



Universidad de Valladolid

TRABAJO FIN DE MÁSTER

Máster en Profesor de Educación Secundaria Obligatoria
y Bachillerato, Formación Profesional y Enseñanzas de
Idiomas

**Actividades prácticas en la enseñanza de la Física y la Química
en ESO y Bachillerato: un programa de cinética química**

Autor: Jorge Gutiérrez Álvarez

Tutora: María del Pilar Redondo Cristóbal

Facultad de Educación y Trabajo Social – Facultad de Ciencias

Universidad de Valladolid

Índice

I – Resumen	5
I.1 –Abstract	5
II – Introducción	7
III – Objetivos y plan de trabajo	13
IV – Metodología	15
V – Propuesta de actividades	21
V.1 – 2º curso de educación secundaria obligatoria	22
V.1.1 – Los Juegos Olímpicos de la reacción química (I)	22
V.2 – 3º curso de educación secundaria obligatoria	25
V.2.1 – Los Juegos Olímpicos de la reacción química (II)	25
V.2.2 – La reacción animada.....	28
V.2.3 – Dentífrico elefantino	29
V.3 – 4º curso de educación secundaria obligatoria	30
V.3.1 – El reloj C	31
V.3.2 – El azul durmiente.....	32
V.4 – 1º curso de bachillerato	33
V.4.1 – Crimen en el laboratorio	34
V.4.2 – El péndulo químico.....	36
V.5 – 2º curso de bachillerato	38
V.5.1 – Una canción de yodo	38
V.5.2 – Psicodelia de Petri	41
VI – Consideraciones adicionales	43
VI.1 – Sobre el cuaderno y el informe de laboratorio	43
VI.2 – Sobre la seguridad en el laboratorio	44
VII – Conclusiones	45
VIII – Bibliografía	47
Anexo– Modelos de guion de laboratorio	49
A.1 – Guion de laboratorio: dentífrico elefantino	49
A.2 – Guion de laboratorio: el reloj C	51
A.3 – Guion de laboratorio: el azul durmiente	54
A.4 – Guion de laboratorio: crimen en el laboratorio	56

A.5 – Guion de laboratorio: el péndulo químico	58
A.6 – Guion de laboratorio: una canción de yodo.....	62
A.7 – Guion de laboratorio: psicodelia de Petri	65

I – Resumen

Un correcto aprendizaje de los contenidos relativos al concepto de la reacción química ha demostrado poseer una importancia capital en el currículo de la Química de la educación secundaria. Principalmente, el entendimiento básico de la temporalidad de la reacción y las consideraciones cinéticas asociadas a ella es una pieza clave para construir una sólida base cognitiva que permita al alumno asimilar los contenidos que sobre ella se sustentan.

Por ello, en este trabajo se ha propuesto una colección de diez actividades de carácter fundamentalmente práctico con el objetivo de que el alumno sea capaz de afianzar estos conceptos –velocidad de reacción y constantes cinéticas, catálisis, mecanismo de reacción– de una forma eficaz y duradera, y de relacionarlos con algunos fenómenos fisicoquímicos dados en su entorno cercano.

Con esa pretensión, las actividades están organizadas en orden creciente de complejidad, introduciendo nuevos contenidos a medida que los alumnos desarrollan nuevas capacidades, enfrentándolos a problemas concretos y también dándoles cierta libertad a la hora de llevar a cabo la experimentación, para así estimular su curiosidad científica, su razonamiento y su capacidad de trabajo en equipo.

I.1 –Abstract

A proper learning of the contents referred to the concept of chemical reaction has been proven to be a matter of the greatest importance in the secondary education Chemistry curriculum. Primarily, the basic understanding of the temporality of chemical reaction and the associated kinetic considerations is a cornerstone for the construction of a solid cognitive basis which bears the weight of the contents the student must take in.

Therefore, in this work, a collection of ten essentially practical activities has been proposed to help the student consolidate these concepts –reaction rate and rate constants, catalysis, reaction mechanism– in an effective and long-lasting way, while connecting them with some of the physical and chemical phenomena present in his or her surroundings.

To do so, the activities are organized in order of increasing complexity, introducing new contents as the students develop new abilities, facing them with specific problems and, also, giving them some freedom when doing the experimentation, so their curiosity, reasoning and teamwork skills are stimulated as a result.

II – Introducción

De entre los fenómenos fisicoquímicos relativos a las transformaciones de la materia, quizá sea la reacción química uno de los más estudiados a lo largo de la historia humana, por su pronto descubrimiento y su evidente interés científico, económico y social. Desde la conquista del fuego y los procesos de fermentación por parte de las primeras civilizaciones hasta las modernas rutas de síntesis en condiciones cada vez más controladas y con reactivos cada vez más específicos, el estudio de la reacción química ha sido una constante en el desarrollo y evolución de diferentes disciplinas científicas.

Es por esto que, a lo largo del currículo de secundaria y bachillerato, la reacción química está presente de forma prominente en las distintas iteraciones de las asignaturas de Física y Química, de manera que, al finalizar el último curso de bachillerato, el alumno habrá, idealmente, adquirido las destrezas necesarias para reconocer e interpretar los procesos que tienen lugar en el transcurso de la reacción.

El proceso establecido para la adquisición de estas destrezas –implantado a través de la Ley Orgánica para la Mejora de la Calidad Educativa^[1] y establecido formalmente en la comunidad de Castilla y León por medio de las órdenes EDU/362/2015^[2] y EDU/363/2015^[3]– abarca un programa de cinco cursos, comenzando en el segundo curso de la educación secundaria obligatoria y finalizando en el segundo y último de bachillerato. A continuación, y con la intención de contextualizar el presente trabajo a nivel legislativo, se recoge un breve seguimiento de este programa a través de todas y cada una de las asignaturas de Física y Química –Química en el caso de segundo de bachillerato– presentes en estos cursos.

Empezando por la primera asignatura de Física y Química contemplada en el currículo –aquella de segundo curso de secundaria–, el papel de la reacción química podría parecer meramente testimonial; apenas una mención implícita a los procesos de transformación química en los criterios y estándares finales del bloque 2, de título *La materia*, tal y como se puede observar en la **tabla 1**.

2º ESO	
Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje evaluables
Bloque 2 – La materia	
9. Conocer cómo se unen los átomos para formar estructuras más complejas y explicar las propiedades de las agrupaciones resultantes.	9.1. Conoce y explica el proceso de formación de un ion a partir del átomo correspondiente, utilizando la notación adecuada para su representación. 9.2. Explica cómo algunos átomos tienden a agruparse para formar moléculas interpretando este hecho en sustancias de uso frecuente y calcula sus masas moleculares.

Tabla 1 - Criterios y estándares referidos a la reacción química en el currículo de segundo curso de educación secundaria obligatoria.

En el tercer curso, sin embargo, la reacción química cobra especial relevancia con la introducción del nuevo bloque 2, esta vez titulado *Los cambios*, en el que este concepto abarca la práctica totalidad de los contenidos curriculares.

3º ESO	
Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje evaluables
Bloque 2 – Los cambios	
1. Distinguir entre cambios físicos y químicos mediante la realización de experiencias sencillas que pongan de manifiesto si se forman o no nuevas sustancias.	<p>1.1. Distingue entre cambios físicos y químicos en acciones de la vida cotidiana en función de que haya o no formación de nuevas sustancias.</p> <p>1.2. Describe el procedimiento de realización de experimentos sencillos en los que se ponga de manifiesto la formación de nuevas sustancias y reconoce que se trata de cambios químicos.</p>
2. Caracterizar las reacciones químicas como cambios de unas sustancias en otras.	2.1. Identifica cuáles son los reactivos y los productos de reacciones químicas sencillas interpretando la representación esquemática de una reacción química.
3. Describir a nivel molecular el proceso por el cual los reactivos se transforman en productos en términos de la teoría de colisiones.	3.1. Representa e interpreta una reacción química a partir de la teoría atómico-molecular y la teoría de colisiones.
4. Ajustar ecuaciones químicas sencillas y realizar cálculos básicos. Deducir la ley de conservación de la masa y reconocer reactivos y productos a través de experiencias sencillas en el laboratorio y/o de simulaciones por ordenador.	4.1. Reconoce cuáles son los reactivos y los productos a partir de la representación de reacciones químicas sencillas, y comprueba experimentalmente que se cumple la ley de conservación de la masa.
5. Comprobar mediante experiencias sencillas de laboratorio la influencia de determinados factores en la velocidad de las reacciones químicas.	<p>5.1. Propone el desarrollo de un experimento sencillo que permita comprobar experimentalmente el efecto de la concentración de los reactivos en la velocidad de formación de los productos de una reacción química, justificando este efecto en términos de la teoría de colisiones.</p> <p>5.2. Interpreta situaciones cotidianas en las que la temperatura influye significativamente en la velocidad de la reacción.</p>

Tabla 2 - Criterios y estándares referidos a la reacción química en el currículo de tercer curso de educación secundaria obligatoria.

Llegados a este punto es importante destacar que estos dos cursos, segundo y tercero de educación secundaria obligatoria, son los únicos en los que la asignatura de Física y Química tiene carácter obligatorio^[1]. Por lo tanto, y así está contemplado en la orden educativa correspondiente^[2], en estas dos asignaturas prima el proceso de alfabetización científica por encima del estudio formal de los fenómenos fisicoquímicos, ya que tienen carácter terminal para una parte muy importante del alumnado.

En base a lo señalado anteriormente, el enfoque utilizado para la enseñanza de los contenidos es fundamentalmente fenomenológico. El alumno debe *reconocer, identificar e interpretar* los distintos fenómenos fisicoquímicos que se presentan a su alrededor; tales son precisamente las palabras utilizadas en los criterios y estándares asociados a estas secciones del currículo. De esta cuestión se hablará en profundidad más adelante.

El cuarto y último curso de la secundaria obligatoria funciona ya, en cambio, como puente al estudio formal planteado en los dos cursos de bachillerato. De nuevo en él encontramos un bloque referido a los cambios de la materia que habla, fundamentalmente, de la reacción química, tal como se puede observar en la **tabla 3**.

4º ESO	
Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje evaluables
Bloque 5 – Los cambios	
1. Comprender el mecanismo de una reacción química y deducir la ley de conservación de la masa a partir del concepto de la reorganización atómica que tiene lugar.	1.1. Interpreta reacciones químicas sencillas utilizando la teoría de colisiones y deduce la ley de conservación de la masa.
2. Razonar cómo se altera la velocidad de una reacción al modificar alguno de los factores que influyen sobre la misma, utilizando el modelo cinético-molecular y la teoría de colisiones para justificar esta predicción.	2.1. Predice el efecto que sobre la velocidad de reacción tienen: la concentración de los reactivos, la temperatura, el grado de división de los reactivos sólidos y los catalizadores. 2.2. Analiza el efecto de los distintos factores que afectan a la velocidad de una reacción química ya sea a través de experiencias de laboratorio o mediante aplicaciones virtuales interactivas en las que la manipulación de las distintas variables permita extraer conclusiones.
3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.	3.1. Determina el carácter endotérmico o exotérmico de una reacción química analizando el signo del calor de reacción asociado.
5. Realizar cálculos estequiométricos con reactivos puros suponiendo un rendimiento completo de la reacción, partiendo del ajuste de la ecuación química correspondiente.	5.1. Interpreta los coeficientes de una ecuación química en términos de partículas, moles y, en el caso de reacciones entre gases, en términos de volúmenes. 5.2. Resuelve problemas, realizando cálculos estequiométricos con reactivos puros y suponiendo un rendimiento completo de la reacción, tanto si los reactivos están en estado sólido como en disolución.
7. Realizar experiencias de laboratorio en las que tengan lugar reacciones de síntesis, combustión y neutralización, interpretando los fenómenos observados.	7.1. Diseña y describe el procedimiento de realización una volumetría de neutralización entre un ácido fuerte y una base fuertes, interpretando los resultados. 7.2. Planifica una experiencia, y describe el procedimiento a seguir en el laboratorio, que

	demuestre que en las reacciones de combustión se produce dióxido de carbono mediante la detección de este gas.
8. Conocer y valorar la importancia de las reacciones de síntesis, combustión y neutralización en procesos biológicos, aplicaciones cotidianas y en la industria, así como su repercusión medioambiental.	8.1. Describe las reacciones de síntesis industrial del amoníaco y del ácido sulfúrico, así como los usos de estas sustancias en la industria química. 8.2. Justifica la importancia de las reacciones de combustión en la generación de electricidad en centrales térmicas, en la automoción y en la respiración celular. 8.3. Interpreta casos concretos de reacciones de neutralización de importancia biológica e industrial.

Tabla 3 - Criterios y estándares referidos a la reacción química en el currículo de cuarto curso de educación secundaria obligatoria.

En bachillerato, el papel de la reacción química en la definición de los contenidos es aún más prominente si cabe. Por motivos de espacio, no se expondrán en este trabajo las tablas completas de contenidos relacionados con la reacción –pueden, en todo caso, consultarse en la orden educativa correspondiente; el documento tiene, como es lógico, carácter público–, pero baste decir que, en el caso de la Física y Química de primer curso de bachillerato, el concepto se extiende durante no uno, sino dos bloques curriculares completos: el bloque 3, titulado *Reacciones químicas*, y el 4, denominado *Transformaciones energéticas y espontaneidad de las reacciones químicas*.

En el caso de la Química de segundo curso, y dado que en este caso la asignatura se desliga de la física, el papel de la reacción aumenta de nuevo con respecto al volumen total de contenidos, ocupando el bloque más extenso del currículo –bloque 3, *Reacciones químicas*– y parte del siguiente –bloque 4, *Síntesis orgánica y nuevos materiales*–.

Se observa, por tanto, que es un concepto esencial en el entendimiento de la química que, sorprendentemente, rara vez se define de forma clara y sin ambigüedades, presentando muchos textos definiciones incompletas que no explicitan realmente todos los matices identitarios del término^[4].

En este sentido, el llamado Libro de Oro de la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (IUPAC, por sus siglas en inglés) define la reacción química de la siguiente manera^[5]:

“Un proceso que resulta en la interconversión de especies químicas. Las reacciones químicas pueden ser reacciones elementales o reacciones por pasos (nótese que esta definición incluye interconversiones de confórmeros observables experimentalmente). Las reacciones químicas detectables normalmente involucran conjuntos de entidades moleculares, como se indica en esta definición, pero es conceptualmente conveniente utilizar también el término para cambios que involucren una única entidad molecular (como sucesos químicos microscópicos).”

Esta definición que, si bien es conceptualmente eficiente, no posee un gran valor didáctico en sí misma, da una clave importante que debe ser remarcada a la hora de transmitir la noción estudiada. Una reacción química es un *proceso* que implica una *variación* en la naturaleza de las especies involucradas. Se trata, por tanto, de un fenómeno de índole temporal, en *todos* y cada uno de sus frentes, aunque algunos de ellos pudieran dar a entender lo contrario –es el caso del equilibrio químico; se incidirá sobre esto más adelante en el presente trabajo–.

La parte de la química que estudia las reacciones es, por tanto, una química *dependiente del tiempo*, frente a aquella que estudia las estructuras moleculares, su forma de presentación y sus propiedades, que no está tan fuertemente atada a la noción de mutabilidad. Por ende, al analizar una reacción química se debe referir, no sólo *qué* ocurre, sino también *cuándo*.

Y si este matiz conceptual es relevante para un químico ya formado, surge entonces la obvia necesidad de transmitirlo a quienes están empezando a estudiar los fundamentos sobre los que se sustenta la química misma. Por tanto, es de vital importancia que los alumnos aprendan, desde el mismo momento en el que comienzan a estudiar la reacción química, que ésta es un proceso que se da en el tiempo.

En ello encuentra, por tanto, su justificación el presente trabajo. Durante el mismo, se van a plantear distintas actividades, de carácter eminentemente práctico, orientadas a que el alumno asimile esa noción de temporalidad de las reacciones químicas y los contenidos relativos a la cinética química que lleva aparejada y que se extienden a lo largo del currículo planteado en la legislación vigente. Cabe destacar, sin embargo, que las actividades planteadas no sustituyen –al menos, no necesariamente– la enseñanza de los contenidos por otros métodos, ya que están planteadas, en su mayoría, como un complemento a la misma.

III – Objetivos y plan de trabajo

Los objetivos que se pretenden alcanzar con las actividades planteadas a lo largo de este trabajo fin de máster son los siguientes:

Objetivos generales

- Fomentar el interés de los alumnos por las ciencias experimentales en general, y por la química en particular.
- Acercar los contenidos de las distintas asignaturas de Física y Química al entorno del alumno y su realidad cotidiana.
- Ayudar al alumno a desarrollar su espíritu crítico, su iniciativa y su capacidad de razonamiento, de suma importancia en el ejercicio de las disciplinas científicas.
- Favorecer la transversalidad en el aprendizaje, de manera que el alumno entrene, además de las capacidades exigidas por la asignatura, otras como el trabajo en equipo o la concienciación cívica y social.

Objetivos específicos

- Transmitir al alumno la noción de la reacción química como proceso desarrollado a lo largo del tiempo.
- Mostrar al alumno que el equilibrio es un fenómeno dinámico generado en base a unas condiciones cinéticas concretas.
- Propiciar la enseñanza de los conceptos relativos a la cinética química, tales como velocidad de reacción, ley o ecuación de velocidad, constante de velocidad, orden de reacción, etc.
- Enseñar al alumno a determinar los factores que influyen en la velocidad de una determinada reacción.
- Explicar la noción de la catálisis y la naturaleza y funcionamiento de los catalizadores, de manera que el alumno entienda que estos pueden ser positivos o negativos.
- Mostrar al alumno casos cinéticos de particular interés, como el de las reacciones reloj o las reacciones oscilantes.

Para conseguir estos objetivos, se plantean una serie de actividades de carácter fundamentalmente práctico, que pretenden ilustrar de forma sencilla y accesible para los alumnos el concepto tratado en cada caso, siempre de acuerdo al nivel académico en el que se encuentren. Se han fijado, por tanto, algunas actividades de carácter divulgativo y generalista para los primeros cursos de Física y Química, y otras más formales y específicas para los cursos subsiguientes (fundamentalmente, cuarto de secundaria y los dos cursos de bachillerato). La estructura de estas actividades se describirá en la sección correspondiente.

IV – Metodología

A la hora de enseñar química, tradicionalmente se postula que el alumno debe adquirir una comprensión profunda de los tres niveles o elementos conceptuales^[6] cuyo dominio es necesario para lograr un entendimiento significativo de esta disciplina (el conocido como triángulo de Johnstone, **figura 1**). Estos niveles o elementos son, a saber:

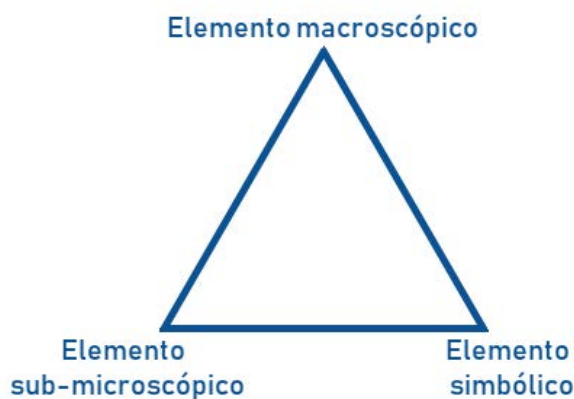


Figura 1 - Triángulo de Johnstone de los elementos conceptuales de la química.

- Elemento **macroscópico**: corresponde a los fenómenos observables en la escala humana; magnitudes y propiedades mensurables de la materia y sus efectos inmediatos.
- Elemento **sub-microscópico** o **molecular**: es la descriptiva de la materia como conjunto estructural de átomos que forman redes invisibles, y las implicaciones que se derivan de dicha descriptiva.
- Elemento **simbólico**: puramente convencional, representa las fórmulas, sistemas de nomenclatura, ecuaciones y formalismos utilizados para representar los fenómenos descritos en los otros dos niveles.

Como es lógico, una descriptiva en manos de uno solo de estos tres elementos es sumamente deficiente, por lo que se requiere un equilibrio entre los tres para que la enseñanza de la química sea pedagógicamente eficaz.

De este modo, y aunque rara vez el proceso de enseñanza-aprendizaje se mueve sobre los vértices del triángulo –suele desplazarse, como es deseable, por el interior del mismo, superponiendo elementos de los diferentes niveles–, esta representación sí nos permite observar una cierta progresión en cómo se produce este proceso: los primeros compases de la enseñanza de la física y la química se producen sobre el elemento macroscópico, poniendo un porqué a las realidades palpables experimentadas por el alumno. Posteriormente, se introduce el elemento simbólico y, con su ayuda y a medida que se desarrolla, se comienza a desplazar la formación hacia el nivel sub-microscópico, de carácter más técnico.

Una revisión necesaria de este triángulo conceptual es la que llevó a cabo Peter Mahaffy en el año 2004^[7], llevándolo a la tercera dimensión para introducir un cuarto nivel: el “mundo real” o elemento **humano**.

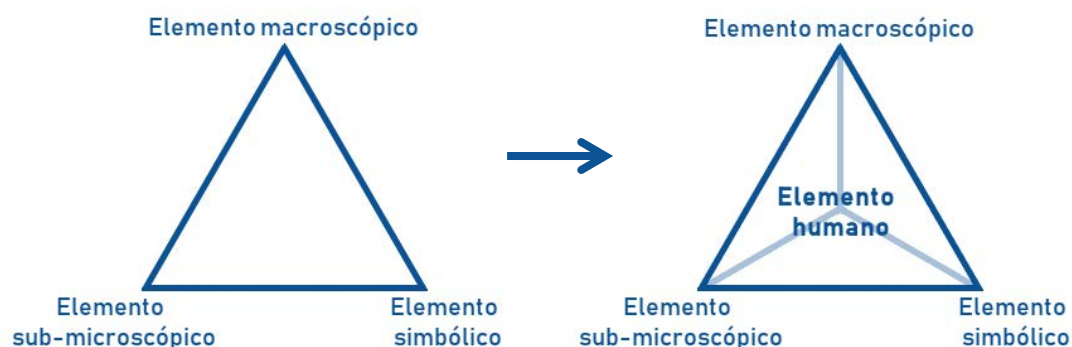


Figura 2 - Transición al tetraedro de Mahaffy.

El elemento humano introduce especial énfasis, en palabras del propio Mahaffy, en “*la gran red de consideraciones económicas, políticas, ambientales, sociales, históricas y filosóficas, profundamente entrelazada en nuestro entendimiento de los conceptos, reacciones y procesos químicos que enseñamos al alumnado y al público general*”. Pone, por tanto, la química en contexto; relacionándola con la situación social que ha vivido, vive y vivirá el ser humano como colectivo, y enfrentándola a los problemas a los que se enfrenta este.

Esta perspectiva humanista de la química lleva, de hecho, a la segunda implicación del elemento humano: la centralización del papel del alumno en su propio desarrollo. La enseñanza de la química no solo debe estar contextualizada en la situación del ser humano como especie, sino también en la del alumno como individuo; esta concepción tetraédrica de la química aboga entonces por un aprendizaje activo, por las estrategias orientadas a la resolución de problemas, el aprendizaje basado en proyectos y la atención pedagógica adaptada a los estilos de aprendizaje de los distintos alumnos.

Esto coincide, de hecho, con las condiciones que se deben dar para que, según Ausubel, tenga lugar lo que conocemos como un aprendizaje significativo^[8]: en primer lugar, que el alumno posea la disposición de anclar el nuevo contenido a su propia estructura de conocimiento de forma lógica y razonada; en segundo, que el nuevo contenido sea potencialmente relevante para el alumno, de manera que *pueda* efectivamente, ser enlazado a esa estructura previa. Es decir, para alcanzar un aprendizaje significativo se requiere tanto una *presentación* adecuada del conocimiento como una *predisposición* del alumno a asimilar dicho conocimiento.

Podría entonces parecer que esta segunda condición depende en última instancia del alumno, pero Ausubel incide en el hecho de que a menudo la falta de predisposición del alumno tiene causas externas –que radian, incluso, de la propia actitud del docente–. Así, el alumno puede tender a pensar que un entendimiento verdadero aunque incompleto de la materia será menos valorado que la capacidad de contestar correctamente, si bien de forma memorística, a todas las preguntas del profesor –y de hecho, demasiado a menudo ocurre que es efectivamente así–; o puede ocurrir que fracasos previos en el estudio de una determinada

materia hagan que el alumno se sienta incapaz de entenderla y abogue por un aprendizaje memorístico, a priori más sencillo y eficiente de cara a un propósito inmediato como es el aprobar un examen.

Ausubel expone otras razones y causas de la ausencia de disposición en el educando, casi siempre relacionadas con la actitud del docente hacia la asignatura o con la situación contextual previa del alumno y sus sentimientos al respecto; con todo, no es el propósito de este trabajo tratar en profundidad esta segunda condición, y aunque se reconoce su importancia capital en el éxito del aprendizaje significativo, a lo largo del presente texto se incidirá fundamentalmente en el otro aspecto del aprendizaje significativo propuesto por Ausubel: la presentación de los contenidos al alumno.

En definitiva, considerando los postulados que rodean al concepto de aprendizaje significativo, parece claro que el contenido debe presentarse de tal modo que encaje de forma natural en las estructuras cognitivas previas del alumno. Esto implica, inequívocamente, que todo método de enseñanza del que se desee una cierta eficiencia debe considerar la naturaleza y solidez de dichas estructuras previas, para lo cual sería deseable poder realizar un seguimiento continuado de la evolución intelectual del alumno. La conclusión de esto es una obviedad: ya que no todo el mundo parte de los mismos conocimientos previos a la hora de abordar una asignatura –ni los ha fijado de la misma forma–, no todos los métodos son igual de efectivos con todo el mundo.

Es llegados a este punto que se pone de relieve el gran valor de la actividad práctica, por encima del de las clases teóricas. En este sentido, muchos pedagogos y estudiosos de la didáctica apelarían al “cono de la experiencia” de Edgar Dale para hablar de esto, también llamado –erróneamente– “cono del aprendizaje”. Una concepción popularizada de dicho cono es que estructura las diferentes formas de aprendizaje en una jerarquía de eficiencia, de tal manera que el alumno aprendería o interiorizaría:

- Un 10% de la información leída.
- Un 20% de la información escuchada.
- Un 30% de la información percibida visualmente.
- Un 50% de la información percibida simultáneamente a través de vista y oído.
- Un 70% de la información verbalizada.
- Un 90% de aquello que se realiza y se verbaliza simultáneamente.

Este planteamiento, sin embargo, carece totalmente de base científica de ningún tipo, y se advierte de lo peligroso de su difusión^[9]. No es solo que los porcentajes arriba expuestos sean a menudo inconsistentes entre distintas fuentes consultadas, sino que además es inviable comparar las eficiencias relativas de las formas de aprendizaje planteadas. Tanto esta concepción del cono de la experiencia como la atribución de los porcentajes de eficiencia a Edgar Dale, son fundamentalmente erróneas y deben ser evitadas.

El cono de la experiencia es útil, sin embargo, aunque por un motivo diferente. La verdadera pretensión de Edgar Dale era clasificar –que no jerarquizar– los diferentes métodos de

interiorización de experiencias en un espectro continuo que va desde las mayores abstracciones –las palabras, o lo que Dale llama símbolos verbales–, hasta el caso de mayor concreción posible –las experiencias reales, directas y deliberadas. Todas ellas son, a priori, igualmente válidas; un mayor grado de abstracción no implica necesariamente un menor rendimiento de la experiencia.



Figura 3 - Versión adaptada del cono de la experiencia de Edgar Dale.

Sin embargo, enfocando el currículo desde esta perspectiva, este espectro continuo de la concreción, se observa que las enseñanzas tradicionales tienden a concentrar sus esfuerzos en la región abstracta del cono –el alumno escucha un discurso académico mientras ve desfilarse ante sus ojos una serie de recursos gráficos, bien escritos en la clásica pizarra, o bien proyectados sobre una pantalla, y como mucho destaca la toma de apuntes como único proceso activo–.

Lo que se plantea en este trabajo es la importancia de realizar actividades prácticas, no porque sean más eficientes o contribuyan a un mayor aprendizaje –no lo hacen en el modelo de Dale– sino simplemente porque, explorando regiones más concretas del cono, se puede abarcar una mayor variedad de procesos de aprendizaje, siendo por tanto el contenido presentado acorde a las apetencias e intereses de un mayor número de alumnos. Como se comentaba anteriormente, de acuerdo a la idea del aprendizaje significativo, si el conocimiento se presenta en una forma que encaje de forma natural con los intereses y esquemas de pensamiento del alumno, será más sencillo para este asimilarlo de forma íntegra y duradera.

En este sentido, las ciencias experimentales representan el fondo ideal para la realización de actividades con un mayor nivel de concreción –por oposición a asignaturas como filosofía, lengua o incluso matemáticas, que tienden a ser eminentemente abstractas–, ya que, de

hecho, el contenido que se presenta al alumno no es sino la misma realidad que lo rodea, su naturaleza y sus leyes.

Por tanto, las actividades planteadas a lo largo del presente trabajo toman prestados algunos postulados del denominado *aprendizaje por descubrimiento*, en el que se reivindica la capacidad del alumno para construir el contenido –la ciencia– a partir de sus interacciones con el entorno. Se sabe, a día de hoy, que el aprendizaje por descubrimiento adolece de algunas deficiencias importantes^[10], como el hecho de que a veces la experiencia empírica, en base a una interpretación sesgada por parte del alumno, termine dando paso a un conocimiento diferente al que se pretendía adquirir, o incluso reforzando preconcepciones erróneas^[11].

Sin embargo, el aprendizaje por descubrimiento tiene una gran ventaja que no comparten muchas otras estrategias de aprendizaje, y es, precisamente, que refuerza en el alumno la capacidad de *descubrir*; no se debe olvidar que, en ciencia, son precisamente las anomalías las que modelan el conocimiento. A menudo ocurre que la creación de una teoría que responda a la evidencia experimental, si bien es un hito científico incontestable, no es tan determinante para el avance de la ciencia como un todo como el mero hecho de haberse preguntado por qué se da la anomalía que dio lugar a la teoría en primer lugar; no es la simple inteligencia el motor del avance humano, sino la curiosidad ligada a ésta. La capacidad de analizar un resultado aparentemente incongruente con ojos críticos es, entonces, una de las grandes virtudes del aprendizaje por descubrimiento.

No son pocos los casos, a lo largo de la historia de la ciencia, en los que un descubrimiento importante se ha producido de forma más o menos fortuita, si bien posteriormente los científicos que los han llevado a cabo han tendido a maquillar –cuando no directamente esconder– este hecho bajo lo que se suele denominar como un contexto de justificación del trabajo. El aprendizaje por descubrimiento tiene, entonces, la capacidad de mostrar al alumno el valor de esta serendipia en el estudio de la ciencia, lo cual resulta, a día de hoy –aunada, como se ha comentado anteriormente, con el razonamiento lógico y una mirada crítica y formada–, sencillamente innegable^[12].

Por todo ello, con las actividades propuestas se pretende ayudar al alumno a construir su conocimiento y despertar su espíritu crítico, por lo que es necesario darle una cierta libertad; al mismo tiempo, no obstante, se pretende que sea este un aprendizaje guiado y sistematizado, huyendo de las principales críticas al descubrimiento como técnica de aprendizaje. En aras de lograr un equilibrio entre ambas cuestiones metodológicas, se plantea el *aprendizaje basado en problemas* como posible solución al conflicto de intereses.

Así, en los distintos pasos del camino, el alumno deberá enfrentarse a un *problema*, entendido este como cuestión, observación o conjunto de observaciones, experimento, tarea de clasificación, u otros procesos de diversa índole, teniendo todos ellos en común que requieren del alumno una solución que satisfaga determinadas condiciones. Dentro de ellas, el problema puede ser enfocado desde distintos ángulos y perspectivas, lo cual sumerge al alumno en una suerte de *libertad tutorada*, que le permitiría, en principio, explorar distintas posibilidades sin riesgo de caer en una concepción errónea o una conclusión sesgada.

A lo largo de las actividades planteadas en este trabajo se pondrá de relieve este enfoque: se pretende que las actividades realizadas no estén únicamente justificadas con el propósito de enseñar unos determinados contenidos, sino que permitan a los alumnos, además, poner a prueba su ingenio para dar solución a problemas, si no directamente reales, sí al menos *tangibles*. Se piensa que esta perspectiva aporta un cierto componente motivador de cara al alumno, que podrá ver cómo los conocimientos *salen* del libro, adquieren una identidad tridimensional –esto es, incorporan un nivel humano, volviendo a la analogía original del triángulo de Johnstone y su conversión al tetraedro de Mahaffy– y toman forma de manera efectiva en el mundo que lo rodea.

V – Propuesta de actividades

A continuación se detallará la propuesta de actividades realizada para el presente Trabajo Fin de Máster (TFM). Cabe destacar que dichas actividades están enmarcadas a lo largo de los distintos cursos de secundaria y bachillerato y como tal se presentan; sin embargo, a nivel de organización formal se han estructurado, por progresión de contenido, en un total de cuatro bloques temáticos, a saber:

- **Bloque 1 – La cinética en el estudio general de la reacción química.** Este bloque está orientado a los cursos más bajos, en los que el estudio de la química tiene todavía un carácter fundamentalmente fenomenológico. La cinética no es en ellos una parte importante del currículo, pero sí lo es el concepto de reacción química como proceso temporal del que se habló en la sección introductoria. Por ello, aquí se abordará la cuestión de la reacción química como un todo, estableciendo relaciones entre el proceso y su cinética, incidiendo en el hecho de que el equilibrio químico es fruto de una condición cinética concreta. Las actividades correspondientes a este bloque no son –en su mayoría– prácticas de laboratorio como tal, sino más bien actividades explicativas que pretenden ayudar al alumno a afianzar determinados conocimientos básicos.
- **Bloque 2 – Estudio general de la cinética química y sus implicaciones.** En este bloque se presentan ya algunos contenidos de la cinética de reacción propiamente dicha. Está, por tanto, enfocado a niveles intermedios: las cuestiones de índole cinética están ya muy presentes a lo largo del currículo, y se intentará explicar cómo y por qué influyen determinados factores en la velocidad de una reacción. Especial atención recibirán en este bloque, por su gran valor visual, las denominadas reacciones de tipo reloj.
- **Bloque 3 – El efecto de los catalizadores en la cinética de reacción.** En las actividades de este bloque se planea la noción del catalizador y su influencia en la velocidad de una reacción, poniendo especial énfasis en el hecho de que un catalizador modifica la velocidad de la reacción, pero no su espontaneidad. Es importante, también, que el alumno entienda que no todos los catalizadores aumentan la velocidad de reacción –los inhibidores también son catalizadores–. Se tratará, fundamentalmente, en los niveles altos.
- **Bloque 4 – El oscilador químico: la cinética de las reacciones oscilantes.** Por último, como un caso particular de especial interés, se tratarán, en las actividades de este bloque, las particularidades cinéticas de los llamados osciladores químicos: reacciones en las que la concentración de las especies involucradas aumenta y disminuye de forma recursiva. Por su gran complejidad, las actividades de este bloque se plantearán únicamente para el nivel de bachillerato.

Teniendo en cuenta esta distribución de los contenidos, a continuación se presentan las diferentes actividades propuestas para este trabajo, ordenadas por curso y progresión de las materias tratadas en cada una de ellas.

V.1 – 2º curso de educación secundaria obligatoria

El segundo curso de educación secundaria obligatoria contiene la primera iteración de la asignatura de Física y Química, y por ende, el primer contacto de los alumnos con estas ramas de la ciencia. Por ello, resulta difícilmente viable llevar a cabo actividades de laboratorio a este nivel, dado que no hay una base real de contenidos previos que se pueda utilizar para desarrollar las prácticas. Además, debido a que este curso está dedicado a construir precisamente dicha base, no existen contenido cinéticos propiamente dichos, con únicamente una tímida alusión al concepto de reacción química como parte del currículo.

Por todo ello, para este curso se ha propuesto una única actividad de carácter eminentemente ilustrativo que pretende poner de relieve la noción de reacción química atendiendo a determinados aspectos cinéticos básicos, de manera que pueda servir de punto de partida para una comprensión más profunda de la naturaleza y el funcionamiento de los sistemas químicos de cara a los cursos siguientes.

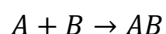
V.1.1 – Los Juegos Olímpicos de la reacción química (I)

- **Bloque 1** – La cinética en el estudio general de la reacción química.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, competencia social y cívica.
- **Contenidos:** bloque 2 del tercer curso de secundaria, llamado *Los cambios*: conceptos elementales de agregación atómica y síntesis química.

En un curso de iniciación a la física y la química como el que ocupa esta actividad, los alumnos aún deben adquirir las destrezas en el uso de los convencionalismos necesarias para interpretar correctamente los fenómenos fisicoquímicos de su entorno –lo que Johnstone denominaba el nivel simbólico–. Llevar a los alumnos al laboratorio en estas condiciones es, cuanto menos, ineficiente. Sin embargo, eso no significa que no se pueda plantear un aprendizaje práctico: la presente actividad abordará la enseñanza de algunos conceptos químicos básicos relacionados con la cinética a través de una serie de pruebas de carácter deportivo.

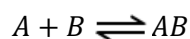
El uso de la actividad física como analogía para explicar cuestiones de índole cinética no es una novedad^[13]. Sin embargo, lo que se propone aquí no es un estudio exhaustivo de las posibilidades que ofrece este método, sino simplemente una forma de aprender y afianzar los conceptos relacionados con la reacción química de manera distendida y que resulte atractiva para los alumnos.

El material utilizado para esta actividad podría reducirse a los clásicos bloques de construcción de plástico obtenibles en cualquier juguetería. En una primera prueba, los alumnos dispondrían de dos cajas con bloques de dos colores: cada alumno deberá entonces recoger un bloque de cada color, juntarlos, y llevarlos hasta una *caja de meta* propia, situada a cierta distancia. Esta situación viene a ilustrar la clásica reacción bimolecular tipo, si bien también puede plantearse como la unión de dos átomos para formar una molécula, expresándose en la forma:



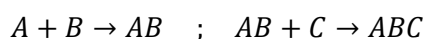
Transcurrido un tiempo dado (por ejemplo, un minuto), se contarán los pares de bloques que cada alumno ha conseguido llevar a su caja de meta, de manera que quien tenga mayor cantidad habrá producido *la reacción más rápida*.

En una segunda actividad, se puede introducir el concepto de reversibilidad: el profesor explicará a los alumnos que, del mismo modo que los bloques de construcción pueden unirse y separarse, a veces también los enlaces entre los átomos pueden romperse. La reacción entonces se expresaría de la forma:



En esta ocasión, los alumnos competirán por parejas –para evitar que esta prueba sea injusta o resulte frustrante, es recomendable emparejarlos según los resultados que hayan obtenido en la primera, de manera que los alumnos más rápidos corran con los más rápidos y los más lentos lo hagan con los más lentos–. Mientras que uno de los alumnos continuará haciendo lo mismo que hizo en la primera prueba, el otro deberá realizar el proceso contrario: coger los bloques unidos de la caja de meta –productos–, separarlos y llevarlos de vuelta hasta las cajas iniciales –convirtiéndolos, por tanto, en reactivos–. De esta forma, los alumnos aprenderán la noción de la bidireccionalidad –reversibilidad– de la reacción química. Incluso si, tras finalizar la prueba, alguna pareja de alumnos tiene una cantidad de “bloques-producto” similar a la que tenía originalmente, el profesor puede llegar a insinuar que se ha dado una situación de equilibrio químico, aunque esto se explicaría más en profundidad en cursos siguientes.

Una tercera prueba podría introducir el concepto de reacciones concatenadas a través de una carrera de relevos. Por ejemplo:



En esta situación, las parejas serían cooperativas, y en el centro del recorrido se instalaría una tercera caja con piezas de otro color (**figura 4**). El primer alumno deberá coger dos piezas de

las cajas iniciales, unir las, y llevárselas al segundo, que esperará junto a la tercera caja. Este segundo alumno cogerá a su vez una pieza de dicha caja, la unirá con las otras dos, y llevará el conjunto a la *caja de meta*. Tras esto, el segundo alumno volverá corriendo al inicio para coger otras dos piezas y llevárselas al primero, que en esta ocasión esperaría en la zona central, y así sucesivamente. Este proceso de relevos podría, de ser posible, alargarse, añadiendo nuevos bloques de distintos colores (especies D, E,...) y agrupando más alumnos para encadenar un mayor número de reacciones sucesivas. En cada caso, el profesor explicaría a los alumnos el proceso global que se pretende ilustrar con ayuda de una pizarra.

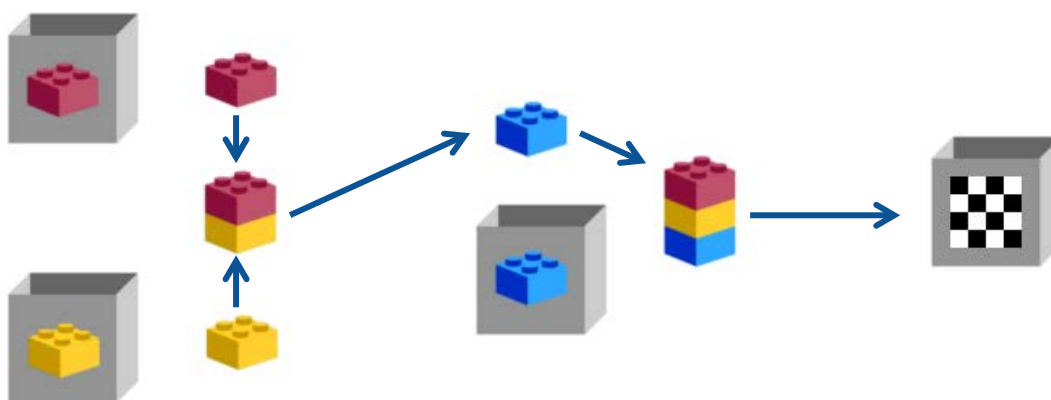


Figura 4 – Diagrama explicativo de la prueba de reacciones concatenadas.

Finalmente, estas pruebas se pueden combinar entre sí, de manera que es posible montar circuitos con distintas propiedades y distinto número de alumnos; por ejemplo, un circuito de tres pasos en el que el primero sea reversible, o un proceso en el que se agregue la misma pieza dos veces (de manera que el alumno encargado de la segunda etapa tendría que volver al punto inicial a por ella), etc.

Terminadas todas las pruebas, el profesor podría repartir a los alumnos, a modo de premio, una serie de diplomas olímpicos; a la reacción más veloz, a la más equilibrada, a la más reversible, etc. Todo ello para motivar a los alumnos y fomentar su implicación en la actividad, que se realizaría a lo largo de una sesión de clase.

Lo que se pretende, por tanto, con esta actividad, es ayudar a los alumnos a concretar el hecho de que la reacción química que permite la formación y transformación de moléculas es un proceso eminentemente temporal. Es una noción que no se adquiere fácilmente viendo la reacción escrita en una pizarra, y se espera que así les resulte más sencillo afianzarla, teniendo en cuenta que es conceptualmente muy importante de cara a cursos superiores.

V.2 – 3^{er} curso de educación secundaria obligatoria

Destaca la Física y Química de tercero de secundaria por su fuerte carácter fenomenológico: dado que se trata de una asignatura terminal para muchos alumnos que no la elegirán al año siguiente, se pretende que todos los estudiantes alcancen una comprensión básica de la naturaleza y funcionamiento de los fenómenos y procesos fisicoquímicos de su entorno.

En este sentido, las tres actividades aquí propuestas continúan con ese espíritu alfabetizador en mente: la primera de ellas es una segunda parte de la propuesta para el curso anterior, mientras que la segunda pretende transferir esa analogía de la reacción química alcanzada con ella a un ejemplo más parecido a lo que realmente ocurre en los sistemas moleculares.

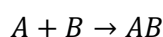
Por último, la tercera actividad planteada tiene como objetivo introducir a los alumnos en el concepto de catalizador a través de una práctica de laboratorio sencilla que utiliza reactivos razonablemente conocidos para hacer una demostración de un proceso catalítico.

V.2.1 – Los Juegos Olímpicos de la reacción química (II)

- **Bloque 1** – La cinética en el estudio general de la reacción química.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, competencia social y cívica.
- **Contenidos:** bloque 2 del tercer curso de secundaria, llamado *Los cambios*: reacciones químicas, factores que influyen en su velocidad, catalizadores.

Esta actividad está planteada a modo de continuación de la propuesta para segundo curso. De nuevo, el objetivo será transmitir algunos conceptos referidos al proceso de reacción química a través de pruebas deportivas de mayor o menor complejidad. En este caso, la actividad se centra en la velocidad de reacción y cómo influyen sobre ella distintos factores.

Así, la primera prueba se desarrollará de la misma forma que en el caso de la actividad planteada para segundo: cada alumno tendrá que coger dos bloques, juntarlos, y llevar el conjunto a la caja de meta. El proceso propuesto, por tanto, es una simple reacción de formación de un producto a partir de dos reactivos, de nuevo caracterizada como:



En esta ocasión, sin embargo, el alumno tendrá que recorrer un circuito más complejo, con una serie de obstáculos que ralentizarán su marcha. Sobre estos obstáculos se hablará un poco más adelante. Tras realizar esta prueba durante un tiempo dado, se repetirá, pero esta vez

formando parejas. Ahora serán dos los alumnos que, en cada caso, junten las piezas y las lleven a la caja de meta. El resultado de esto será, lógicamente, que en la caja de meta habrá aproximadamente el doble de piezas que en el primer caso. Dada esta situación, se preguntará a los alumnos qué pasará si se repite la prueba con grupos de tres, cuatro, o cinco alumnos: esto resultará en un promedio del triple, cuádruple, o quíntuple de piezas en la caja de meta. Se puede, entonces, enunciar una ley de velocidad que, de forma aproximada, definiría la rapidez con la que los reactivos se convierten en productos:

$$v = k \cdot [\text{Alumnos}] \quad (1)$$

Donde k es el número de piezas que cada alumno convierte, en promedio, por unidad de tiempo; y $[\text{Alumnos}]$ es el número de alumnos que llevan a cabo la conversión: están actuando en realidad como un reactivo más, de manera que la velocidad de la reacción es proporcional a la “concentración” de alumnos.

Para la siguiente prueba, se otorgará un distintivo –por ejemplo, un pañuelo– a cada alumno de la pareja que menos piezas haya conseguido llevar hasta la caja de meta en la carrera anterior. Se repite la prueba, pero en esta ocasión, los alumnos que lleven el pañuelo podrán evitar alguno de los obstáculos dispuestos en el recorrido, de forma que su recorrido será más corto que el del resto de sus compañeros.

Como resultado de esto, evidentemente, al final de la prueba habrán conseguido llevar más piezas de las que pudieron llevar en el caso anterior. Se puede repetir el ejercicio, dando ahora un pañuelo a todos los alumnos.

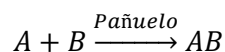
En una nueva pausa, se comentarán los resultados de estas últimas pruebas. Los alumnos con pañuelo han podido llevar un mayor número de piezas, de modo que la ley de velocidad quedaría como:

$$v = k_p \cdot [\text{Alumnos}_p] \quad (2)$$

Donde k_p es, en esta ocasión, el número promediado de piezas que convierte un alumno con pañuelo en cada unidad de tiempo, y $[\text{Alumnos}_p]$ es el número de alumnos que poseen pañuelo (en cada pareja, dos). El profesor preguntará entonces qué ocurrirá si solo uno de los alumnos de cada pareja lleva pañuelo. Lógicamente, el número de piezas en la caja de meta será mayor que cuando no había pañuelo, pero menor que cuando lo llevaban los dos. Como la reacción está transcurriendo por dos caminos diferentes, la ley de velocidad será entonces la suma de las de ambos procesos:

$$v = k \cdot [\text{Alumnos}] + k_p \cdot [\text{Alumnos}_p] \quad (2)$$

Llegados a este punto, las “concentraciones” de alumnos serán iguales entre sí y a la unidad. Sin embargo, si hubiera tres personas y dos llevaran pañuelo, habría que escribir la ecuación con esos números. A continuación, el profesor planteará una pregunta que sorprenderá a los alumnos: ¿y si pusiéramos los dos pañuelos pero no hubiera ningún alumno? Como es lógico, la reacción no se produce; los pañuelos, por sí solos, no son capaces de llevar las piezas de un lugar a otro. Alternativamente, se ha visto que con un pañuelo la reacción se desarrolla más rápidamente que sin él, y con dos más que con uno. ¿Qué ocurrirá si a cada pareja le damos tres, cuatro, diez, setenta pañuelos? Obviamente, no habrá mejoría alguna. Una vez que todos los alumnos tienen su pañuelo, aumentar el número de pañuelos no aumenta la velocidad de la reacción, porque no hay nadie más llevando las piezas por la ruta con más obstáculos. El pañuelo actúa, aquí, de acuerdo a lo esperado en un *catalizador*.



Además, finalizada la reacción, el profesor puede recoger todos los pañuelos distribuidos y volver a utilizarlos para repetir la actividad –no ocurre así con los alumnos que, como son reactivos, se habrán gastado y estarán cansados y *aburridos de hacer siempre lo mismo*–.

Sin embargo, no se recogerán los pañuelos todavía. ¿Todos los catalizadores son igual de eficientes? El profesor entregará a algunos de los alumnos otro catalizador, un pañuelo de otro color por ejemplo, que les permitirá hacer el recorrido de la reacción evadiendo todos o la mayoría de los obstáculos. La prueba se repite una última vez, quedando patente que el nuevo catalizador es mucho más eficiente que el primero (**figura 5**).

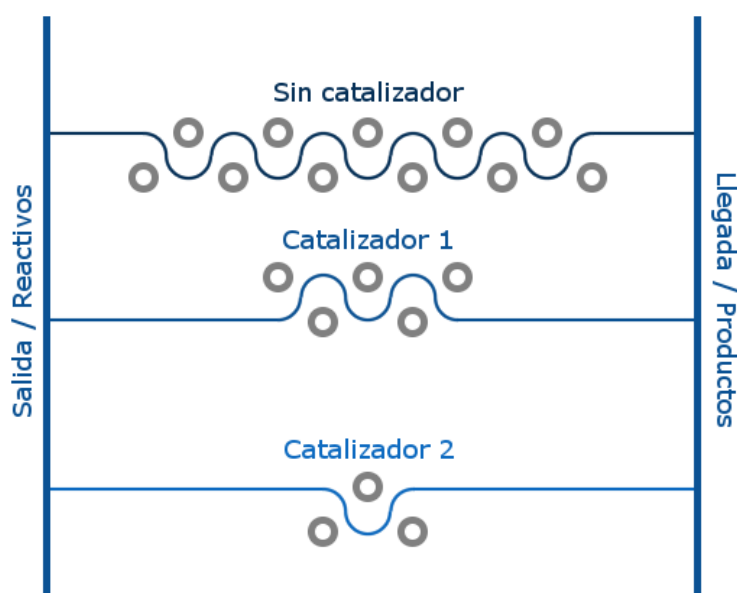


Figura 5 - Ejemplo ilustrativo de las rutas seguidas por alumnos con diferentes "catalizadores".

A continuación, se plantea pasar a una reacción encadenada como la mostrada en la actividad de segundo. En este caso, sin embargo, la primera etapa será reversible, y la segunda estará catalizada. Es decir:



Se trata, de nuevo, de una carrera de relevos, pero en esta ocasión los alumnos se agruparán de tres en tres. Mientras dos de ellos tratan de llevar la reacción hacia delante, de la misma forma que en la actividad de segundo –el encargado de la etapa final llevará, además, el pañuelo–, el tercero tendrá que descomponer el producto AB y llevarlo de vuelta a la zona inicial –sorteando para ello los mismos obstáculos que el alumno encargado del proceso directo–, pudiendo solo hacerlo desde la zona central: cuando el relevo abandone dicha zona con el producto para la siguiente reacción, ya no podrá impedir que el proceso se complete.

Finalmente, y dado que a estas alturas los alumnos estarán cansados, como última prueba se propone un descenso de la temperatura: el frío hace que los alumnos se queden rígidos y vayan más despacio, por lo que tendrán que repetir la prueba anterior *andando*. De esta forma, se llega a la conclusión de que una disminución de la temperatura, por lo general, frena el desarrollo de las reacciones químicas.

Terminadas todas las carreras, y tal como se planteó para la actividad de segundo, el profesor podrá conceder diplomas a los alumnos más rápidos en cada prueba, al catalizador más eficiente, a la reacción encadenada más (y menos) efectiva, etc. Esta actividad se realizaría a lo largo de una sesión de clase.

V.2.2 – La reacción animada

- **Bloque 1** – La cinética en el estudio general de la reacción química.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, competencia digital, sentido de la iniciativa y espíritu emprendedor.
- **Contenidos:** bloque 2 del tercer curso de secundaria, llamado *Los cambios*: cuestiones elementales referidas al concepto de reacción química.

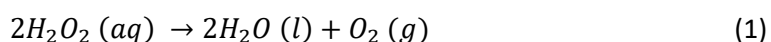
En esta actividad, los alumnos se convertirán en directores de cine stop-motion. Dado que el objetivo de las actividades de este bloque es que visualicen la reacción química como un proceso temporal, en esta ocasión se les pedirá que lleven a cabo, en grupos de tres alumnos, una pequeña animación casera de una reacción química sencilla. El profesor les indicará cómo se produce la reacción, y ellos tendrán que “escenificarla” mediante la realización de modelos,

por ejemplo, con plastilina y palitos de madera. Una vez hayan construido los modelos de los reactivos, los fotografiarán, y los reorganizarán para adaptarlos a la siguiente etapa de la reacción –aproximando las moléculas, alargando algún enlace, desconectando algún átomo–, fotografiando de nuevo el resultado. Así, conseguirán fotografías –fotogramas– de todos los pasos del proceso, que después podrán superponer en una única animación –utilizando algún programa de edición de imágenes; en este trabajo se propone GIMP, por su relativa simplicidad y su condición de software libre–. Los alumnos obtendrán, así, una pequeña “película” de su reacción química, que finalmente podrá ser proyectada junto a las de sus compañeros, de manera que todos puedan ver el resultado y visualizar de manera tangible un proceso que aún a estos niveles es bastante abstracto para la mayoría de ellos. Esta actividad se desarrollaría a lo largo de dos sesiones de clase: una primera sesión explicativa de la actividad, y una segunda en la sala de ordenadores en la que se explicará cómo realizar el montaje y que culminará con la proyección de las “películas”.

V.2.3 – Dentífrico elefantino

- **Bloque 3** – El efecto de los catalizadores en la cinética de reacción.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender.
- **Contenidos:** bloque 2 del tercer curso de secundaria, llamado *Los cambios*: cuestiones relativas a la catálisis, tipos de catalizadores y sus efectos.

Si la reacción realizada a modo de película en la actividad anterior permite al alumno ver una reacción química *en tiempo real*, a continuación se propone un pequeño estudio de laboratorio en el que podrán constatar el efecto de los catalizadores. La reacción que se va a realizar en este caso es la descomposición del peróxido de hidrógeno, o *agua oxigenada*. Este compuesto, perteneciente a la familia de los peróxidos, es termodinámicamente inestable, y tiende a descomponerse en agua y dióxigeno de forma espontánea, proceso responsable de que los frascos de agua oxigenada que se venden normalmente como artículo de botiquín tengan fecha de caducidad.



Sin embargo, esta reacción, aunque energéticamente favorable, es extraordinariamente lenta desde el punto de vista cinético. Por ello, para poder observar su evolución en el laboratorio, es necesario recurrir al uso de un catalizador. A lo largo del siglo pasado, se ha descubierto un sinnúmero de compuestos que pueden actuar como catalizadores –positivos o negativos– de esta reacción, desde sales de metales pesados como el hierro o el plomo, hasta enzimas como la catalasa, pasando por sistemas coloidales de oro o platino, lo que convierte a esta reacción

en el sistema perfecto para el estudio de los fenómenos de catálisis^[14]. No obstante, uno de los catalizadores más utilizados en el desarrollo de prácticas con esta reacción es, sin duda, el ion yoduro^[15], particularmente en forma de yoduro potásico, dado que es una sal estable cuya manipulación en pequeñas cantidades no presenta peligros inmediatos para la salud.

Lo que se propone por tanto a lo largo de esta práctica, conocida coloquialmente como la *pasta de dientes de elefante*, es que los alumnos vean los efectos de distintos tipos de catalizadores en una reacción. Para ello, dispondrán una pequeña capa de detergente líquido sobre la que se desarrollará la reacción: al desprenderse agua y oxígeno como productos, la presencia del detergente resultará en una densa espuma de jabón que, según la naturaleza del catalizador, ascenderá más o menos rápidamente por el recipiente que contenga la mezcla hasta –tal vez– desbordarse.

Esta es una práctica de carácter cualitativo, pero que resulta muy llamativa y en la que los reactivos necesarios son, de nuevo, productos de uso relativamente cotidiano. La práctica está, en principio, orientada a que los alumnos la hagan en parejas, pero, por sus características y el nivel tratado, es una reacción que podrían realizar sin mayor problema de forma individual, caso de contar el centro con puestos de laboratorio y material suficiente. Se haría, además, en una única sesión de clase, ya que se trata de una práctica sencilla que no requiere de ninguna preparación especial. En el anexo A.1 se adjunta un posible ejemplo de guion de laboratorio para esta práctica.

V.3 – 4º curso de educación secundaria obligatoria

El cuarto y último curso de secundaria es también el primero en el que la asignatura de Física y Química empieza a ser optativa. Es, además, un curso puente entre las concepciones fenomenológicas típicas de los cursos inferiores y el estudio formal habitual en bachillerato. Por ello, las dos actividades propuestas para este curso son experiencias de laboratorio como tal. La primera de ellas, que ya se mete de lleno en consideraciones de tipo cinético, pretende implementar el concepto de velocidad de reacción adquirido en los niveles anteriores en un sistema real, formado por especies conocidas por el alumno.

La segunda es un experimento clásico de la acción de un ciclo catalítico, con el que se pretende estimular el ingenio del alumno mientras afianza los conocimientos relacionados con la naturaleza y propiedades de los catalizadores.

V.3.1 – El reloj C

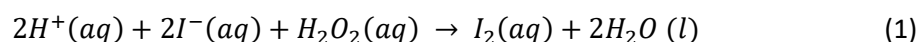
- **Bloque 2** – Estudio general de la cinética química y sus implicaciones.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, competencia lingüística.
- **Contenidos:** correspondientes al bloque 5 de cuarto curso de secundaria, denominado *Los cambios*: factores que influyen en la velocidad de una reacción y sus tendencias, concentración de los reactivos y temperatura.

Las reacciones reloj son procesos químicos en los que el final de la transformación de los reactivos en productos viene señalado por un cambio perceptible y súbito en la apariencia del sistema. Por su obvio valor visual, las reacciones reloj son muy apreciadas en la enseñanza de la cinética química. Sin embargo, desafortunadamente no son muchos los sistemas químicos que pueden producir con éxito una reacción de estas características, siendo quizá el caso más conocido el llamado reloj de yodo de Landolt, que también forma parte de las actividades presentadas en esta colección.

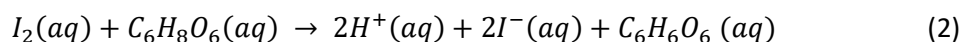
El reloj químico que se va a desarrollar durante esta actividad, sin embargo, es un poco diferente. Aunque el final de la reacción reloj vendrá determinado, como en la de Landolt, por la formación de un complejo de yodo y almidón, en este caso el yodo no se formará como parte del proceso, sino que estará presente desde el principio y será la vitamina C (ácido ascórbico, $C_6H_8O_6$) el encargado de retirarlo del medio, reduciéndolo a yoduro^[16].

Así, los reactivos utilizados para llevar a cabo el experimento serán tabletas de vitamina C, tintura de yodo comercial, una disolución acuosa de almidón, una disolución acuosa de peróxido de hidrógeno (“agua oxigenada”), y agua destilada. Las tabletas de vitamina C serán disueltas en agua –previamente, habrán sido trituradas para facilitar su disolución–.

Al mezclarse la tintura de yodo y el peróxido de hidrógeno, se producirá yodo molecular de acuerdo a la reacción:



Sin embargo, el ácido ascórbico produce de nuevo la reducción del yodo formado en la reacción anterior, retirándolo con ello del medio:



Como la reacción **(2)** es mucho más rápida que la **(1)**, la cantidad de yodo presente en el medio se mantiene en un mínimo, de manera que el complejo coloreado con el almidón no llega a formarse. No obstante, cuando se consume la vitamina C por completo, la reacción **(2)**

se detiene, y el yodo molecular comienza a acumularse, siendo fácilmente secuestrado por el almidón (lo que produce, finalmente, el oscurecimiento de la disolución). Aumentando la concentración de cualquiera de los reactivos, aumenta también la velocidad de reacción y el cambio que señala el fin de la reacción se produce a tiempos más cortos.

En esta actividad de laboratorio, los alumnos deberán preparar el experimento para distintas combinaciones de concentraciones y comprobar cómo varía para cada una de ellas el tiempo de reacción, comprobando así que es posible influir en la velocidad de una reacción mediante la manipulación de las condiciones del proceso. El motivo de que para este nivel se haya elegido esta reacción y no el reloj de Landolt es principalmente para transmitir una cierta sensación de cercanía; todos los reactivos utilizados en esta práctica son relativamente cotidianos y forman parte del entorno del alumno, cosa que no ocurre con el reloj de yodo clásico.

Dado que para realizar esta práctica hay que preparar un gran número de disoluciones, los alumnos trabajarán en equipos de tres en el laboratorio, en una sesión de clase. Un ejemplo de guion de laboratorio para esta práctica –junto con la correspondiente ficha de trabajo, que los alumnos deberán adjuntar al informe de laboratorio– puede consultarse en el anexo A.2.

V.3.2 – El azul durmiente

- **Bloque 3** – El efecto de los catalizadores en la cinética de reacción.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología.
- **Contenidos:** correspondientes al bloque 5 de cuarto curso de secundaria, denominado *Los cambios*: catálisis, diferencia entre especie reactiva y catalizador.

El experimento de la botella azul es uno de los clásicos de la llamada “química mágica”, y se trata de un ciclo catalítico protagonizado por una sustancia habitualmente utilizada como indicador redox: el azul de metileno^[17].

Existen una gran cantidad de variantes de este experimento, que van desde el uso de diferentes mezclas de indicadores para producir distintos y llamativos colores^[18], hasta una reformulación que en aras de la *química verde* busca, con cierto éxito, reducir la cantidad de reactivos utilizados y la peligrosidad de los mismos^[19]. Y aunque todas ellas son interesantes en distintos sentidos –esta última, en particular, apunta a ser una más que buena alternativa–, para esta práctica se ha propuesto realizar la reacción clásica por su comprobada eficacia.

El proceso es, de forma simplificada, la reacción de oxidación de la D-glucosa a gluconato en medio básico. El agente oxidante es el propio oxígeno del aire que hay en el interior de la botella. Sin embargo, lo interesante de la reacción es que el azul de metileno media en ella como catalizador: al dejar reposar la botella, el azul de metileno oxida a la glucosa, reduciéndose a su forma incolora, con lo que el azul desaparece. Sin embargo, al agitar la botella, se propicia la disolución del oxígeno del aire que hay dentro en el líquido, y es este oxígeno el que oxidará al azul de metileno, restaurándolo a la forma inicial: el color azul aparece de nuevo.

Se trata de una experiencia cualitativa que no ofrece una reflexión muy amplia de entrada, pero que en la práctica planteada servirá para ayudar a los alumnos a discernir las diferencias existentes entre un reactivo estequiométrico y un catalizador, así como para perfilar, de nuevo, nociones sobre la influencia de la concentración de los reactivos y la temperatura.

La experiencia está planteada para que los alumnos la lleven a cabo en parejas. Cabe destacar, además, que debe realizarse en un medio básico bastante fuerte, por lo que es necesario utilizar disoluciones de hidróxido sódico que, aunque moderadamente diluidas, son corrosivas y deben manipularse con cuidado. Un ejemplo de guion para la actividad propuesta puede consultarse en el anexo A.3. En este caso, por lo simple de la experiencia, se intentará que sean los propios alumnos quienes descifren qué está ocurriendo en cada momento de la reacción durante la sesión que durará la actividad.

V.4 – 1^{er} curso de bachillerato

El primer curso de bachillerato plantea un problema a la hora de realizar actividades en la temática del presente trabajo, y es que el currículo carece de contenidos directamente relacionados con la cinética, ya que este curso se centra fundamentalmente en los aspectos termodinámicos de la reacción química. Debido a este hecho, las dos propuestas de actividad planteadas para este nivel podrían, a priori, quedar descolgadas de la unidad curricular.

En este sentido, y para subsanar este problema en la medida de lo posible, la primera actividad planteada utilizará el concepto de catálisis como excusa para plantear las distintas etapas del método científico en una práctica que fomenta la libre actuación del alumno, mientras que la segunda, el interesante caso cinético de una reacción oscilante, servirá para trabajar algunos contenidos relacionados con la preparación de disoluciones y los cálculos relativos a la estequiometría de reacción.

V.4.1 – Crimen en el laboratorio

- **Bloque 3** – El efecto de los catalizadores en la cinética de reacción.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, sentido de la iniciativa y espíritu emprendedor, aprender a aprender.
- **Contenidos:** fundamentalmente aquellos de los bloques 1 (*La actividad científica*) y 4 (*Transformaciones energéticas y espontaneidad de las reacciones químicas*) del currículo de primero de bachillerato: el proceso científico, diferencia entre espontaneidad de la reacción química y su relación con la velocidad.

La luminiscencia es un fenómeno que siempre suele causar una gran sorpresa. La luz es un fenómeno ubicuo, pero cuando nace de fuentes inesperadas tiende a provocar estupor en quienes la contemplan. Por este motivo, los experimentos de quimioluminiscencia suelen provocar una impresión duradera en el alumno: asociar estos experimentos con determinados contenidos relacionados es, por tanto, una forma eficiente de que los alumnos los asimilen de forma sencilla.

Al hablar de quimioluminiscencia, probablemente la sustancia más conocida es el luminol^[20], tanto es así, que son numerosos –e interesantes– los trabajos publicados sobre demostraciones de su efecto luminiscente^{[21][22][23]}. Sin embargo, no se han encontrado muchos trabajos al respecto que vayan más allá del simple experimento de cátedra.

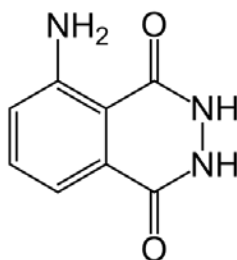


Figura 6 - Estructura molecular del luminol.

Por ello, en esta ocasión se plantea una actividad que permite al alumno cierta libertad de experimentación. En realidad, la reacción luminiscente clásica del luminol es un proceso catalítico. El luminol es un derivado de la ftalazina que reacciona en presencia de un agente oxidante en medio básico –normalmente peróxido de hidrógeno, se han utilizado también perboratos o peryodatos– para producir un derivado del ácido ftálico en un estado excitado. Este ftalato es el que, al volver al estado fundamental, emite la energía sobrante en forma de fotón en el visible, de color azulado.

Sin embargo, la formación del ftalato es cinéticamente lenta. Dicho esto, es sabido que algunos cationes metálicos oxidantes, como el Fe (III), catalizan la reacción, de modo que la mezcla de luminol con el oxidante producirá la luminiscencia de forma prácticamente instantánea en presencia de dichas especies.

Es gracias a este efecto que el luminol se ha utilizado frecuentemente en labores de detección de trazas de sangre –que, cabe recordar, contiene cationes Fe(III) que funcionan como centro activo de la hemoglobina– por parte de cuerpos de seguridad forense, entre otras aplicaciones. Con todo, el hierro no es la única especie que cataliza este proceso; hay cierta variedad de elementos que cumplen esta función, y la actividad planteada intentará sacar partido de este hecho.

Lo que se pretende con esta práctica es, fundamentalmente, aprovechar este fenómeno de luminiscencia catalizada para estimular el sentido de la iniciativa y el ingenio de los alumnos. Así, cada pareja de alumnos dispondrá –idealmente, aunque no de forma necesaria– de un pulverizador con una solución de luminol previamente preparada por el profesor. Además, se habrá dispuesto una serie de recipientes con distintos compuestos –fundamentalmente sales metálicas– de muy variada composición y propiedades.

Con esta disposición, los alumnos, sabiendo que la luminiscencia del luminol es un proceso catalítico, deberán formular sus hipótesis acerca de qué es exactamente lo que cataliza la reacción. Para ello podrán apoyarse en las distintas sustancias expuestas: en cualquier momento, los alumnos podrán acercarse a recoger una muestra de cualquiera de ellos, disolverla y rociar la disolución con el luminol, para comprobar así si hay reacción o no.

No será necesario que prueben con todas las sustancias disponibles, pero a través de este procedimiento deberán ir afinando los requisitos que, según su criterio, deberá cumplir el catalizador para permitir la reacción. De este modo, utilizar, por ejemplo, cloruro de cobalto (II) producirá luminiscencia; en cambio, el uso de cloruro sódico o potásico no lo hará, por lo que el alumno podrá descartar al cloruro como posible catalizador. El uso de sales de hierro (III) provocará la reacción, pero si son de hierro (II) el resultado del ensayo será negativo. Finalmente, deberán razonar qué especies químicas creen que han sido responsables de la catálisis en cada caso y qué creen que tienen en común, contrastando sus resultados con los de sus compañeros. Es, realmente, la expresión en el aula del método científico: observación de un fenómeno, enunciado de hipótesis, experimentación, interpretación de resultados, enunciado y revisión de modelos.

Finalmente, una vez terminada la práctica, y como actividad lúdica complementaria, se propone que el profesor haga una sorprendente revelación: uno de los alumnos presentes en el laboratorio ha cometido un crimen! Previamente al inicio de la sesión, el profesor puede

haber ensuciado alguna pieza del material que los alumnos no vayan a utilizar en el desarrollo de la práctica (por ejemplo, un matraz aforado) con alguna de las sales que contienen uno de los iones catalizadores, de manera que los alumnos tendrán que rociar los matraces de sus compañeros con el luminol hasta descubrir quién tiene el suyo “manchado de sangre”. A modo de corolario jocoso, el profesor podrá concluir la actividad recordando a los alumnos la necesidad de lavar cuidadosamente el material de laboratorio al finalizar cada experimento.

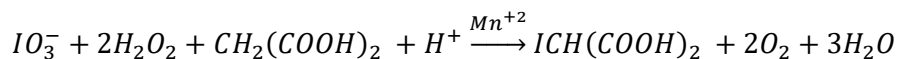
Cabe destacar, por último, que para realizar la práctica de forma eficaz es necesario que durante la sesión haya un ambiente de penumbra en el laboratorio –si bien, por obvias razones de seguridad, se evitará la oscuridad absoluta; idealmente, una única lámpara de intensidad moderada situada en la parte frontal del laboratorio iluminará la estancia–, por lo que los alumnos deberán ser especialmente cuidadosos con el desarrollo del experimento. Un modelo de guion de laboratorio elaborado para el desarrollo de esta práctica, sin incluir la actividad complementaria –que, en todo caso, está pensada como una sorpresa para el alumno– puede leerse en el anexo A.4.

V.4.2 – El péndulo químico

- **Bloque 4** – El oscilador químico: la cinética de las reacciones oscilantes.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, competencia digital.
- **Contenidos:** aquellos de los bloques 2 (*Aspectos cuantitativos de la Química*), 3 (*Reacciones químicas*) y 4 (*Transformaciones energéticas y espontaneidad de las reacciones químicas*) del currículo de primero de bachillerato: cálculo de concentraciones, ajuste y operaciones estequiométricas, rendimiento químico, espontaneidad y velocidad.

Un caso de cinética química muy particular es el de las reacciones oscilantes^[24]. En ellas, la concentración de las distintas especies varía –oscila– periódicamente con el tiempo, algo que en química, de forma general, resulta muy poco intuitivo: la energía libre del sistema debe descender a medida que progresa la reacción, y este se acercará de forma natural al equilibrio. Sin embargo, existen algunas reacciones que, por sus complejos mecanismos y la presencia de etapas autocatalíticas, exhiben comportamiento oscilante sin desafiar, por ello, ninguno de los postulados establecidos anteriormente. Es el caso de la reacción propuesta para esta actividad, el conocido como oscilador químico de Briggs-Rauscher^[25].

Formalmente se trata de un proceso redox enfocado en el yodo, que es un elemento común en este tipo de reacciones. El mecanismo de la reacción puede representarse, de manera simplificada, como:



Donde todas las especies se encontrarían en fase acuosa. El mecanismo de la reacción es muy complejo pero, en líneas generales, el efecto oscilante se produce porque coexisten dos rutas de reacción diferentes: una de ellas, radicalaria, genera como producto aniones yoduro, I^- , mientras que la otra, no radicalaria, los consume.

Dado que la ley de velocidad del proceso heterolítico –no radicalario– es dependiente de la concentración de yoduro, su producción cierra el proceso radicalario, pues cuando se supera una concentración determinada, la ruta heterolítica se ve cinéticamente favorecida y empieza a ocurrir más rápido. Esta ruta, sin embargo, consume el yoduro: la velocidad de dicha reacción decae, de manera que el proceso a través de radicales vuelve a ser el más rápido, desembocando de nuevo en la producción de yoduro. El resultado neto de esto es que, mientras continúe habiendo reactivos, la concentración de iones yoduro oscilará de forma periódica con el tiempo, como se puede ver en la figura 7.

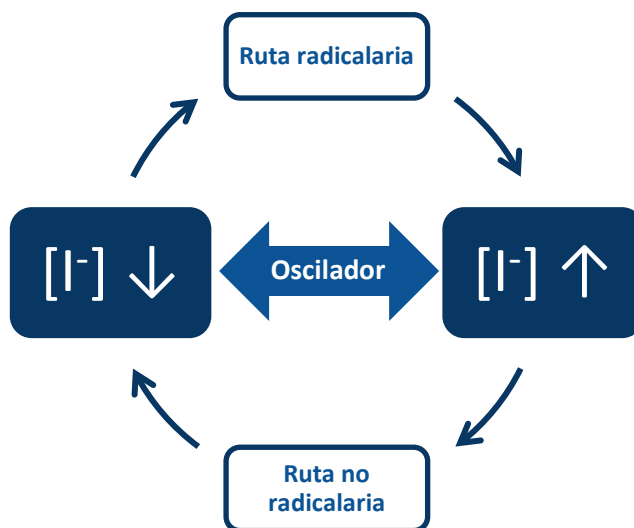


Figura 7 - Esquema simplificado del ciclo del oscilador de Briggs-Rauscher.

Teniendo en cuenta esto, la reacción oscilante de Briggs-Rauscher es, además de un experimento muy llamativo, un ejemplo de un sistema que abarca múltiples cuestiones cinéticas: reacciones autocatalíticas, coexistencia de distintas vías de reacción, alternancia cinética, reacciones redox, ejemplos de procesos homolíticos y heterolíticos, etc.

Y aunque se trata de un mecanismo de reacción muy complejo, el proceso permite trabajar con algunos de estos contenidos a nivel cualitativo ya en bachillerato, motivo por el cual se ha elegido este experimento como parte de las propuestas del presente trabajo.

Además, ya que primero de bachillerato es un curso en el que los contenidos relativos a la velocidad de reacción no aparecen de forma explícita, se incidirá especialmente en los aspectos estequiométricos y de preparación del experimento, sin dejar por ello escapar el trasfondo cinético. Se trata de una práctica planteada para realizarse en parejas en una o dos sesiones de clase: un posible ejemplo de guion de la misma puede consultarse en el anexo A.5.

V.5 – 2° curso de bachillerato

Para terminar, en segundo de bachillerato se tratan ya los contenidos de cinética química desde el punto de vista formal. El alumno ha de formular y operar con las leyes de velocidad de reacción, y se trabajan conceptos como el del orden de reacción, la constante cinética o la molecularidad.

Por ello, la primera actividad propuesta es una reacción reloj, tal y como se planteó para cuarto de secundaria, pero esta vez con una vuelta de tuerca; lejos de solo estudiar las variaciones en la velocidad de reacción, los alumnos deberán intentar controlarlas para producir un curioso efecto.

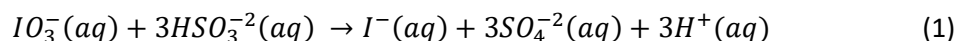
La segunda práctica propuesta, por otra parte, es eminentemente motivadora por su llamativo apartado visual. Se trata de una segunda incursión en el complejo mundo de los procesos oscilantes, esta vez incluyendo procesos de catálisis negativa y estudio del sistema tanto en agitación como en reposo.

V.5.1 – Una canción de yodo

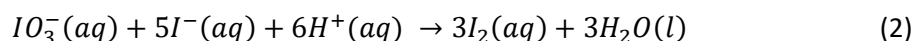
- **Bloque 2** – Estudio general de la cinética química y sus implicaciones.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, conciencia y expresiones culturales, competencia digital.
- **Contenidos:** correspondientes al bloque 3 de la Química de segundo de bachillerato, *Reacciones químicas:* formulación y operaciones con leyes cinéticas, factores que influyen en la velocidad de reacción, procesos redox.

De nuevo se trata de una actividad práctica realizada con una reacción reloj, esta vez sí, el clásico reloj de yodo de Landolt^[26]. Sin embargo, en esta ocasión se realizará un estudio cuantitativo de la cinética de la reacción, añadiendo además un pequeño giro para hacer la práctica más atractiva.

La variación del reloj de yodo de Landolt que se utilizará para esta práctica es un proceso redox en el que el ion yodato es reducido a yoduro por acción de un hidrogenosulfito, de acuerdo a la reacción:



Una vez agotado el hidrogenosulfito, el yodato sobrante reaccionará con el yoduro formado en la reacción **(1)**, en lo que se conoce como una reacción de comproporción, dando lugar a la formación de yodo molecular:



Este yodo molecular será el que forme un complejo después con el almidón, provocando el cambio de color de la disolución resultante.

Hasta este punto, la práctica es idéntica a la propuesta para secundaria en la sección V.3.1. Sin embargo, en este caso se llevará a cabo un estudio cinético cuantitativo: la cinética de esta reacción está bien caracterizada, y el orden parcial de reacción para el yodato es 1^[27], lo que permite estudiarla en profundidad con sencillez. Se propondrá que los alumnos lleven a cabo algunos experimentos en condiciones conocidas para obtener el parámetro de interés de la ecuación cinética, que, manteniendo constante la concentración de hidrogenosulfito, y sabiendo que el orden parcial de reacción para el yodato es la unidad, será k^{ap} –la constante de velocidad aparente, que engloba al reductor–. La ley de velocidad para el yodato tomará, por tanto, la forma:

$$v = \frac{d[IO_3^-]}{dt} = k^{ap} \cdot [IO_3^-]^n \quad (n = 1) \quad (3)$$

Que, una vez integrada, originará la ecuación de una recta, expresada como:

$$\ln[IO_3^-] = \ln[IO_3^-]_0 - k^{ap}t \quad (4)$$

Conociendo la estequiometría del proceso, además, se concluye que, en el momento en el que la disolución se oscurece, se han gastado tantos moles de yodato como un tercio de los moles de hidrogenosulfito –ya que este se ha consumido por completo, y ambas especies reaccionan en proporción de 1 a 3– por lo tanto, para el tiempo t en el que se oscurece la disolución, la concentración de yodato viene dada por la expresión:

$$[IO_3^-] = \frac{mol_{IO_3^-} \text{ iniciales} - \frac{1}{3} \cdot mol_{HSO_3^-} \text{ iniciales}}{V} \quad (5)$$

De manera que, conociendo la cantidad original de ambos reactivos y el tiempo que tarda en colorearse la disolución, se puede estimar la constante de velocidad aparente, k^{ap} . Una vez hecho esto, se podrá extraer, de la expresión (6), la cantidad de yodato necesaria para que el cambio se produzca en un tiempo t específico.

$$mol_{IO_3^-} = \frac{mol_{HSO_3^-}}{3 - 3 \cdot e^{-k^{ap} \cdot t}} \quad (6)$$

Nótese que la expresión (6) nace de despejar y sustituir la ecuación (5) en la ley de velocidad integrada (4) y despejar la cantidad de yodato inicial.

Una vez llegados a este punto, se propondrá a los alumnos jugar un poco con los valores de esta ecuación. Una propuesta didáctica recurrente para ello^[28] es sincronizar los cambios de la reacción con las notas de una determinada melodía, de tal manera que parezca que los cambios se producen al ritmo de la música. En la actividad de este trabajo, por tanto, se plantea a los alumnos que preparen varias disoluciones reloj sincronizadas con una interpretación a piano de *En la Gruta del Rey de la Montaña*, de Edvard Grieg (una versión especialmente adecuada de la melodía, por poseer una nota inicial que puede ser utilizada como señal de inicio para mezclar los reactivos, se ha encontrado en el enlace <https://www.youtube.com/watch?v=4RfOyTj6WxU>). Se ha elegido esta pieza musical por poseer un ritmo marcado y nítido, y también por el hecho de que la melodía se repite de forma recursiva, pudiendo preparar una reacción reloj para marcar el comienzo de cada una de las secciones de la misma si es necesario.

De esta forma los alumnos, una vez realizados los experimentos planteados en esta sección de la práctica, tendrán que enfrentarse, bajo la forma de un juego, a un problema tangible: construir, ellos mismos, un reloj de yodo con un requisito de duración específico. Para lograrlo, deberán haber entendido y asimilado los contenidos trabajados en la primera parte de la práctica, saber coordinarse para trabajar en equipo, y mostrar cierto sentido de iniciativa e ingenio. El resultado final con la melodía será además, si todo sale bien, profundamente motivador.

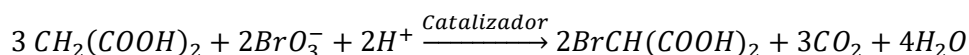
Debido a la gran cantidad de disoluciones que deberán preparar los alumnos para realizar esta práctica, conviene que trabajen en grupos de tres personas. Todos los grupos deberán llevar a cabo los experimentos planteados en la primera parte de la práctica –que permitirán promediar una estimación de la constante de velocidad– pero, en la segunda, cada grupo

deberá preparar una única disolución, y será el profesor quien, habiendo medido los tiempos de la melodía que vaya a utilizarse, proporcione a cada uno el dato de tiempo buscado. Esta práctica podría realizarse en dos sesiones de clase diferentes. Así, un posible ejemplo de guion de laboratorio para esta práctica puede leerse en el anexo A.6.

V.5.2 – Psicodelia de Petri

- **Bloque 4** – El oscilador químico: la cinética de las reacciones oscilantes.
- **Competencias:** competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender.
- **Contenidos:** correspondientes al bloque 3 de la Química de segundo de bachillerato, *Reacciones químicas:* ajuste redox, procesos de inhibición catalítica.

En esta actividad se propone que los alumnos se enfrenten, de nuevo, a una reacción oscilante, en este caso la conocida como reacción de Belousov-Zhabotinsky^[29]. Esta reacción, conocida desde finales de los años 50, ha sido estudiada por múltiples autores con diversos propósitos^{[30][31][32]} y es especialmente llamativa por su colorido patrón de oscilaciones. La reacción global, que encierra, como todas las reacciones oscilantes, una gran cantidad de etapas de notable complejidad, puede escribirse como:



Se trata, por tanto, de un proceso redox entre el anión bromato y el ácido malónico, catalizado por ciertos cationes metálicos. Si bien la reacción original de Belousov fue propuesta para el sistema redox del $\text{Ce}^{+3} / \text{Ce}^{+4}$, posteriormente se demostró que otros cationes metálicos de transición como el $\text{Mn}^{+3} / \text{Mn}^{+2}$ o el $\text{Fe}^{+2} / \text{Fe}^{+3}$ eran igualmente eficaces como catalizadores del proceso^[33]. Por ello, y para abaratar el coste de la reacción, en la práctica se propone utilizar el propio indicador redox, la ferroína, como catalizador.

En líneas generales, el mecanismo de la reacción es, como suele ocurrir en este tipo de procesos, muy complejo, pero se desarrolla a través de procesos redox concatenados que alternativamente producen y consumen iones bromuro y cationes de hierro en sus dos estados de oxidación, de tal manera que el catión metálico produce bromuro al reducirse, el cual inhibe el proceso de reoxidación del metal hasta que se consume en la formación del producto, momento en el que esta vía vuelve a activarse.

La práctica propuesta se puede realizar en una sesión de clase, en parejas o grupos de tres alumnos, ya que es fundamentalmente una constatación visual del efecto producido cuando condiciones cinéticas muy concretas se ven involucradas en el mismo sistema. La principal

diferencia con respecto a la otra reacción oscilante presentada en este trabajo (sección V.4.2, *El péndulo químico*) es que, en este caso, se producen fenómenos de catálisis negativa – inhibición–, que no han sido observados en las otras actividades. Un modelo de ejemplo de guion de esta práctica puede ser consultado en el anexo A.7.

VI – Consideraciones adicionales

Como punto final a la propuesta didáctica, se recogen aquí algunas consideraciones adicionales de diversa índole a tener en cuenta para la correcta realización de las actividades planteadas, tanto por parte de los alumnos como del profesor.

VI.1 – Sobre el cuaderno y el informe de laboratorio

No todas las actividades propuestas a lo largo del presente trabajo son prácticas de laboratorio, pero un gran número de ellas caen dentro de esta categoría, particularmente en los cursos intermedios y finales. Por ello, es importante que los alumnos sepan que el cuaderno de laboratorio y posterior informe es parte integral del trabajo en un laboratorio de ciencias. De este modo, se instará a los alumnos a desarrollar un cuaderno de laboratorio individual que incluya los pormenores de todas las prácticas realizadas, así como un informe de laboratorio, grupal o no, que será entregado al profesor como evaluación general de la actividad algunos días después de su finalización.

Si bien no hay una receta única para hacer un buen cuaderno de laboratorio, existen algunos requisitos mínimos que son habituales para cualquier experimento, a saber:

- **Fecha:** de manera que el alumno sepa cuándo realizó la práctica (o cada parte de ella).
- **Título** del experimento.
- **Resumen** del experimento: debe desarrollar, de forma muy breve, las líneas generales de la práctica: qué se va a hacer, en qué contexto, mediante qué técnica,...
- **Reacciones**, convenientemente ajustadas, que van a tener lugar durante el transcurso del experimento, si las hubiera. De este modo, el alumno obtiene una idea general del fundamento químico que guarda cada práctica.
- **Descripción** del experimento: aunque estará, evidentemente, basado en la dada por el guion de la práctica, el alumno debe completarla con sus propias percepciones al respecto: cantidades utilizadas, incidencias, desprendimiento de gases, precipitaciones, cambios de color, etc.
- **Resultados** y análisis: el alumno notará las mediciones realizadas, llevará a cabo –si los hubiere– los cálculos preceptivos y comentará los resultados obtenidos, siempre acompañando cada magnitud con las unidades apropiadas.
- **Conclusiones:** recogerán, de forma sucinta, los resultados del experimento y sus implicaciones.

Por su parte, el informe, tomando como base lo anotado en el cuaderno, deberá contar con una estructura similar, recogiendo, además, posibles recursos gráficos –como fotos tomadas durante el desarrollo de la práctica o gráficas que por razones prácticas no se hayan dibujado en el cuaderno–. Finalmente, hará constar también las respuestas razonadas a la colección de preguntas planteadas por el guion de la práctica, en todos los casos en los que las haya.

Además del informe de la práctica que, como se ha comentado anteriormente, deberá ser entregado, el profesor podrá revisar los cuadernos de los alumnos de forma aleatoria o cada cierto tiempo.

VI.2 – Sobre la seguridad en el laboratorio

Tal y como se ha descrito en el apartado anterior, gran parte de las actividades propuestas se desarrollan con el laboratorio de química como escenario de trabajo. Por ello, se hace necesario incidir en la necesidad de que los alumnos sean en todo momento plenamente conscientes de las implicaciones y peligros que supone la manipulación de determinadas sustancias químicas, de manera que tomen en cada momento las precauciones apropiadas al efecto.

Si bien en ninguna de las actividades propuestas se utilizan reactivos de especial peligrosidad de forma general –están pensadas para ello–, no por ello están estas sustancias exentas de todo riesgo, por lo que los alumnos deberán operar en todo momento con bata, guantes y gafas de seguridad.

Las soluciones de ácido sulfúrico –que en casi todos los casos en los que se requiera su uso estarán en un grado de dilución razonable–, los hidróxidos alcalinos como el NaOH y las disoluciones muy concentradas de peróxido de hidrógeno son, debido a su carácter corrosivo, fuentes importantes de riesgo que deben ser tratadas en todo momento de forma especialmente cuidadosa, y así se lo hará saber el profesor a los alumnos en cada momento en el que sea necesario utilizarlas.

VII – Conclusiones

Finalmente, como apunte final del trabajo, destacar que se ha planteado un programa de diez actividades que han tenido como objetivo en todo momento fomentar el aprendizaje de los conceptos relacionados con la enseñanza de la física y la química.

Y es que no es una tarea sencilla: las asignaturas de ciencias, a menudo, son percibidas por los alumnos como incomprensibles, y lo que es más preocupante, inaccesibles. Herméticas. El problema no está tanto en que los alumnos no sean capaces de comprender los conocimientos implicados en la asignatura, como en el hecho de que, en muchas ocasiones, creen que no llegarán a serlo nunca.

Lo que se ha pretendido con el presente trabajo es, entonces, ofrecerles una puerta de entrada adecuada, en forma de actividades prácticas que, junto con unas explicaciones teóricas motivadoras y cercanas, garanticen que los contenidos lleguen a la mayor cantidad de alumnos posible, y con un nivel de calidad aceptable.

En este sentido, se ha abogado, sobre todo en los primeros cursos, por una serie de actividades de carácter práctico pero no inherentemente fisicoquímico, que ponen de relieve la capacidad educativa de las analogías a través del uso de bloques de construcción o animaciones por ordenador para simular determinados procesos químicos sencillos. Posteriormente, las actividades de laboratorio se han escogido por ser prácticas de fundamento sencillo, de reactivos conocidos o cotidianos, o de efectos inusuales y sorprendentes. Todo ello con la pretensión de causar en el alumno una impresión duradera, que le permita asociar los fenómenos observados en el laboratorio con aquellos que ocurren en su entorno y con los contenidos impartidos, a la par que disocia estos últimos de la tan extendida idea de inaccesibilidad.

La ciencia no es incognoscible; antes bien, cuando el alumno llega a la conclusión de que un determinado concepto o contenido es “difícil” o “no se le da bien”, el problema suele radicar, no en el concepto o contenido propiamente dicho, sino en la base instrumental sobre la que debería apoyarse. Garantizar una buena base de conocimientos, es, en la mayoría de los casos, la clave para asegurar una correcta comprensión de los fenómenos fisicoquímicos y fomentar la capacidad de razonamiento y el espíritu crítico que esta lleva aparejada.

VIII – Bibliografía

- [1] Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa (Ref: BOE-A-2013-12886).
- [2] ORDEN EDU/362/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo y se regula la implantación, evaluación y desarrollo de la educación secundaria obligatoria en la Comunidad de Castilla y León (Ref: BOCYL-D-08052015-4).
- [3] ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo y se regula la implantación, evaluación y desarrollo del bachillerato en la Comunidad de Castilla y León (Ref: BOCYL-D-08052015-5).
- [4] Raviolo, A.; Garritz, A.; Sosa, P. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias* **2011**, 8 (3), 240 – 254.
- [5] McNaught, A. D.; Wilkinson, A. *Compendium of Chemical Terminology* **1997**.
- [6] Johnstone, A. H. *International Newsletter of Chemical Education* **1991**, 36, 7 – 10.
- [7] Mahaffy, P. *Chemistry Education: Research and Practice* **2004**, 5 (3), 229 – 245.
- [8] Ausubel, D. *The Acquisition and Retention of Knowledge: A Cognitive View* **2000** (Springer Science+Business Media, B.V.)
- [9] Letrud, K.; Hernes, S. *Journal of Curriculum Studies* **2016**, 48 (3), 291 – 302.
- [10] Campanario, J. M.; Moya, A. *Enseñanza de las ciencias* **1999**, 17 (2), 179 – 192.
- [11] Driver, R. *Enseñanza de las ciencias* **1988**, 6 (2), 109 – 120.
- [12] Campanario, J.M. *Scientometrics* **1996**, 37 (1), 3 – 24.
- [13] Larsen, R. D.; *Journal of Chemical Education* **1979**, 56 (10), 651 – 652.
- [14] Bohson, V. L. *The Journal of Physical Chemistry* **1920**, 25 (1), 19 – 54.
- [15] Conklin, A. R.; Kessinger, A. *Journal of Chemical Education* **1996**, 73 (9), 838.
- [16] Wright, S. W. *Journal of Chemical Education* **2002**, 79 (1), 41 – 43.
- [17] Dutton, F. B. *Journal of Chemical Education* **1960**, 37 (12), A799.
- [18] Vandaveer, W. R.; Mosher, M. *Journal of Chemical Education* **1997**, 74 (4), 402.
- [19] Wellman, W. E.; Noble, M. E. *Journal of Chemical Education* **2003**, 80 (5), 537.
- [20] Huntress, E. H.; Stanley, L. N.; Parker, A. S. *Journal of American Chemical Society* **1934**, 56 (1), 241 – 242.
- [21] Chalmers, J. H.; Bradbury, M. W.; Fabricant, J. D. *Journal of Chemical education* **1987**, 64 (11), 969.
- [22] Schechinger, L.; Waldman, A. S. *Journal of Chemical Education* **1995**, 72 (3), 243.
- [23] Burke, B. A.; Golestaneh, K.; Samson, H.; Mell, G. P. *Journal of Chemical Education* **1999**, 76 (1), 65 – 66.

- [24] Degn, H. *Journal of Chemical Education* **1972**, 49 (5), 302 – 307.
- [25] Briggs, T. S.; Rauscher, W. C. *Journal of Chemical Education* 1973, 50 (7), 496.
- [26] Landolt, H. *European Journal of Inorganic Chemistry* **1886**, 19 (1), 1317 – 1365.
- [27] Creary, X.; Morris, K. M. *Journal of Chemical Education* **1999**, 76 (4), 530 – 531.
- [28] Brice, L. K. *Journal of Chemical Education* **1980**, 52 (2), 152.
- [29] Zaikin, A. N.; Zhabotinsky, A. M. *Nature* **1970**, 225, 535 – 537.
- [30] Jahnke, W.; Winfree, A. T. *Journal of Chemical Education* **1991**, 68 (4), 320 – 324.
- [31] Köhler, J. M.; Müller, S. C. *Journal of Physical Chemistry* **1995**, 99 (3), 980 – 983.
- [32] Paul, A. *Journal of Physical Chemistry B* **2005**, 109 (19), 9639 – 9644.
- [33] Field, R. J. *Journal of Chemical Education* **1972**, 49 (5), 308 – 311.

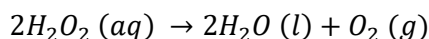
Anexo– Modelos de guion de laboratorio

A.1 – Guion de laboratorio: dentífrico elefantino

Dentífrico elefantino

Introducción

Las reacciones químicas son procesos que tienen lugar en un intervalo de tiempo dado, y que un sistema químico dé lugar a una reacción, no significa que esto ocurra de forma rápida. Es el caso del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , conocido coloquialmente como *agua oxigenada*, que se descompone por sí solo en agua y oxígeno, de acuerdo a la reacción:



Este proceso, sin embargo, transcurre de forma muy lenta, y por eso no se aprecia a simple vista. Para poder hacerlo, es necesario acelerar la reacción con ayuda de un catalizador. Los catalizadores son sustancias que hacen que una reacción que es espontánea se produzca más rápido –catalizadores positivos– o con mayor lentitud –catalizadores negativos o inhibidores–, pero no modifican el hecho de que la reacción se produce (del mismo modo que, en un coche, pisar el acelerador o el freno no implica cambiar el sentido de la marcha, solo la velocidad). El catalizador, además, no forma parte de la reacción que cataliza, sino que vuelve a aparecer tras finalizar el proceso. Podría escribirse como:



De manera que sigue habiendo la misma cantidad de catalizador al principio y al final de la reacción. A continuación se estudiará el efecto de la catálisis en este proceso.

Objetivos

- Llevar a cabo la descomposición catalizada del peróxido de hidrógeno.
- Comprobar el efecto de distintos catalizadores sobre la velocidad de la reacción.

Materiales y reactivos

Materiales

- Probetas de distintos volúmenes
- Vaso de precipitados
- Vidrio de reloj

Reactivos

- Detergente líquido
- Peróxido de hidrógeno al 30%
- Levadura de panadería

- Cuchara o espátula
- Balanza
- Dióxido de manganeso
- Yoduro potásico

Desarrollo del experimento

1.- Coloca cuatro probetas grandes (de 250 ml) en fila, y vierte, en cada una de ellas, aproximadamente 1 ml de detergente líquido y unos 25 ml de peróxido de hidrógeno.

2.- Añade, en cada una de las probetas, alrededor de medio gramo de cada uno de los catalizadores: levadura en la primera, dióxido de manganeso en la segunda, y yoduro potásico en la tercera. Hazlo rápido, pero con cuidado, y después apártate de la probeta. En la última probeta, añade también medio gramo de yoduro potásico, pero esta vez disuelto en la menor cantidad posible de agua destilada.

3.- Observa y anota lo que ocurre en cada uno de los casos y contesta a las siguientes cuestiones:

a) ¿Se percibe algún tipo de reacción antes de añadir los catalizadores? Si no, ¿quiere eso decir que no está ocurriendo nada? ¿Por qué?

b) ¿Cuál es, de forma general, el fenómeno que se observa en los cuatro casos tras añadir el catalizador? ¿Por qué crees que ocurre?

c) De las dos probetas a las que se añadió yoduro potásico, ¿en cuál se ha producido más rápido la reacción? ¿Por qué crees que es así?

d) Ordena los cuatro experimentos (levadura, MnO_2 , KI sólido, KI en disolución) de menor a mayor velocidad de reacción.

e) ¿Qué cantidad de cada uno de los catalizadores habrá en cada caso en la mezcla al acabar la reacción? ¿Por qué?

f) Imagina que repites el experimento, pero esta vez duplicando la cantidad añadida de peróxido de hidrógeno. ¿Qué crees que ocurrirá?

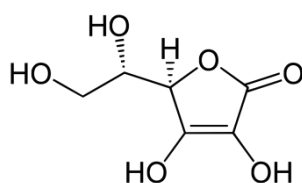
g) ¿Y qué ocurrirá si añades más catalizador? ¿Crees que es eficiente añadir cantidades muy grandes de catalizador para conseguir una reacción más y más rápida? ¿Por qué?

A.2 – Guion de laboratorio: el reloj C

El reloj C

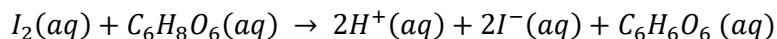
Introducción

Las reacciones reloj son procesos químicos en los que el final de la transformación de los reactivos en productos viene señalado por un cambio perceptible y súbito en la apariencia del sistema. En esta práctica se realizará una de dichas reacciones utilizando como reactivo el ácido ascórbico o vitamina C ($C_6H_8O_6$).

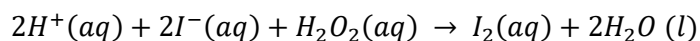


Ácido ascórbico o vitamina C.

En concreto, se estudiará la cinética de la reacción de la vitamina C con yodo molecular, I_2 . Esta reacción es uno de los conocidos como procesos de oxidación-reducción, en los que existe una transferencia de electrones entre dos especies. Así, el I_2 recibirá electrones de la vitamina C para convertirse en ion yoduro, I^- , de acuerdo a la reacción:



Este será el proceso de estudio. Sin embargo, realizar el seguimiento de esta reacción es algo más complejo. En primer lugar, es necesario generar el yodo molecular, que en la tintura de yodo utilizada como reactivo se encuentra ya en forma de yoduro. Para ello se utilizará peróxido de hidrógeno (H_2O_2 , conocido coloquialmente como *agua oxigenada*). La reacción que producirá el yodo se encuentra descrita a continuación:



Además, es necesario un indicador de que la reacción ha llegado a su punto final. Para ello se usará almidón, un compuesto orgánico que se une al yodo formando un complejo de color azul oscuro. Al principio de la reacción, todo el yodo formado por el H_2O_2 será consumido por la vitamina C, de manera que el complejo no podrá formarse y la disolución permanecerá clara. Al terminar la reacción de la vitamina, se acumulará el yodo y se formará el complejo: la coloración repentina de la disolución indica que ha consumido toda la vitamina C disponible.

Objetivos

- Preparar una de las conocidas como reacciones reloj.
- Analizar el efecto de distintos factores en la velocidad de la reacción.

Materiales y reactivos

Materiales

- Vasos de precipitados
- Varilla de vidrio
- Cuchara o espátula
- Mortero y mazo
- Probetas
- Balanza y cronómetro

Reactivos

- Tabletas de vitamina C
- Tintura de yodo comercial (2%)
- Disolución de almidón al 1%
- Peróxido de hidrógeno al 3%
- Agua destilada

Desarrollo del experimento

1.- Pesa aproximadamente un gramo de vitamina C en la balanza y pulverízala con el mortero. Después, disuelve el polvo en unos 60 ml de agua. Asegúrate de que la vitamina se disuelve por completo –si aprecias que la disolución queda excesivamente turbia, puedes filtrarla con ayuda de papel de filtro y un embudo cónico–. Etiqueta la disolución obtenida como “**Disolución-muestra vitamina C**”. Esta disolución se puede preparar una sola vez para cada par de grupos, por ejemplo.

2.- Etiqueta un segundo vaso de precipitados como “**Disolución A**”. Añade en él 60 ml de agua destilada –antes de añadirla, mide su temperatura y apunta el valor–, 5 ml de disolución-muestra y 5 ml de tintura de yodo. Remueve con la varilla para que el color desaparezca.

3.- Etiqueta un tercer vaso como “**Disolución B**”. Añade en él 60 ml de agua destilada, 15 ml de peróxido de hidrógeno y unos 2 ml de la disolución de almidón al 1%.

4.- Prepara el cronómetro. Vierte, rápidamente pero con cuidado, la **disolución B** sobre la **A**, y pon en marcha el cronómetro en ese mismo instante. Remueve la mezcla resultante con la varilla de vidrio durante unos 5 segundos y, posteriormente, déjala reposar hasta que observes algún cambio. Anota el momento en el que se produce el cambio; este será el **experimento 1**.

5.- Repite los pasos 2 a 4, pero esta vez añade solo 30 ml de agua para cada disolución (manteniendo constantes el resto de las cantidades). De nuevo, mide el tiempo transcurrido hasta que se produce el cambio; este será el **experimento 2**.

6.- Repite los pasos 2 a 4, pero esta vez añade 90 ml de agua para cada disolución, manteniendo constantes las demás cantidades. ¿Qué crees que ocurrirá? Mide el tiempo transcurrido hasta que se produce el cambio, y anótalo como resultado del **experimento 3**.

7.- Repite los pasos 2 a 4 con las cantidades originales, pero esta vez utilizando agua caliente (a 40°C aproximadamente). ¿Qué crees que ocurrirá? Anota el resultado como **experimento 4**.

8.- Rellena la ficha de trabajo con los resultados obtenidos, respondiendo a todas las preguntas planteadas.

Ficha de trabajo: el reloj C

1.- Anota en la tabla inferior los resultados de todos los experimentos realizados y representa gráficamente:

a) para los tres primeros casos, la cantidad total de agua añadida a las disoluciones frente al tiempo de reacción.

b) para el primer caso y el último, la temperatura del agua añadida en las disoluciones frente al tiempo de reacción.

Experimento	Agua en A (ml)	Agua en B (ml)	Agua total (ml)	Tiempo (s)
1				
2				
3				

Experimento	Temperatura del agua (°C)	Tiempo (s)
1		
4		

2.- Contesta a las siguientes preguntas:

a) Imagina que olvidas añadir la disolución-muestra de vitamina C al preparar la disolución A. ¿Qué observarías al mezclar las disoluciones A y B?

b) De las dos reacciones químicas que figuran en el guion de la práctica, ¿cuál crees que se produce más rápido y por qué?

c) ¿Cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción? ¿Cuánto tiempo hubiera tardado en producirse el cambio si la cantidad total de agua añadida hubiera sido de 200 ml?

d) ¿Cómo hubiera variado el resultado del experimento 4 si en lugar de utilizar agua caliente hubiéramos utilizado agua muy fría ($T = 0^{\circ}\text{C}$)?

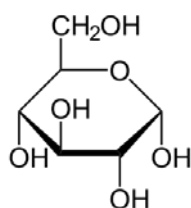
e) Según el fundamento de la reacción, descrito en el guion de la práctica, ¿crees que la cantidad de disolución de almidón añadida es determinante en la duración de la reacción?

A.3 – Guion de laboratorio: el azul durmiente

El azul durmiente

Introducción

Un catalizador es una sustancia que varía la velocidad a la que transcurre una reacción química. Participa en ella, pero a diferencia de los reactivos, se restaura al final de la reacción, de forma que no hay una pérdida neta en su cantidad: se consume en el primer paso de reacción, y se regenera en el último. En esta práctica se va a realizar una experiencia que permite comprobar este hecho.



D-glucosa o dextrosa.

La D-glucosa, también llamada dextrosa, es una molécula orgánica que forma parte del azúcar de mesa. Esta molécula reacciona con el oxígeno del aire, oxidándose y convirtiéndose en ácido glucónico, pero esta reacción transcurre muy lentamente. Sin embargo, existe un indicador conocido como azul de metileno que es capaz de catalizar este proceso.

Objetivos

- Comprender la función del catalizador en una reacción química.
- Distinguir entre un catalizador y un reactivo.
- Comprobar el efecto de la temperatura en la velocidad de la reacción.

Materiales y reactivos

Materiales

- Vasos de precipitados
- Varilla de vidrio
- Probetas
- Cristalizador grande
- Cronómetro y termómetro
- Botella o matraz aforado con tapón

Reactivos

- Hidróxido de sodio 0,6 M
- D-Glucosa
- Azul de metileno 0,1%
- Agua destilada

Desarrollo del experimento

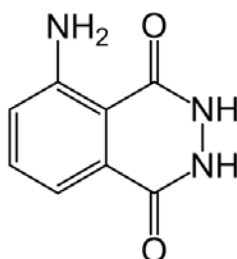
- 1.- Disuelve aproximadamente 5 g de glucosa en unos 50 ml de agua (es posible que sea necesario calentarla suavemente). A continuación, vierte la disolución en la botella.
- 2.- Añade a la botella 150 ml de disolución de hidróxido de sodio (NaOH) 0,6 M. El hidróxido de sodio es corrosivo; asegúrate de usar guantes y gafas protectoras y manipula la disolución con cuidado en todo momento.
- 3.- Añade ahora algunas gotas de azul de metileno y tapa la botella, asegurándote de que queda bien cerrada. Agítala un poco; verás que el contenido de la botella se tiñe de azul. Ahora deja reposar la botella durante unos minutos, y luego vuelve a agitarla. Anota lo que ocurre en cada momento.
- 4.- Pon algo de agua con hielo en el cristizador. Agita la botella y, después, métela en el agua. Mide el tiempo que tarda en desaparecer el color.
- 5.- Repite el paso anterior, pero esta vez con agua caliente en el cristizador (no demasiado caliente; unos 35-40°C será suficiente). Mide de nuevo el tiempo que tarda en desaparecer el color.
- 6.- El profesor preparará otra botella con los mismos reactivos y concentraciones, pero la suya estará llena hasta el borde. Compárala con la tuya y anota las diferencias.
- 7.- Finalmente, y teniendo en cuenta los hechos expuestos en la introducción de la práctica, contesta a las siguientes preguntas:
 - a) ¿Qué ocurre al agitar la botella? ¿A qué crees que se debe ese cambio?
 - b) ¿Cómo influye la temperatura en la decoloración de la botella? ¿Por qué crees que ocurre así?
 - c) ¿Qué ocurre al agitar la botella del profesor? ¿Cuál es la diferencia entre ambas botellas? ¿Por qué se comportan de forma diferente?
 - d) ¿Cómo se comporta el azul de metileno en tu botella? ¿Cuántas veces puedes hacer aparecer el color?
 - e) ¿Y en la del profesor? ¿Se puede decir que el azul de metileno funciona como catalizador en ese caso?

A.4 – Guion de laboratorio: crimen en el laboratorio

Crimen en el laboratorio

Introducción

La quimioluminiscencia es un fenómeno que se produce cuando una sustancia química excitada –en un estado energético de alta energía– vuelve a su estado fundamental, liberando la energía sobrante en forma de luz visible. Un caso muy conocido de este fenómeno es el del luminol, que reacciona con un agente oxidante como el peróxido de hidrógeno para dar como producto una molécula excitada que produce cierta luminosidad en la región azul del espectro electromagnético. Esta reacción es, sin embargo, muy lenta, y se requiere de la presencia de ciertos catalizadores para acelerar el proceso.



Estructura del luminol.

A lo largo de esta práctica, se llevarán a cabo distintos ensayos para tratar de averiguar qué especies actúan como catalizadores de esta reacción, y qué características pueden tener en común.

Esta práctica ha de realizarse en condiciones de luz suave para poder apreciar correctamente los fenómenos de luminiscencia. Por ello, y aunque se garantizarán unas condiciones seguras de visibilidad en todo momento, se recomienda al alumno que extreme la precaución a la hora de proceder en el laboratorio.

Objetivos

- Producir y observar un fenómeno de quimioluminiscencia.
- Encontrar los catalizadores adecuados para llevar a cabo la reacción del luminol.
- Aplicar el método científico para enunciar razonadamente las características de dichos catalizadores.

Materiales y reactivos

Materiales

- Espátula o cuchara metálica
- Tubos de ensayo y gradilla
- Pulverizador o cuentagotas

Reactivos

- Solución básica de luminol con H_2O_2
- Agua destilada
- Muestrario de sustancias (ver desarrollo)

Desarrollo del experimento

1.- El profesor te proporcionará la solución de luminol. Sobre su mesa, encontrarás un muestrario de sustancias con los siguientes elementos:

<i>Sulfato de zinc</i>	<i>Sulfato de cobre (II)</i>	<i>Cloruro de sodio</i>	<i>Sacarosa</i>
<i>Cloruro potásico</i>	<i>Cloruro cálcico</i>	<i>Nitrato potásico</i>	<i>Cloruro de hierro (III)</i>
<i>Sulfato de hierro (II)</i>	<i>Citrato de sodio</i>	<i>Yoduro potásico</i>	<i>Yodato potásico</i>
<i>Carbonato de sodio</i>	<i>Cloruro de cobalto (II)</i>	<i>Vinagre</i>	<i>Zumo de limón</i>

Nota: este muestrario sirve únicamente como posible ejemplo, la práctica podría desarrollarse con otros productos.

2.- Acércate al muestrario con un tubo de ensayo y echa en él una punta de espátula de uno de los productos. Disuélvelo en una pequeña cantidad de agua destilada –este paso es, obviamente, innecesario si la sustancia elegida es el zumo de limón o el vinagre–. Una vez disuelto, añade una pequeña cantidad de la disolución de luminol y observa si se produce la luminiscencia.

3.- Repite el proceso con distintos productos del muestrario, anotando cuáles catalizan la reacción y formulando hipótesis de por qué. ¿El responsable de la catálisis es una sal? ¿La especie catalizadora es el anión? ¿Es el catión? ¿De qué elemento se trata? ¿Cuál es su estado de oxidación?

4.- Una vez hayas hecho varios ensayos, contrasta tus resultados con las hipótesis formuladas. ¿Qué tienen en común las sustancias que han dado lugar a la luminiscencia?

5.- Basándote en los resultados obtenidos, ¿cuáles de los siguientes compuestos crees que podrían, a priori, catalizar la reacción? a) FeCl_2 b) CoSO_4 c) Na_2SO_4 d) CaCO_3 e) CuCl_2 f) KNO_3

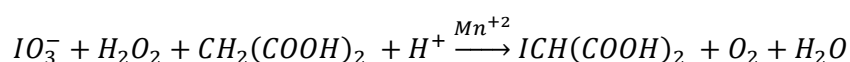
A.5 – Guion de laboratorio: el péndulo químico

El péndulo químico

Introducción

Las reacciones en las que se produce una variación periódica de la concentración de una especie reciben el nombre de reacciones oscilantes u osciladores químicos. En esta práctica se va a estudiar una de estas reacciones oscilantes, generalmente conocida como el oscilador de Briggs-Rauscher.

Se trata de un proceso químico con un mecanismo muy complejo que a grandes rasgos se puede expresar de forma simplificada por medio de la siguiente reacción:



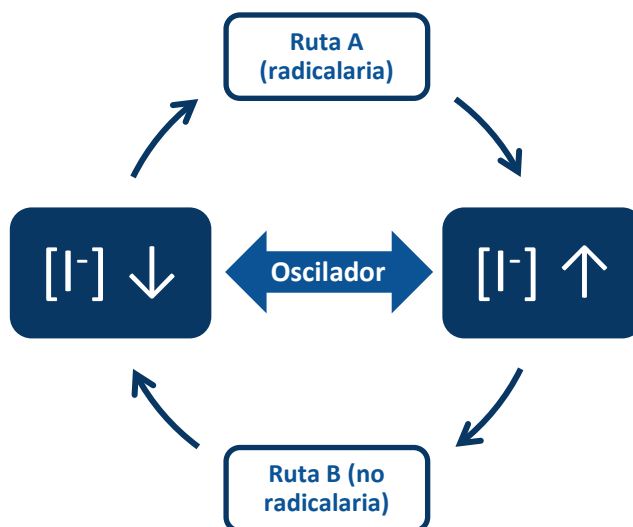
Donde $CH_2(COOH)_2$ y $ICH(COOH)_2$ son, respectivamente, el ácido orgánico conocido como ácido malónico y su derivado yodado (nótese que la reacción **no está ajustada**), y la reacción está catalizada por una sal de manganeso. La particularidad de este proceso es que puede darse por dos vías diferentes. La primera de ellas, por simplicidad etiquetada como vía o ruta **A**, es un proceso que tiene lugar a través de radicales –especies químicas con electrones desapareados, muy reactivas–. Este proceso es bastante veloz debido a la reactividad de los radicales, y **produce iones yoduro, I^-** , que van a ser la especie oscilante.

La segunda vía de reacción, designada como ruta **B**, es un proceso heterolítico –esto significa que no se generan radicales en él; son las reacciones más habituales en el laboratorio– y, a diferencia de la ruta **A**, en este caso el yoduro se **consume**. Además, la ley de velocidad para esta ruta es dependiente de la concentración de yoduro: **a mayor cantidad de yoduro, más rápido** ocurre la reacción.

Suponiendo que la reacción comience a desarrollarse por la vía **A**, el sistema empezará a producir iones yoduro. Y dado que la concentración de yoduro aumenta, también lo hace la velocidad del mecanismo **B**: llegará un punto en que el mecanismo **B** comenzará a ser más rápido que el **A**. En este punto, la ruta **A** pierde preferencia, y la reacción evolucionará principalmente a lo largo del mecanismo **B**.

Ese mecanismo, sin embargo, consume yoduro, con lo que la velocidad de reacción irá disminuyendo hasta que de nuevo quede favorecido el mecanismo **A**, que recomenzará la producción neta de iones yoduro reiniciando el proceso.

El resultado de esto es que la concentración de yoduro varía –oscila– de forma periódica hasta que se agotan los reactivos: la reacción es un **proceso cíclico** en el que la ruta preferente cambia cada vez que la concentración de yoduro se aproxima a un máximo o un mínimo, de acuerdo con el siguiente esquema:



Por lo tanto, esta reacción comprende una serie de consideraciones muy interesantes a nivel de mecanismo, de estequiometría y de cinética. Sin embargo, el mecanismo de las distintas etapas que originan la reacción global es sumamente complejo; por lo que en esta práctica se llevará a cabo únicamente un pequeño estudio cualitativo del oscilador.

Objetivos

- Operar con los parámetros de una reacción química de acuerdo a su estequiometría.
- Llevar a cabo una reacción de carácter oscilante.
- Estudiar la periodicidad de las oscilaciones.

Materiales y reactivos

Materiales

- Vasos de precipitados
- Agitador magnético
- Probetas
- Espátula o cuchara metálica
- Pipeta graduada
- Botella o matraz aforado con tapón
- Grabadora de vídeo

Reactivos

- Peróxido de hidrógeno al 20%
- Yodato de potasio
- Ácido malónico
- Sulfato de manganeso
- Disolución de almidón al 5%
- Agua destilada
- Ácido sulfúrico concentrado

Desarrollo del experimento

1.- En un vaso de precipitados, disuelve 2,1 g de yodato potásico en unos 40 ml de agua destilada. Con mucho cuidado, agrega aproximadamente 0,2 ml de ácido sulfúrico concentrado. Agita la mezcla hasta que el yodato se disuelva por completo –puede que sea necesario calentar suavemente–. Después, añade agua destilada hasta tener 50 ml totales de disolución; etiqueta esta mezcla como **disolución A**.

2.- En un segundo vaso de precipitados, disuelve 0,8 g de ácido malónico y 0,17 g de sulfato de manganeso en unos 20 ml de agua destilada. Después, añade 3 ml de la disolución de almidón al 5% y añade agua destilada hasta llegar a 50 ml. Esta será la **disolución B**.

3.- Prepara la grabadora de vídeo (una cámara de teléfono móvil es suficiente). En un vaso de precipitados de 250 ml, añade 50 ml de peróxido de hidrógeno al 20% y sitúalo en el agitador magnético. Comienza la grabación, añade la disolución **A** al vaso, y agita para producir un buen vórtice. Después, agrega la disolución **B**. Observa y anota lo que ocurre, sin dejar de grabar, durante al menos tres minutos.

4.- Con ayuda de un software reproductor de vídeo, y tomando como $t=0$ el momento en el que se añade la disolución B, anota:

- a) en qué momentos aparece el color ámbar
- b) en qué momentos aparece el color azul intenso
- c) en qué momentos la disolución se decolora.

5.- Haz una gráfica representando los tiempos obtenidos y calcula el periodo de la primera oscilación (tomando, por ejemplo, la diferencia entre los dos primeros ámbares o los dos primeros azules). ¿Observas alguna periodicidad?

6.- Elabora un informe de laboratorio sobre la experiencia realizada, contestando además a las siguientes preguntas:

- a) Como se ha visto, existen dos vías de reacción posibles según la concentración de I^- . ¿Significa eso que la vía A deja de ser espontánea cuando comienza a ocurrir la B?
- b) ¿Cómo varía la energía libre de Gibbs de reacción con la concentración de yoduro?
- c) ¿Qué ocurre conforme se van repitiendo los ciclos en la reacción? ¿El periodo de oscilación medido se mantiene constante?
- d) Expresa la concentración de la disolución preparada de yodato potásico y de la de ácido malónico en % masa-volumen y en mol/l.

d) La reacción química de la sección introductoria está sin ajustar. Sabiendo que cada mol de yodato reacciona con dos de peróxido de hidrógeno, escribe la reacción ajustada.

e) Si mezclando 200 g de yodato y 100 g de ácido malónico en presencia de peróxido de hidrógeno suficiente se han desprendido, medido en condiciones normales, 38 litros de oxígeno, ¿cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

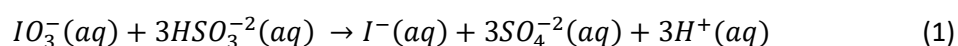
A.6 – Guion de laboratorio: una canción de yodo

Una canción de yodo

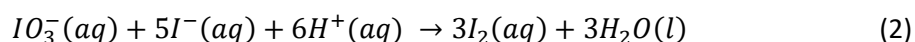
Introducción

Las reacciones reloj son procesos químicos cuya finalización es señalizada por una variación brusca y perceptible en el aspecto de la mezcla de reacción. En esta práctica se va a utilizar el llamado reloj de yodo de Landolt para realizar un estudio de la cinética de reacción.

La reacción del reloj de yodo de Landolt es, en realidad, un proceso redox. En él, el yodato potásico, KIO_3 , se reduce a ion yoduro por la acción reductora del bisulfito sódico, $NaHSO_3$, que se oxidará a sulfato de sodio:



Una vez agotado el anión bisulfito, y dado que la reacción se desarrolla en un exceso de yodato, dicho exceso reaccionará con el yoduro que haya llegado a formarse, produciendo con ello yodo molecular:



Este yodo molecular, en presencia de almidón, formará un complejo de color azul oscuro que indicará el final de la reacción **(1)**. Además, cuando esto ocurra, y debido a la estequiometría de dicha reacción, se habrán consumido todos los moles de bisulfito, y ya que cada mol de yodato reacciona con tres de bisulfito, el yodato sobrante al final de la reacción será:

$$[IO_3^-] = \frac{mol_{IO_3^-} \text{ iniciales} - \frac{1}{3} \cdot mol_{HSO_3^-} \text{ iniciales}}{V} \quad (3)$$

Además, experimentalmente se sabe que esta reacción es de primer orden cinético para el yodato, de manera que es posible definir la ley de velocidad de esta reacción como:

$$v = \frac{d[IO_3^-]}{dt} = k^{ap} \cdot [IO_3^-]^1$$

Donde k^{ap} es una constante cinética aparente de la reacción. Esta ecuación puede integrarse para dar lugar a la expresión logarítmica de las reacciones de primer orden:

$$\ln[IO_3^-] = \ln[IO_3^-]_0 - k^{ap} t \quad (4)$$

De manera que, llevando a cabo la reacción para una concentración conocida de bisulfito y yodato, y midiendo el tiempo que tarda en producirse el cambio, es posible estimar el valor de la constante cinética aparente.

Una vez calculado dicho valor, es posible sustituir la expresión (3) en la (4) y, despejando el número de moles de yodato, calcular la concentración de ambos reactivos necesaria para producir una reacción reloj que dure un determinado tiempo t .

Objetivos

- Preparar una de las conocidas como reacciones reloj.
- Analizar el efecto de la concentración en la velocidad de reacción.
- Calcular la constante cinética de una reacción y operar con su ley de velocidad.
- Construir una reacción reloj de la duración deseada.

Materiales y reactivos

Materiales

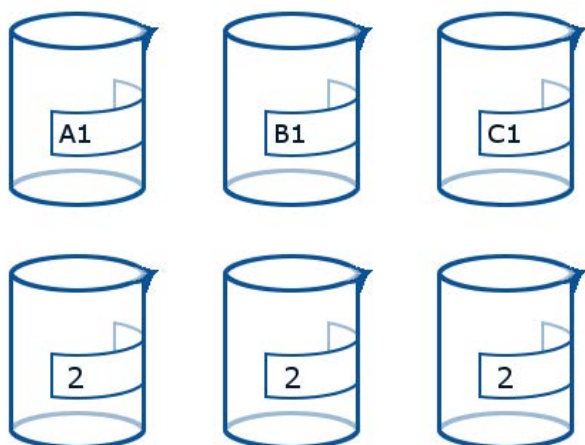
- Vasos de precipitados
- Varilla de vidrio
- Probetas
- Cronómetro

Reactivos

- Yodato de potasio 0,1 M
- Bisulfito de sodio 0,25 M
- Disolución de almidón al 1%
- Agua destilada

Desarrollo del experimento

1.- Dispón sobre la mesa seis vasos de precipitados y etiquétalos como se indica en la figura.



2.- En el vaso A1, añade 75 ml de la disolución de KIO_3 . En el B1, añade 50 ml. En el C1, añade solo 25 ml. Añade agua a los tres vasos hasta que haya 100 ml de disolución en cada uno.

3.- Añade, a cada vaso 1 (A, B y C), 25 ml de la disolución de almidón al 1%.

4.- En cada uno de los vasos 2, añade 10 ml de la disolución de NaHSO_3 y 65 ml de agua destilada.

5.- Vierte el contenido de cada vaso 2 a uno de los tres vasos 1, poniendo en marcha el cronómetro al hacerlo.

6.- Mide el tiempo transcurrido en cada caso entre la mezcla de las disoluciones y el cambio de color, y anótalo.

7.- Calcula, con ayuda de las ecuaciones expuestas en la sección introductoria, la constante de velocidad aparente para cada uno de los casos, y halla la media de los tres resultados. Ese valor promedio será la estimación de k^{ap} .

8.- Prepara, con ayuda de las ecuaciones de la sección introductoria, la cantidad de ambos reactivos necesaria para obtener una reacción reloj que finalice en el tiempo indicado por el profesor.

9.- Elabora un informe de laboratorio con los resultados obtenidos, contestando además a las siguientes preguntas:

- a) ¿Cómo afecta la concentración de los reactivos a la duración de la reacción reloj?
- b) ¿Podría llevarse a cabo esta reacción reloj en exceso de bisulfito sódico? ¿Por qué?
- c) ¿Qué otros factores crees que podrían influir en la velocidad de la reacción? ¿Cómo sería esa influencia?
- d) ¿Influye la concentración del almidón en la velocidad de la reacción? ¿Por qué?
- e) ¿Qué unidades tiene la constante cinética aparente? ¿Las constantes de velocidad tienen siempre las mismas unidades? ¿De qué dependen?
- f) Teniendo en cuenta la ley de velocidad de la sección introductoria y la constante aparente calculada, ¿cuál es la velocidad de la reacción en el instante inicial?
- g) ¿Cuántos electrones se transfieren en la reacción redox entre el bisulfito y el yodato? ¿Quién los cede? ¿Quién los gana?

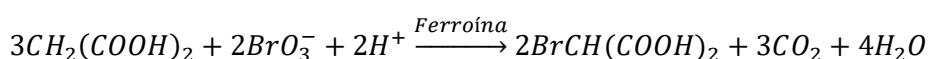
A.7 – Guion de laboratorio: psicodelia de Petri

Psicodelia de Petri

Introducción

Las reacciones oscilantes son aquellas en las que la concentración de alguna de las especies químicas involucradas varía aumentando y disminuyendo de forma periódica hasta que se agotan los reactivos. En esta práctica se va a llevar a cabo una de las reacciones oscilantes más conocidas: la reacción de Belousov-Zhabotinsky.

Esta reacción transcurre a lo largo de un gran número de etapas, que sintéticamente pueden reducirse a una única reacción general, de la forma:



Donde $\text{CH}_2(\text{COOH})_2$ y $\text{BrCH}(\text{COOH})_2$ son, respectivamente, el ácido malónico y su derivado bromado. La ferroína, utilizada como catalizador de la reacción, es un indicador redox que contiene cationes ferrosos (Fe^{+2}) en su estructura.

La reacción transcurre, como se ha comentado anteriormente, a lo largo de un gran número de etapas, muchas de las cuales son procesos catalíticos. La clave de la reacción está en los equilibrios de concentración los cationes ferrosos/férricos y los iones bromuro: el bromato oxida al hierro de la ferroína formando cationes Fe^{+3} , que se reducen posteriormente formando iones bromuro, Br^- . Estos iones bromuro inhiben muy eficazmente el proceso de reoxidación del hierro, de manera que, hasta que no se han consumido por completo en la formación del producto, no permiten que vuelva a acumularse Fe^{+3} ; una vez que esto ocurra, volverá a producirse bromuro, y así sucesivamente.

La ferroína, además, funcionará como indicador de la oscilación, ya que es roja en su forma reducida y azul en la forma oxidada.

Objetivos

- Preparar disoluciones de concentración conocida dado el material necesario.
- Preparar una reacción de carácter oscilante.
- Analizar el patrón de oscilaciones de la reacción distribuida sobre una placa de Petri.

Materiales y reactivos

Materiales

- Vasos de precipitados
- Varilla de vidrio
- Probetas
- Espátula o cuchara metálica
- Vidrio de reloj
- Cristalizador o placa de Petri
- Balanza
- Agitador magnético
- Cronómetro

Reactivos

- Ácido sulfúrico 0,2 M
- Bromato de potasio
- Ácido malónico
- Ferroína 0,0025 M

Desarrollo del experimento

- 1.- Prepara 50 ml de disolución 0,05 M de ácido malónico y otros 50 ml de la misma concentración de bromato potásico, utilizando en ambos casos como disolvente la disolución de ácido sulfúrico 0,2 M (aunque esté muy diluida, el ácido sulfúrico es muy corrosivo; manéjalo con cuidado).
- 2.- Aparta unos 5 ml de cada una de las disoluciones preparadas en el paso anterior, y resérvalos en un tubo de ensayo. Mezcla el resto de las dos disoluciones en un vaso de precipitados de 150 ml con agitación.
- 3.- Añade al vaso de precipitados unas diez gotas de ferroína. Anota y observa lo que ocurre, midiendo los cambios de color y anotando el tiempo que tarda en aparecer cada azul.
- 4.- En un vaso de precipitados, añade los 5 ml sobrantes de las dos disoluciones. Añade unas cuatro gotas de ferroína, agita la disolución suavemente y viértela sobre un cristalizador pequeño o placa de Petri, de manera que cubra toda la superficie. Coloca el cristalizador o la placa sobre un papel blanco en un lugar sin vibraciones y espera unos minutos sin tocarlo.
- 5.- Añade, en tres puntos distintos de la superficie del líquido, otras dos gotas de ferroína (seis gotas en total), y espera nuevamente algunos minutos sin moverlo.
- 6.- Al cabo de algunos minutos, agita con suavidad el montaje para homogeneizar la mezcla, y vuelve a dejarla reposar. Anota los cambios que se han observado a lo largo de todo el proceso.
- 7.- Por último, prueba a “romper” los anillos de reacción atravesándolos suavemente con algún objeto fino, como un alfiler. Observa y anota cómo evoluciona el patrón en ese caso.

8.- Elabora un informe de laboratorio describiendo la práctica realizada, exponiendo los resultados obtenidos y contestando a las siguientes preguntas:

- a) Teniendo en cuenta que el bromato se reduce a ion bromuro, escribe y ajusta la semirreacción del proceso. ¿Cuántos electrones absorbe dicha semirreacción?

- b) En la sección introductoria se menciona que el ion bromuro inhibe la reoxidación del hierro. ¿Quiere esto decir que, en presencia de bromuro, la reacción no es espontánea y no se produce?

- c) ¿A qué se deben las diferentes formas de oscilación observadas en el vaso agitado y sobre la placa de Petri?

- d) Teniendo en cuenta lo que se menciona en la sección introductoria sobre la acción indicadora de la ferroína, ¿en qué estado de oxidación se encuentra el hierro cuando la disolución es azul? ¿Y cuando es roja?

- e) ¿Qué ocurre cuando, en la oscilación observada sobre la placa de Petri, “rompes” los anillos con el alfiler? ¿Qué forma adopta el patrón de oscilación a partir de ese momento?

- f) Compara los distintos periodos de oscilación medidos en el vaso agitado. ¿Son regulares? ¿Se mantiene esa regularidad en el tiempo?

- g) ¿Cuál es el color final que adopta la reacción una vez han terminado las oscilaciones?