Son saturables	No son saturables.																		
Son altamente eficaces (son eficaces en bajas concentraciones).	Son medianamente eficaces																		
Puede ser regulada su actividad catalítica.	No pueden ser regulados.																		
Son termolábiles y su actividad puede variar también de acuerdo al pH del medio.	No son termolábiles ni se alteran con cambios de pH.																		
		<p>Actividad 4: Principio de Le Châtelier (H/C 4, H/C 5, H/C 7)</p> <p>En esta actividad de aprendizaje tiene como propósito central tratar el equilibrio químico como una característica elemental de las reacciones reversibles, y los diferentes factores que pueden alterarlo. Para ello, el profesor orientará a los estudiantes en la conceptualización del Principio de Le Chatelier e implementará la ecuación de equilibrio químico, a través de problemas de orden cualitativo y cuantitativo.</p> <p>La gestión de clase, puede llevarse a cabo de dos maneras a lo largo del desarrollo de esta actividad.</p>	<p>Recurso video animado: La animación debe ilustrar la historia.</p> <p>Cuando se menciona el viaje desde Buenaventura a Jericó, se sugiere aparezca una ilustración del relieve colombiano con un avión que despega desde las costas del océano Pacífico colombiana hasta la cordillera oriental colombiana donde se aprecie el cambio de altura que involucra el viaje.</p>																



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Para la visualización de la animación y el desarrollo de las preguntas que se generan de ella, los estudiantes se pueden organizar en parejas y luego, el profesor junto con todos los grupos de estudiantes, podrán dar sus puntos de vista frente a los interrogantes planteados y construir el modelo teórico del principio de Le Chatelier. Estas mismas parejas de trabajo podrán continuar en la aplicación del principio en la situación de la vida cotidiana planteada, utilizando la misma metodología. Para finalizar, los problemas de la constante de equilibrio podrán ser trabajados de manera individual.</p> <p>Así, en primera instancia, el profesor muestra una animación que tiene el objetivo de ver las posibles perturbaciones al sistema que está en equilibrio y por tanto éstas cómo lo afectan, formulando unas preguntas donde podrá llevar al estudiante a conceptualizar el principio de Le Chatelier.</p> <p>Esta simulación se hará con la reacción en equilibrio químico que se trabajó anteriormente, la producción de amoníaco. Se mostrará el recipiente que contiene la reacción de estos gases que están en equilibrio químico dinámico, éste será perturbado por cambios en la concentración de algunos de uno de los reactivos (N_2) y del producto (NH_3), mostrando cómo el equilibrio se desplaza para contrarrestar esa perturbación; igualmente, ocurrirá para el caso del cambio en la presión y la temperatura.</p> <p>Seguido, hay una situación problema que permite que el estudiante pueda desarrollar aún más el principio y pueda ver que éste puede ayudar a interpretar algunas de las situaciones de la vida cotidiana.</p>	 <p>(La ilustración debe ser similar a esta, donde se pueda observar el cambio de altura que involucra el viaje. URL: http://3.bp.blogspot.com/-8lGJbhb-cdc/UfhAABEzDqI/AAAAAAAAAYo/AqFoxZwrySY/s1600/20080730klpgeogco_12_Ges_SCO.png)</p> <p>Recurso: HTML sobre el Principio de Le Chatelier:</p> <p>El Principio de Le Chatelier se puede enunciar de la siguiente manera: Si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor (<i>presión, temperatura, concentración</i>) el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>La situación presenta una problemática que debe de dársele explicación con los conocimientos construidos acerca del principio de Le Chatelier y de esta manera poder interpretar la situación, ésta se orientará a través del desarrollo de las preguntas problema que son formuladas. La situación será expuesta en una historieta se menciona la experiencia de una adolescente que viaja hasta Jericó, en Boyacá, un municipio que resulta muy diferente a su ciudad natal, Buenaventura, y cuyas diferencias generaron problemas insospechados por ella, con respecto al cambio de altura que trajo consigo un cambio en la presión y la temperatura, factores que pueden afectar el equilibrio químico según el Principio de Le Châtelier.</p> <p>Para finalizar, se encuentran ejercicios de orden cualitativo y cuantitativo de la constante de equilibrio.</p> <p>Animación: Perturbaciones del equilibrio químico.</p> <p>Como anteriormente se había construido la conceptualización del equilibrio químico, ahora se tratará de construir los factores que lo perturban. Retomando así, la reacción de la producción del amoniaco.</p> <p>Esta simulación mostrará la reacción de síntesis de amoniaco:</p> $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} \quad \Delta H^\circ = -92,38 \text{ kJ}$ $N_{2(g)} + 3H_{2(g)} \leftrightarrow 2NH_{3(g)} + \text{calor}$ <p>Se mostrará de nuevo el recipiente donde se encuentra en equilibrio la reacción directa e inversa de esta reacción. Así, en el primer momento que se muestra para cada cambio: concentración, temperatura y presión, el recipiente que contiene los gases mostrará que no hay un cambio en el número de</p>	<p>Cuando algún factor que afecte al equilibrio varía, éste se altera al menos momentáneamente. Entonces el sistema comienza a reaccionar hasta que se reestablece el equilibrio, pero las condiciones de este nuevo estado de equilibrio son distintas a las condiciones del equilibrio inicial. Se dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha (<i>si aumenta la concentración de los productos y disminuye la de los reactivos con respecto al equilibrio inicial</i>), o hacia la izquierda (<i>si aumenta la concentración de los reactivos y disminuye la de los productos</i>).</p> <p>que se reestablece el equilibrio, pero las condiciones de este nuevo estado de equilibrio son distintas a las condiciones del equilibrio inicial. Se dice que el equilibrio se desplaza hacia la derecha (<i>si aumenta la concentración de los productos y disminuye la de los reactivos con respecto al equilibrio inicial</i>), o hacia la izquierda (<i>si aumenta la concentración de los</i></p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>moléculas de reactivos y productos, pero sí que las moléculas están reaccionando, los reactivos se transforman en productos y los productos en reactivos a la misma velocidad.</p> <p>Seguido también para cada cambio, se mostrará las perturbaciones en ese equilibrio por estos. En el cambio de concentración, se añadirá más N_2 (reactivo) a la reacción en equilibrio y se mostrará cómo el equilibrio se desplaza en la reacción directa; y cómo haciendo el proceso inverso, añadiendo más moles de amoníaco (producto), el equilibrio se desplazará en la reacción inversa, provocando así una mayor producción de Nitrógeno e Hidrógeno. Para mostrar el cambio de presión cómo afecta al equilibrio, se someterá el recipiente a atmosferas más altas de lo que se encontraba cuando se estableció el equilibrio, evidenciando que en un aumento de presión, el equilibrio tiende disminuirla, para ello, empieza a favorecer el sentido de la reacción que produzca menos moléculas en el sistema, en este caso, favoreciendo la reacción directa. Para el cambio en la temperatura el estudiante no podrá perder de vista la reacción endotérmica y la exotérmica de esta reacción reversible, para poder interpretar por qué un aumento en la temperatura favorece una dirección y no otra, igualmente para cuando se disminuye.</p> <p>A medida que transcurre la animación, ella presentará algunas preguntas al respecto, como: Esta reacción está en este equilibrio a la temperatura de $200^{\circ}C$, ¿qué pasa si agrego dos moles de N_2?</p> <ul style="list-style-type: none"> • ¿Qué reacción se vio favorecida por el suministro de concentración de N_2? • ¿La directa o inversa? Justifica 	<p><i>reactivos y disminuye la de los productos).</i></p> <p>Cambios en la temperatura:</p> <p>Si en una reacción exotérmica aumentamos la temperatura cuando se haya alcanzado el equilibrio químico, la reacción dejará de estar en equilibrio y tendrá lugar un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (<i>en el sentido en el que se absorbe calor</i>). Es decir, parte de los productos de reacción se van a transformar en reactivos hasta que se alcance de nuevo el equilibrio químico. Si la reacción es endotérmica ocurrirá lo contrario.</p> <p>Cambios en la concentración:</p> <p>Un aumento de la concentración de os reactivos, o una disminución de los productos hace que la reacción se desplace hacia la derecha. En cambio, una disminución de la concentración de los reactivos, o un aumento de la concentración de los productos, hacen que la reacción se desplace hacia la izquierda.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<ul style="list-style-type: none"> • <i>¿Qué tal si no hubiese sido Nitrógeno el que se añadiera sino amoníaco a ese equilibrio químico?</i> • <i>¿Qué reacción se vio favorecida por el suministro de concentración de NH₃? ¿La directa o inversa? Justifica por qué. Contrástala con la situación anterior.</i> • <i>¿Por qué un aumento de presión provoca que se favorezca la producción de amoníaco? ¿Por qué se toma esta nueva condición de equilibrio?</i> • <i>¿Cuál es la reacción es endotérmica y cuál es la reacción exotérmica, en esta reacción reversible?</i> • <i>¿Qué reacción es la que está siendo favorecida la disminución de temperatura? Explica por qué. Para ello ten en cuenta cuál es la reacción exotérmica y cuál la endotérmica.</i> <p>Después de que los estudiantes han discutido las preguntas que se le plantean, se muestra brevemente una definición del principio de Le Chatelier y los cambios de temperatura, concentración y presión cómo perturban el equilibrio:</p> <p>El Principio de Le Chatelier: Si en un sistema en equilibrio se modifica algún factor (presión, temperatura, concentración) el sistema evoluciona en el sentido que tienda a oponerse a dicha modificación.</p> <p>Cambios en la temperatura: Si en una reacción exotérmica aumentamos la temperatura cuando se haya alcanzado el equilibrio químico, la reacción dejará de estar en equilibrio y tendrá lugar un desplazamiento del equilibrio hacia la izquierda (<i>en el sentido en el que se absorbe calor</i>). Es decir, parte de los productos de reacción se van a</p>	<p>Cambios en la presión y el volumen:</p> <p>Las variaciones de presión sólo afectan a los equilibrios en los que intervienen algún gas y cuando hay variaciones de volumen en la reacción.</p> <p>En la reacción de formación del amoníaco, hay cuatro moles en el primer miembro y dos en el segundo; por tanto, hay una disminución de volumen de izquierda a derecha:</p> $\text{N}_2 (\text{g}) + 3 \text{H}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3 (\text{g})$ <p>Si disminuimos el volumen del sistema el efecto inmediato es el aumento de la concentración de las especies gaseosas y, por tanto, de la presión en el recipiente. Dicho aumento se compensa parcialmente si parte del N₂ y del H₂ se combinan dando NH₃, pues así se reduce el número total de moles gaseosos y, consecuentemente, la presión total. El equilibrio se desplaza hacia la derecha.</p> <p>Si aumentamos el volumen ocurrirá todo lo contrario.</p>



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>transformar en reactivos hasta que se alcance de nuevo el equilibrio químico. Si la reacción es endotérmica ocurrirá lo contrario.</p> <p>Cambios en la concentración: Un aumento de la concentración de los reactivos, o una disminución de los productos hace que la reacción se desplace hacia la derecha. En cambio, una disminución de la concentración de los reactivos, o un aumento de la concentración de los productos, hacen que la reacción se desplace hacia la izquierda.</p> <p>Cambios en la presión: Las variaciones de presión sólo afectan a los equilibrios en los que intervienen algún gas. Cuando hay un aumento en la presión de ese sistema de gases en equilibrio, la reacción se desplazará en la dirección que favorezca tener un menor número de moles, con la finalidad de minimizar la elevación de presión. Por el contrario, si disminuye la presión, la reacción se desplazará en el sentido en que aumenten las moles totales de gas lo que ayudará a que la presión no se reduzca.</p> <p>Historieta: El mal de altura, la perturbación del equilibrio químico dinámico.</p> <p>Tras la recuperación de Mariana, su tío la invita a pasar vacaciones junto a él y su familia al hermoso pueblo boyacense donde viven, Jericó. El viaje que debía realizar Manuela para visitar a su tío era de extremos, pues iba a pasar de Buenaventura que se encuentra a 0 msnm, a Jericó, el municipio más alto de Boyacá y uno de los más altos de Colombia, a 3100 msnm.</p> <p>La primera noche en la casa de su tío no resultó nada bien para ella. Se sentía con náuseas, dolor de cabeza, con una fatiga extrema; pero su familia no se alertó mucho, pues decían que se recuperaría, alegando que su malestar se debía al cambio de altura.</p>	



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
		<p>Mariana se levantó un poco mejor al siguiente día y buscó en internet lo que habían comentado sus familiares. Encontró que sus síntomas podrían deberse a un caso de hipoxia, es decir, una deficiencia en la cantidad de oxígeno que llega a los tejidos corporales, debido a que a grandes alturas hay menos concentración de oxígeno, haciendo que la hemoglobina que reacciona con él, no produzca oxihemoglobina, que transporta el gas a todas las células del cuerpo para realizar la respiración celular.</p> <p>Esta reacción está en un estado de equilibrio dinámico. Es decir, mientras reactivos (Hb y O₂) producen el producto (<i>oxihemoglobina</i>), éste último está reaccionando para producir de nuevo los reactivos (Hb y O₂), éstas dos reacciones se llevan a cabo al mismo tiempo y llega un momento que se dan a la misma velocidad, llegando a un estado de equilibrio dinámico.</p> <p>Teniendo en cuenta lo anterior y el equilibrio dinámico y su perturbación, contesta:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Mariana antes de viajar a Jericó, tenía esta reacción $Hb + O_2 \leftrightarrow HbO_2$ en un estado de equilibrio, pero cuando llegó al pueblo boyacense, éste varió, ¿de qué manera se vio afectado este equilibrio? ¿por qué? • Si la concentración de los reactivos (<i>en este caso el oxígeno</i>), está cambiando el estado de equilibrio de la formación de oxihemoglobina a partir de hemoglobina y oxígeno y viceversa ¿Qué será que el cuerpo ordena para restablecer el equilibrio? • En esta reacción reversible ¿cuál de las dos direcciones será la que libera energía y la que la requiere para poder realizarse? ¿La reacción directa o 	



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados																														
		<p>inversa? Grafica éstas en términos de la energía de activación.</p> <ul style="list-style-type: none"> Si a Mariana le hubiese dado también fiebre, ¿qué es lo más probable que hubiese pasado? ¿Por qué? ¿Cómo afecta este cambio de temperatura corporal al equilibrio dinámico de la reacción? ¿Qué pasa con las concentraciones de reactivos y productos? <p>Después de que los estudiantes han discutido las preguntas que se le plantean, se les muestra una información sobre lo que le ha ocurrido a Mariana, resolverán ejercicios sobre la constante de equilibrio (anteriormente conceptualizada).</p> <p>Cálculo de la constante de equilibrio: <i>(El punto 1 se incluye en el recurso como un cuadro en el que se puede rellenar los cuadros de la constante de equilibrio, sin embargo, también aparecerá en el material del estudiante. Los demás puntos sólo aparecerán en el material del estudiante)</i></p> <p>1. Calcula la constante de equilibrio con la siguiente información de las concentraciones de los reactivos, para cada experimento.</p> <p>¿Qué puedes concluir de los resultados? ¿A qué conclusiones puedes llegar de cómo influye esto en la constante?</p> <table border="1" data-bbox="568 1482 1156 1871"> <caption>Presiones parciales iniciales y de equilibrio de N_2O_4 y NO_2 a $100^\circ C$.</caption> <thead> <tr> <th>Experimento</th> <th>Presión parcial inicial N_2O_4 (atm)</th> <th>Presión parcial de NO_2 (atm)</th> <th>Presión parcial de equilibrio de N_2O_4 (atm)</th> <th>Presión parcial de equilibrio de NO_2 (atm)</th> <th>K_{eq}</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>0.0</td> <td>0.612</td> <td>0.0429</td> <td>0.526</td> <td>6.45</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td>0.0</td> <td>0.919</td> <td>0.0857</td> <td>0.744</td> <td>6.45</td> </tr> <tr> <td>3</td> <td>0.0</td> <td>1.22</td> <td>0.138</td> <td>0.944</td> <td>6.45</td> </tr> <tr> <td>4</td> <td>0.612</td> <td>0.0</td> <td>0.138</td> <td>0.944</td> <td>6.45</td> </tr> </tbody> </table>	Experimento	Presión parcial inicial N_2O_4 (atm)	Presión parcial de NO_2 (atm)	Presión parcial de equilibrio de N_2O_4 (atm)	Presión parcial de equilibrio de NO_2 (atm)	K_{eq}	1	0.0	0.612	0.0429	0.526	6.45	2	0.0	0.919	0.0857	0.744	6.45	3	0.0	1.22	0.138	0.944	6.45	4	0.612	0.0	0.138	0.944	6.45	
Experimento	Presión parcial inicial N_2O_4 (atm)	Presión parcial de NO_2 (atm)	Presión parcial de equilibrio de N_2O_4 (atm)	Presión parcial de equilibrio de NO_2 (atm)	K_{eq}																												
1	0.0	0.612	0.0429	0.526	6.45																												
2	0.0	0.919	0.0857	0.744	6.45																												
3	0.0	1.22	0.138	0.944	6.45																												
4	0.612	0.0	0.138	0.944	6.45																												



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados														
		<p>2. ¿Qué puedes interpretar de la siguiente gráfica respecto a la constante de la reacción?</p> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; margin: 10px 0;"> <p>Variación de la K_{eq} de la reacción reversible $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$ en función de la temperatura.</p> <table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse; text-align: center;"> <thead> <tr> <th style="width: 50%;">Temperatura °C</th> <th style="width: 50%;">K_{eq}</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>300</td> <td>4.34×10^{-5}</td> </tr> <tr> <td>400</td> <td>1.64×10^{-5}</td> </tr> <tr> <td>450</td> <td>4.51×10^{-5}</td> </tr> <tr> <td>500</td> <td>1.45×10^{-5}</td> </tr> <tr> <td>550</td> <td>5.38×10^{-6}</td> </tr> <tr> <td>600</td> <td>2.25×10^{-6}</td> </tr> </tbody> </table> </div> <p>3. El cloruro de carbonilo ($COCl_2$), también llamado fosgeno, se utilizó en la Primera Guerra Mundial como gas venenoso. Las concentraciones en el equilibrio a $74^\circ C$ para la reacción entre monóxido de carbono y cloro molecular que produce el cloruro de carbonilo.</p> $CO_{(g)} + Cl_{2(g)} \leftrightarrow COCl_{2(g)}$ <p>Las concentraciones son $[CO]= 0.012 M$, $[Cl_2]= 0,054 M$, y $[COCl_2]= 0.14$. Calcula la constante de equilibrio (K_c).</p> <ul style="list-style-type: none"> • ¿Qué indica un reducido valor de la constante de equilibrio? • ¿Qué implica un valor grande de la constante de equilibrio? 	Temperatura °C	K_{eq}	300	4.34×10^{-5}	400	1.64×10^{-5}	450	4.51×10^{-5}	500	1.45×10^{-5}	550	5.38×10^{-6}	600	2.25×10^{-6}	
Temperatura °C	K_{eq}																
300	4.34×10^{-5}																
400	1.64×10^{-5}																
450	4.51×10^{-5}																
500	1.45×10^{-5}																
550	5.38×10^{-6}																
600	2.25×10^{-6}																



Etapa	Flujo de aprendizaje	Enseñanza / Actividades de aprendizaje	Recursos recomendados
<p>Resumen</p> 	<p>Resumen</p>	<p>Como resumen se plantea una actividad de árbol en la que los estudiantes deberán escribir la información que se les solicite sobre diferentes conceptos que se han abordado a través del LO. El árbol está estructurado a partir del concepto de Reacciones Reversibles. Los conceptos que se plantean son los de:</p> <ul style="list-style-type: none"> • Reacciones Reversibles. • Características de las reacciones reversibles. • Equilibrio Químico. 	<p>Recurso Interactivo: Árbol.</p>
<p>Tarea</p> 	<p>Evaluación (Post clase)</p>	<p>Tarea: Equilibrio químico dinámico en la vida cotidiana (H/C 6, H/C 2, H/C 4,)</p> <p>1. En las industrias químicas se usan con frecuencia perturbaciones de equilibrios de reacciones químicas a través de cambios en temperatura y presión, para lograr que la reacción favorezca la producción de sustancias que ellos requieren.</p> <p>Investiga en cuáles de los productos que consumimos con frecuencia y que son producidos por industrias químicas se suelen aplicar este tipo de perturbaciones durante su fabricación y cómo lo hacen.</p> <p>2. Investiga qué otras reacciones de la naturaleza fundamentales para la vida también consiguen llegar a un equilibrio químico.</p> <p>3. Investiga cómo se aplica los conceptos de reacciones reversibles y de equilibrio químico dinámico al funcionamiento de las pilas o baterías recargables y de las que no lo son.</p>	

