



Universidad de Valladolid

Facultad de Ciencias

TRABAJO FIN DE MÁSTER

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

Especialidad: Física y Química

**Experimentos ilustrativos de Química como refuerzo en 2º de
Bachillerato y actividad divulgativa en cursos inferiores.**

Autor:

David Domínguez Santiago

Tutores:

Celedonio Manuel Álvarez González

Manuel Bardají Luna



ÍNDICE.

RESUMEN	3
ABSTRACT	3
INTRODUCCIÓN.	5
JUSTIFICACIÓN.	7
OBJETIVOS.	9
METODOLOGÍA.	10
1. PRÁCTICAS DE SEGUNDO BACHILLERATO.....	10
2. PRÁCTICAS REALIZADAS A ALUMNOS DE CURSOS INFERIORES.	11
CONTRIBUCIÓN DE LAS EXPERIENCIAS DE LABORATORIO A LAS COMPETENCIAS CLAVE.	12
PLAN DE TRABAJO.	15
DESARROLLO DE LAS PRÁCTICAS.	16
1. FUEGO DE COLORES, EMISIÓN ATÓMICA EN LLAMA.	16
2. UN COMPLEJO ACTIVADO VISIBLE.	22
3. DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO.	29
4. FANTASMA ENCERRADO, REACCIÓN ÁCIDO-BASE.	35
5. LOS COLORES DEL VANADIO.	40
6. EL HILO INVISIBLE, SÍNTESIS DE UN POLÍMERO.	46
7. SESIÓN DIVULGATIVA.	52
ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD	53
EVALUACIÓN.	56
CONCLUSIONES	57
BIBLIOGRAFÍA.	58
ANEXOS.	60
1. INSTRUCCIONES PARA ELABORAR UN INFORME DE PRÁCTICAS.	60
2. RUBRICA DE EVALUACIÓN DE INFORMES DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.	62
3. CONTENIDOS, CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE (ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo).....	64



RESUMEN

A lo largo de los últimos años se ha observado como el número de estudiantes de la modalidad de Bachillerato de Ciencia es constante o incluso han disminuido en algunas regiones, y además se produce un éxodo de este campo de conocimiento cuando tienen que elegir estudios universitarios. Se pretende motivar a los estudiantes a través de la realización de seis prácticas de laboratorio, que se encuentran detalladas en esta memoria y que se relacionan con los contenidos que se establecen en el currículo de la asignatura de Química de segundo de Bachillerato.

Así mismo, estas experiencias permiten aumentar el grado de comprensión de los contenidos teóricos trabajados en el aula y la obtención de conclusiones por parte de los alumnos que las realizan.

Por otra parte, se propone una experiencia en la que los alumnos que han realizado estas prácticas sean los encargados de dirigir una sesión divulgativa a compañeros de cursos inferiores y así, atraer su atención hacia las asignaturas científicas en cursos posteriores.

PALABRAS CLAVE: Experimentos, Química, Bachillerato, Ciencia, divulgación científica.

ABSTRACT

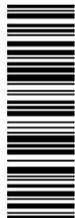
Over the last few years it has been observed that the number of students in the science baccalaureate modality is constant or has even decreased in some regions, and there is also an exodus from this field of knowledge when they have to choose university studies. The aim of this work is to motivate the students by means of six laboratory practices, which are detailed in this report and which are related to the contents established in the curriculum of the subject of Chemistry in the second year of High School.

Likewise, these experiences increase the degree of understanding of the theoretical contents worked on in the classroom and the obtaining of conclusions by the students who carry them out.



On the other hand, we propose an experience in which the students who have carried out these practices are in charge of leading an informative session to classmates in lower grades and thus attract their attention to scientific subjects in later courses.

KEY WORDS: Experiments, Chemistry, High School, Science, popularization of science.



INTRODUCCIÓN.

Tradicionalmente el modelo educativo se ha centrado en la adquisición de conocimientos más o menos teóricos que en muchas ocasiones se encuentran desconectados entre sí, dejando a un lado la asimilación de unos saberes prácticos que deben ser imprescindibles para los alumnos.

Concretamente, las asignaturas científicas presentan un carácter fundamentalmente empírico por lo que es lógico que se plantee una enseñanza basada en la experiencia. Este trabajo práctico puede desarrollarse en el laboratorio, el cual debe jugar un papel fundamental, ya que facilita la comprensión de los contenidos y estimula la iniciativa, favoreciendo de esta forma el aprendizaje significativo y contextualizado de la Química. Concretamente, la realización desde las primeras etapas proporciona a los estudiantes una construcción activa de ideas y de explicaciones y aumentará sus oportunidades para desarrollar la capacidad de 'hacer' Ciencia.^{1,2}

En este trabajo se plantean una serie de prácticas experimentales para que se lleven a cabo por parte de los alumnos de la asignatura de Química de segundo de Bachillerato, las experiencias han sido elegidas conforme a los contenidos que se disponen en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León

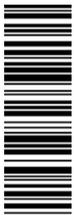
Primeramente, los alumnos realizarán las experiencias en el laboratorio tras tratar los contenidos teóricos correspondientes y, posteriormente de forma voluntaria, a modo de experiencia magistral a sus compañeros de cursos inferiores.

A través de los experimentos que se presentan en este trabajo se trata de hacer saber a los alumnos fenómenos que se tratan de forma teórica durante el desarrollo de la asignatura, asimismo se trata de fomentar el interés y la motivación de los estudiantes de segundo de Bachillerato. Asimismo, se encuentran ante un curso que es clave para su desarrollo posterior ya que tendrán afrontar la elección de como continuar sus estudios posteriormente.

Hay que destacar también que en este curso se encuentra una gran limitación que condiciona el desarrollo de las asignaturas, la falta de tiempo puede suponer un impedimento pero las experiencias que se proponen son cortas y la mayoría se pueden realizar en apenas 30 minutos, lo que va a suponer a los alumnos una desconexión de la rutina y la creación de una ambiente relajado que puede beneficiar a la realización de diferentes preguntas que permitan aclarar y resolver cuestiones que posiblemente no se hubieran podido plantear.



Por otro lado, a través de la observación de cómo sus compañeros desarrollan diferentes experiencias, los alumnos de cursos inferiores pueden desarrollar su interés por la Ciencia y que tipo de estudios cursar posteriormente, así como las asignaturas que elegir cuando tengan esa posibilidad.



JUSTIFICACIÓN.

Durante los últimos años la distribución de los alumnos de Bachillerato en las diferentes modalidades que se recogen en la Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa, donde se encuentran los alumnos de la modalidad Ciencia y Tecnología, permanece prácticamente constante en Castilla y León (entorno al 50%),³⁻⁵ pero en comunidades autónomas como la Comunidad Valenciana el porcentaje de este tipo de alumnos supone un 38.3% y ha ido disminuyendo progresivamente hasta en un 20% en los últimos 16 años. También se detalla como un alto porcentaje de estudiantes que cursan esta modalidad de Bachillerato abandonan los estudios ligados a esta rama para cursar titulaciones de “Ciencias Sociales y Jurídicas” y “Artes y Humanidades” (17.2%), y que dentro de los que siguen la rama científico-tecnológica un 49.8% de los estudiantes prefieren titulaciones de “Ciencias de la Salud”.⁶

Ciertos estudios indican que las actitudes de los estudiantes de primer y segundo curso de la ESO hacia la Ciencia son positivas, aunque mejorables,⁷ esto quiere decir que la desmotivación por la Ciencia puede surgir durante los últimos cursos de esta etapa. Algunas de estas causas son que el alumnado considera las asignaturas de Ciencias aburridas, difíciles y excesivamente teóricas, además de la valoración social que tradicionalmente se ha hecho de la Química como compleja.⁸

Resulta curioso como la Ciencia y concretamente la Química ha sufrido un gran avance desde el siglo XX, pero estos resultados no se manifiestan en la enseñanza de esta disciplina en la educación secundaria y Bachillerato.⁹

Con el fin de potenciar el interés y la motivación del alumnado por la Ciencia surgen las experiencias prácticas que estimulen su curiosidad y así aprender Ciencia,^{10,11} ya que ésta va a ayudar a comprender las transformaciones que suceden en la sociedad.

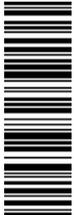
Una manera de presentar la Química de forma más fascinante ante los estudiantes es la divulgación científica, ya que ésta es una buena manera de acercar la Ciencia y difundir los conocimientos.¹²

Se presentan una serie de prácticas que se caracterizan por:

- No se trata de experiencias complejas ya que son fáciles de realizar y no se necesita un instrumental sofisticado.
- No resultan económicamente costosas puesto que el material empleado es sencillo y en la mayoría de los centros puede encontrarse fácilmente.



- En la mayoría de los casos los reactivos no necesitan gran pureza para su uso, lo que se traduce en presupuestos económicos.
- Todas las experiencias presentadas implican poco tiempo de clase ya que pueden realizarse en apenas media sesión.



OBJETIVOS.

De acuerdo con las ideas que sen detallado hasta el momento, este Trabajo Fin de Máster ha seguido los siguientes objetivos:

- Desarrollo de una serie de experiencias de laboratorio que suponen la aplicación de los contenidos conceptuales y procedimentales del currículo de Bachillerato (Ver anexo).
- Potenciar la experimentación de los alumnos a través de prácticas cortas y que no presentan un coste elevado.
- Exposición de como un recurso tan asequible como las prácticas de laboratorio pueden motivar y atraer a los alumnos hacía la Química.
- Desarrollar una actividad divulgativa con los alumnos de segundo de Bachillerato que acerque la Ciencia a los alumnos de ESO.



METODOLOGÍA.

1. PRÁCTICAS DE SEGUNDO BACHILLERATO.

En el enfoque de la materia de Química, al igual que resto de asignaturas de Ciencias, deben existir tanto planteamientos teóricos como experimentales, donde los conocimientos se deben comprobar o deducir con experiencias sencillas correspondientes al tema de estudio.

En este trabajo se pretende que a través de una serie de experiencias prácticas se desarrolle una metodología educativa activa, donde se fomente la autonomía de los alumnos a la par que se promueve como aplicar y trasladar los fundamentos teóricos aprendidos. Para que este desarrollo sea posible se deben tener en cuenta las siguientes pautas:

- La metodología utilizada debe ajustarse al nivel inicial de los alumnos, donde se deberá planificar la enseñanza en base a lo que el alumno sabe y es capaz de hacer.
- El docente debe estimular y mantener la motivación del alumnado y de esta forma conseguir que sea activo y autónomo, y por consiguiente, el responsable de su aprendizaje.
- Se debe favorecer la participación activa y la búsqueda de información, así como la aplicación del método científico para favorecer un aprendizaje funcional.
- Posibilitar el desarrollo de trabajo en grupo, sin dejar de lado el trabajo individual, por ejemplo, a través de exposiciones en público como son los debates.
- Durante el desarrollo de estas experiencias el profesor encargado debe tener en cuenta más que nunca que ya no es un mero transmisor de conocimientos elaborados, sino que plantea interrogantes y sugiere actividades, además debe hacer que el estudiante no sea un simple receptor de información.

Concretamente se propone que para recoger estos aspectos se organice a los alumnos en grupos de dos o tres personas, que las experiencias se realicen después de abordar los contenidos teóricos del tema correspondientes y que durante la realización del experimento el profesor realice preguntas sencillas en voz alta respecto a lo que está sucediendo durante la práctica.

De esta forma se pretende que los estudiantes discurren sobre los contenidos que se están tratando desde diferentes puntos de vista, ya que, cada alumno va a tener que razonar las respuestas que emita con los hechos que se están produciendo. Por otro lado, con estos debates que se establecen se puede llegar a múltiples conclusiones a través de lo que se



conoce como aprendizaje cooperativo, donde los alumnos han tenido que elaborar una suposición en base a las observaciones que están realizando y con los conocimientos teóricos que tienen que conocer.

Por último, siempre es conveniente que a modo de conclusión el profesor realice una puesta en común de como a partir de los conceptos previos y de los sucesos que se han observado durante la experiencia, se pueden emitir las conclusiones a las que se ha llegado y como éstas sirven de explicación a los hechos y preguntas planteadas.

2. PRÁCTICAS REALIZADAS A ALUMNOS DE CURSOS INFERIORES.

Con esta segunda parte se va a seguir una metodología completamente distinta que se cimienta en la divulgación, donde se pretende acercar los conocimientos científicos a los alumnos menos especializados pero interesados en entenderlos o informarse.

Los alumnos de segundo de Bachillerato serán los encargados de realizar de forma voluntaria las prácticas que durante el curso se han realizado y evaluado. Los propios alumnos elaborarán discursos fácilmente comprensibles y con los aspectos más relevante para los estudiantes de educación secundaria, es decir, a través de sus propias palabras tendrán que explicar de forma sencilla las experiencias que están realizando. A su vez los alumnos de ESO presentes podrán realizar preguntas y plantear ciertas hipótesis que si los experimentadores no son capaces de resolver será el profesor que se encuentre presente quien las responda.

Con esta forma de trabajo los estudiantes que se encuentran observando no tendrán que tomar notas obligatoriamente ni realizar informes, lo que supondrá que consideren la actividad como una meramente recreativa y servirá para generar curiosidad por la Ciencia y más concretamente por la Química.



CONTRIBUCIÓN DE LAS EXPERIENCIAS DE LABORATORIO A LAS COMPETENCIAS CLAVE.

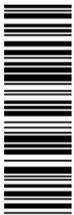
Debido al actual modelo educativo fundamentado en un aprendizaje basado en competencias que permitan la realización y desarrollo personal de las personas, a continuación, se propone una serie de ideas de como las prácticas de laboratorio contribuyen a cada una de las competencias establecidas.

COMUNICACIÓN LINGÜÍSTICA

- La utilización del vocabulario adecuado, las estructuras lingüísticas y las normas ortográficas y gramaticales para elaborar textos escritos y orales.
- La adquisición de terminología específica que permitirá al alumno expresar correctamente la información.
- El uso del lenguaje escrito y oral para configurar y transmitir informaciones sobre experiencias realizadas en el laboratorio.

COMPETENCIA MATEMÁTICA Y COMPETENCIAS BÁSICAS EN CIENCIA Y TECNOLOGÍA

- Una toma de contacto con el método científico, que permite valorar y analizar los conceptos teóricos desde una visión experimental.
- La comprensión y adquisición de conocimientos que explican los fenómenos físicos y químicos, que le permitirán analizar e interpretar algunos fenómenos cotidianos con la ciencia.
- El dominio de los conceptos matemáticos y sus herramientas como son las ecuaciones y los cálculos numéricos básicos que permiten obtener resultados cuantitativos a través de la aplicación de diferentes fórmulas, así como el correcto uso de las medidas y de la notación científica.



COMPETENCIA DIGITAL

- A través de la búsqueda, elección, procesamiento y exposición de la información necesaria.
- La utilización de Internet para obtener información de carácter científico para la elaboración de los informes exigidos.

COMPETENCIA PARA APRENDER A APRENDER

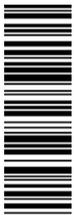
- Fomentando la curiosidad del alumno y la motivación por aprender y adquirir conocimientos, que le permitan comprender los conceptos que se abarcan.
- Al relacionar los contenidos estudiados en las unidades, y utilizar los conocimientos adquiridos para afianzarlos.
- Mediante la experimentación y búsqueda de información utilizando de forma correcta el material de laboratorio para realizar las experiencias propuestas.

COMPETENCIAS SOCIALES Y CÍVICAS

- Reconocer riqueza en la diversidad de opiniones e ideas.
- El conocimiento de la utilización de algunos procesos físicos y químicos en nuestra vida cotidiana.
- La alfabetización científica que permite comprender la evolución de la sociedad.

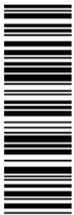
SENTIDO DE INICIATIVA Y ESPÍRITU EMPRENDEDOR.

- El trabajo en equipo para realizar las prácticas propuestas.
- Al fomentar el espíritu crítico cuestionando dogmas, desafiar prejuicios o valorando diferentes opciones y opiniones.
- El desarrollo del pensamiento hipotético y deductivo que caracteriza a la Ciencia.
- El fomento de la capacidad para analizar situaciones, valorando los factores que han incidido en ellas y las consecuencias que pueden tener.
- Organizando el material de laboratorio y los pasos a seguir para realizar trabajo práctico.



CONCIENCIA Y EXPRESIONES CULTURALES.

- El desarrollo de la capacidad de esfuerzo, constancia y disciplina, requisitos que fueron y son necesarios para alcanzar las metas determinadas.
- El fomento de la participación en las distintas actividades, entre las cuales se encuentran la divulgación científica propuesta como actividad complementaria en este trabajo.



PLAN DE TRABAJO

Con este trabajo se pretende desarrollar primeramente una serie de prácticas de laboratorio evaluables que permitan a los alumnos completar su formación teórica a través de un enfoque práctico y experimental. Debido a la extensión del currículo oficial y de las limitaciones de tiempo que el curso de segundo de Bachillerato conlleva, se hace imposible el tratamiento de todos los conceptos que se plantean, por lo que se han seleccionado las siguientes prácticas correspondientes a los bloques descritos, como se puede observar en la **Tabla 1**.

<i>Bloque</i>	<i>Práctica</i>
Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo.	Fuego de colores, emisión atómica en llama. ^{13,14}
Bloque 3. Reacciones químicas.	Un complejo activado visible. ^{13,15,16}
	Desplazamiento del equilibrio. ^{13,17}
	Fantasma encerrado, reacción ácido-base. ¹³
	Los colores del vanadio. ¹³
Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales.	El hilo invisible, síntesis de un polímero. ^{13,18,19}

Tabla 1. Distribución de las prácticas en los bloques en los que se organiza la materia.

Por otro lado, tras realizar todas las prácticas se pide a los alumnos que de forma voluntaria realicen una actividad de divulgativa científica en la cual serán los encargados de realizar los mismos experimentos, pero explicando a sus compañeros de 2º, 3º y 4º de ESO lo que esta sucediendo.



DESARROLLO DE LAS PRÁCTICAS.

1. FUEGO DE COLORES, EMISIÓN ATÓMICA EN LLAMA.

1.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

La práctica que se describe a continuación se puede enmarcar dentro del segundo bloque “Origen y evolución de los componentes del Universo”, concretamente va a permitir afianzar conocimientos como es la *explicación de los espectros atómicos*, y contenidos relacionados con el *modelo atómico de Bohr*.

Estos contenidos se han recogido tradicionalmente en el tema denominado “Estructura atómica”, y va a permitir a los alumnos comprender de forma más sencilla los conceptos que en este tema se abordan.

1.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Constatar los diferentes niveles energéticos en que puede encontrarse un electrón en un átomo, es decir, los diferentes orbitales en los que se puede encontrar.
- Las diferentes transiciones cuantificadas entre los orbitales atómicos.
- La obtención y posible observación de las líneas espectrales de los diferentes átomos si se dispone de un espectroscopio de mano.

1.3. TEMPORALIZACIÓN.

La práctica está pensada para su desarrollo en unos 30 minutos de una sesión de 50 minutos correspondientes a una clase de 2º Bachillerato. En la **Tabla 2** se analiza una posible distribución temporal de los contenidos implicados.



Tiempo estimado	Actividad
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada durante las sesiones previas.
5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica. Se realizarán preguntas para que los alumnos puedan responder y activar sus conocimientos previos.
5 minutos	Presentación de los materiales y reactivos que se van a utilizar y explicación de las precauciones que se deben tomar al manejar material inflamable.
10 minutos	Desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

Tabla 2. Descripción temporal de la actividad 1.

1.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Cuando un átomo es sometido a diferentes tipos de energía, como pueden ser la calorífica y la luminosa, es capaz de absorber esta energía lo que va a implicar que le conducen a una serie de estados excitados. Es decir, un electrón salta de un estado estacionario inferior E_n a otro superior, E_m . Estos estados poseen unas energías determinadas y características de cada sustancia. Existe una tendencia a recuperar con rapidez el estado fundamental E_n . La consecución de “volver al estado inicial” se puede realizar a través de la emisión de radiación, la energía del fotón absorbido o emitido coincidirá con la diferencia entre la energía del nivel superior menos la del nivel inferior.

Como los estados excitados posibles son característicos de cada especie, también lo serán las radiaciones emitidas en su vuelta al estado fundamental. El tipo de radiación emitida dependerá de la diferencia entre los estados excitados y el fundamental, de acuerdo con la ley de Planck:

$$\Delta E = E_m - E_n = h\nu$$

Donde:

- ΔE es la diferencia de energía entre los estados excitado y fundamental.
- h es la constante de Planck ($6,62 \cdot 10^{-34}$ J s).



Cloruro de cobre (II)	Verde
Carbonato de litio	Rojo

Tabla 3. Relación de compuestos y colores obtenidos en la emisión atómica de llama.

1.7. CUESTIONES.

1. ¿Qué se conoce como estado excitado?

Configuración que adquieren los electrones de un átomo con mayor energía que el estado más estable, el estado fundamental.

2. ¿Por qué es necesario en este experimento sustancias que sean solubles en metanol?

Para que se produzca la llama de cada uno de los colores debe contener disueltos los elementos que se pretenden analizar.

3. En la introducción se ha comentado que una sustancia puede tener “estados excitados” (en plural), ¿cómo explicarías que una determinada sustancia puede tener varios estados excitados?

Esto se debe a que cualquier estado de mayor energía que el estado fundamental, es un estado excitado y, por tanto, van a existir varias posibilidades.

4. Un fotón tiene una frecuencia de $5 \cdot 10^{14}$ Hz. Halla su energía en julios y en electronvoltios. ¿A qué zona del espectro electromagnético pertenece?

La energía de una radiación electromagnética viene dada por la ecuación de Planck:

$$E = h\nu = 6.63 \cdot 10^{-34} \cdot 5 \cdot 10^{14} = 3,315 \cdot 10^{-19} J$$

Para pasar de julios a electronvoltios, se utiliza como factor de conversión la carga del electrón en culombios:

$$3,315 \cdot 10^{-19} J \cdot \frac{1 e}{1.6 \cdot 10^{-19} C} = 2.07 eV$$

Se identifica la zona del espectro electromagnético que corresponde a esta radiación, concretamente a una frecuencia de $5 \cdot 10^{14}$ Hz que se encuentra en la zona del visible de luz amarilla.



1.8. ACLARACIONES.

Antes de realizar la práctica sería conveniente que el profesor responsable haya preparado los diferentes materiales necesarios durante el experimento y que tenga presente donde se encuentran los extintores o posibles métodos de extinción de incendios que se pueden causar debido al riesgo que se corre al trabajar con sustancias inflamables.

Durante la realización de la práctica se aconseja también:

- Que el aula o laboratorio donde se realiza la experiencia se encuentre bien ventilada en todo momento.
- Utilizar siempre pequeñas cantidades de reactivos para la realización de la práctica, y mantenerlo alejado de los posibles botes que contienen los reactivos inflamables.
- Una posible modificación de la práctica es rociar las disoluciones de los compuestos en alcohol en la llama de un mechero Bunsen, lo que va a permitir que se formen espectaculares llamaradas de diferentes colores, análogas a las obtenidas de la forma descrita anteriormente.

1.9. PRESUPUESTO.

En la **Tabla 4** se recoge el presupuesto del material, que se ha enumerado en la sección 1.5, necesario para poder llevar a cabo la práctica.

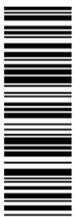
<i>Producto</i>	<i>Precio</i>
Cápsula de porcelana (6 unidades)	13,28 € (x4)
Varilla de vidrio (5 unidades)	2,58 € (x5)
Vaso de precipitados (12 unidades)	43,18 € (x2)
Mechero	6,29 €
Etanol (1 L)	18,75 €
Cloruro de litio (100 g)	18,77 €
Yoduro sódico (100 g)	31,34 €
Yoduro potásico (250 g)	32,30 €
Cloruro cálcico (1 kg)	13,69 €



Ácido bórico (500 g)	7,85 €
Cloruro de cobre (II) (100 g)	9,70 €
Carbonato de litio (250 g)	29,59 €
TOTAL	320,66 €

Tabla 4. Presupuesto para la realización de la práctica 1.

Aunque en un principio este presupuesto puede parecer excesivo, se han tenido en cuenta la compra de todos los compuestos y para rebajar este precio se pueden comprar los compuestos que nos proporcionen diferentes colores en la llama y que sean más económicos. Además, se ha comprado el material necesario para 24 posibles ensayos, lo que podría reducirse si se utiliza el material y se lava tras observar cada uno de los colores.



2. UN COMPLEJO ACTIVADO VISIBLE.

2.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

A través de esta experiencia que se sitúa en el tercer bloque “*Reacciones químicas*”, se va a poder apoyar la denominada *Teoría del complejo activado o teoría del estado de transición* y como describir un *mecanismo de reacción*. Además, se van a poder describir contenidos relacionados con *los catalizadores y tipos de catálisis homogénea, heterogénea*.

Todos los contenidos que se abordan a lo largo de la práctica permitir a los alumnos un acercamiento de forma empírica y un mayor asentamiento de los contenidos a tratar. Esta práctica se organiza, debido a la materia que se trata, habitualmente en el tema denominado “*Cinética Química*”.

2.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Comprobar experimentalmente la existencia de un complejo activado o estado de transición.
- Describir un posible mecanismo de reacción.
- Comprobar como la presencia de un catalizador, afecta a la velocidad de una reacción química.



2.3. TEMPORALIZACIÓN.

Esta experiencia se concibe para su desarrollo aproximadamente en la mitad del tiempo disponible en una sesión de 50 minutos correspondientes a una clase de 2º Bachillerato. En la **Tabla 5** se analiza una posible distribución temporal de los contenidos implicados.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Actividad</i>
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada durante las sesiones previas.
5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica. Se realizarán preguntas para que los alumnos puedan responder y activar sus conocimientos previos.
10 minutos	Presentación de los materiales y reactivos que se van a utilizar, y posterior desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

Tabla 5. Descripción temporal de la actividad 2.

2.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Se han propuesto diversas teorías que intentan aclarar cómo se llevan a cabo las reacciones químicas a escala molecular y, en definitiva, por qué unas son más rápidas que otras.

Una de las teorías que explica como suceden las reacciones químicas es la enunciada por Henry Eyring en 1935 y recibe el nombre de teoría del complejo activado y deriva de teoría de las colisiones (Lewis y Trauz en 1917). Supone que tras un choque eficaz se llega a un estado de transición en el que se forma un complejo activado, que es una especie química inestable. A partir de esta es posible obtener los productos de reacción (al formarse nuevos enlaces) o revertir el proceso hasta los reactivos de partida (al recomponerse los enlaces rotos).



Al igual que sucedía en la teoría de las colisiones, para que se produzca un complejo activado, también se deben cumplir las condiciones de orientación adecuada y energía suficiente.

Por otro lado, existen una infinidad de reacciones son lentas cuando sólo intervienen los reactivos, pero se producen más rápidamente al añadir otras sustancias, dichas sustancias se denominan catalizadores. Estas especies químicas afectan a la velocidad de la reacción y, sin embargo, no se consumen en ella, se recuperan intactas al final.

Los catalizadores positivos alteran el mecanismo de la reacción, es decir, hace que tengan una energía de activación menor lo que supone un mayor porcentaje de choques con energía mínima necesaria para ser eficaces. Los catalizadores negativos tienen el efecto contrario.

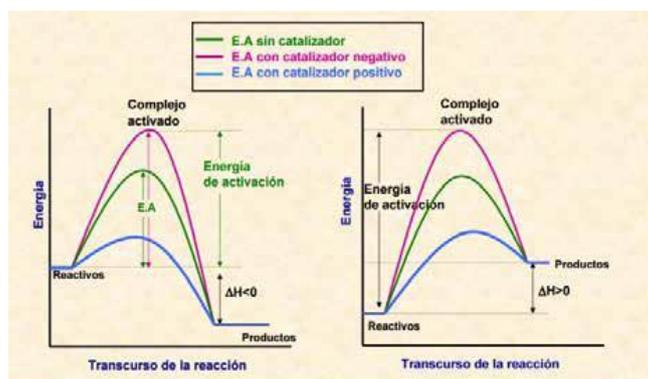
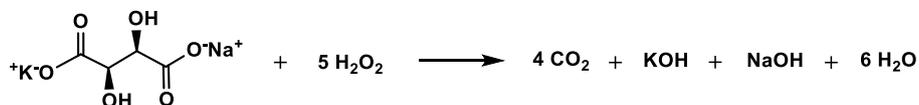


Figura 1. Diagrama de energía potencial mostrando el descenso de la barrera de energía de activación para una reacción catalizada.¹⁶

En la reacción que vamos a estudiar, el peróxido de hidrógeno reacciona con el tartrato de sodio y de potasio (sal de Rochelle) produciendo dióxido de carbono, como se muestra en el **Esquema 1**.



Esquema 1. Reacción del tartrato de sodio y de potasio con peróxido de hidrógeno.

Esta reacción es catalizada por cloruro de cobalto (II), esto significa que cuando se mezclan las disoluciones de peróxido de hidrógeno y la sal de Rochelle, se produce lentamente dióxido de carbono; mientras que cuando se añade cloruro de cobalto (II) provoca la formación de espuma en la reacción lo que indica una evolución más rápida de la misma (un



aumento en la velocidad de reacción). Al mismo tiempo, el color del cloruro de cobalto (II) cambia de rosa a verde, lo que implica la formación de un complejo activado, que vuelve de nuevo al rosa al cabo de unos segundos. Esto indica que los catalizadores toman parte realmente en la reacción y permanecen inalterados cuando la reacción ha acabado.

2.5. MATERIAL.

Los materiales que los alumnos necesitarán para el desarrollo de la práctica serán:

- Placa calefactora y una superficie refractaria.
- Probeta de 250 cm³.
- Termómetro de 0 a 100°C.
- Vaso de precipitados de 250 cm³.
- 5 g de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado (sal de Rochelle, 2,3-dihidroxibutanodioato de potasio y sodio, KNaC₄H₄O₆·4H₂O).
- 0,2 g cloruro de cobalto (II) hexahidratado (CoCl₂·6H₂O).
- 20 cm³ de peróxido de hidrógeno, H₂O₂ (aq) de 20 volúmenes (aproximadamente del 6%).
- 65 cm³ de agua desionizada.
- Aproximadamente 200 cm³ de hielo picado (opcional).

2.6. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

Antes del experimento:

Es necesario preparar dos disoluciones una de 0,2 g de cloruro de cobalto (II) en 5 cm³ y otra en un vaso de precipitados de 250 cm³ de 5 g de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado en 60 cm³ de agua desionizada.

Experimento:

Añadir 20 cm³ a de peróxido de hidrógeno a la disolución que se ha preparado anteriormente de tartrato de sodio y potasio tetrahidratado y caliente la mezcla aproximadamente a 75 °C. Se observará una lenta aparición de un gas que indica que la reacción se está produciendo.



Ahora añadir la disolución de cloruro de cobalto (II) a la mezcla anterior. Casi inmediatamente la disolución rosa se vuelve verde y después de unos segundos comenzará a salir con fuerza un gas y la espuma que forma emergerá casi por encima del vaso de precipitados. Después de aproximadamente 30 segundos, la espuma disminuye y vuelve el color rosa de la sal de cobalto.

2.7. CUESTIONES.

1. ¿Qué se conoce como complejo activado? ¿Cuándo se forman?

Se trata de una asociación transitoria de moléculas muy inestable en la que se están formando los nuevos enlaces y debilitándose los antiguos.

Se forma cuando las moléculas de reactivo chocan de forma eficaz y en dicho estado se acumula la energía de las moléculas que chocan.

2. ¿Qué colores se observan durante el desarrollo de la reacción y a que se deben estos colores?

Los colores que se observan durante la reacción se deben al catalizador, inicialmente los iones cobalto (II) de color rosa, se oxida primero a cobalto (III) de color verde (formando el complejo activado con los iones tartrato) y luego se reducen otra vez a cobalto (II), devolviendo el color rosa inicial a la disolución.

3. Define el concepto energía de activación e indica que ocurre cuando a la reacción se le añade un catalizador con respecto a este concepto.

Se define como la mínima energía que deben tener las moléculas que chocan con la orientación adecuada para formar el complejo activado y que la reacción continúe hacia los productos.

La presencia del catalizador disminuye la energía de activación de la reacción.

4. ¿Es posible que una reacción endotérmica y otra exotérmica tengan la misma energía de activación?

Si es posible, ya que, una reacción puede ser endotérmica ($\Delta H > 0$) o exotérmica ($\Delta H < 0$) en función de la diferencia energética entre los reactivos y productos, y la energía de activación es la diferencia energética entre los reactivos y el complejo activado.



2.8. ACLARACIONES.

Durante la realización de la práctica se podrían tener en cuenta los siguientes aspectos:

- Se puede "atrapar" el complejo activado verde si se retira una muestra de la disolución verde con la ayuda de una pipeta y se transfiere a un recipiente refrigerado con hielo picado. La disolución permanecerá de color verde durante algún tiempo.
- Si considera que la reacción va demasiado rápida para que se observe con claridad, se puede llevar a cabo a una temperatura más baja, aunque esto hará más difícil ver la evolución del CO₂, antes de añadir el catalizador.
- Esta reacción se puede convertir en una reacción oscilante si inicialmente se utiliza una cantidad mayor de tartrato y cuando se produce el cambio de color se añade más agua oxigenada.

2.9. PRESUPUESTO.

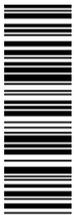
A la vista del material necesario para realizar la experiencia que se ha enumerado en la sección 2.5, en la **Tabla 6** se recoge el presupuesto aproximado.

<i>Producto</i>	<i>Precio</i>
Placa calefactora	229,00 €
Probeta de 250 cm³	7,78 € (x5)
Vaso de precipitados de 250 cm³ (12 unidades)	8,90 €
Termómetro de -20 a 110°C (12 unidades)	43,46 €
Tartrato de sodio y potasio tetrahidratado (500 g)	19,28 €
Cloruro de cobalto (II) hexahidratado (250 g)	42,43 €
Peróxido de hidrógeno (1 L)	7,74 €
Agua desionizada (5 L)	7,65 €
TOTAL	397,36 €

Tabla 6. Presupuesto para la realización de la práctica 2.



A pesar de que este presupuesto puede parecer excesivo, se ha considerado la compra de una placa calefactora para uso común en el laboratorio, para rebajar este precio se puede comprar un mechero Bunsen con un trípode donde apoyar el vaso de precipitados.



3. DESPLAZAMIENTO DEL EQUILIBRIO.

3.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

La experiencia que se propone a continuación encaja en el tercer bloque “*Reacciones químicas*”, donde se va a poder comprobar de forma empírica conocimientos referidos al *equilibrio químico* y, por tanto, a la *ley de acción de masas*. Concretamente, se trata de comprobar de forma experimental los diferentes *factores que afectan al estado de equilibrio*: *Principio de Le Châtelier*.

Siguiendo la estructura que tradicionalmente sigue el temario de esta asignatura, se engloba dentro del tema denominado “Equilibrio químico”, de esta forma los alumnos entenderán de forma más sencilla los conceptos que en este tema se abordan.

3.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Aplicar el principio de Le Châtelier teniendo en cuenta el efecto de la temperatura prediciendo la evolución del sistema.
- Aplicar el principio de Le Châtelier teniendo en cuenta el efecto de la presión y el volumen prediciendo la evolución del sistema.

3.3. TEMPORALIZACIÓN.

El desarrollo de la práctica se plantea en apenas 30 minutos de una sesión de 50 minutos. En la **Tabla 7** se analiza una posible distribución temporal de los contenidos implicados.

Tiempo estimado	Actividad
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada durante las sesiones previas.
5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica. Se realizarán preguntas para que los alumnos puedan responder y activar sus conocimientos previos.



15 minutos	Presentación de los materiales y reactivos que se van a utilizar, y posterior desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

Tabla 7. Descripción temporal de la actividad 3.

3.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Se dice que un sistema se encuentra en estado de equilibrio químico cuando su composición no varía con respecto al tiempo. Si estas sustancias que forman el sistema surgen como consecuencia de una reacción química, en el estado de equilibrio hay una cierta cantidad de cada uno de los reactivos y de los productos.

Una de las principales características del equilibrio químico es reversible, es decir, se puede alcanzar este estado partiendo de los reactivos o de los productos.

En este caso, vamos a estudiar el equilibrio entre el dióxido de nitrógeno, marrón, y de tetróxido de dinitrógeno, incoloro.



Esquema 2. Equilibrio objeto de estudio en la práctica 3.

Para la obtención del dióxido de nitrógeno que produzca este equilibrio, partimos de ácido nítrico y cobre según se muestra en el **Esquema 3**.



Esquema 3. Obtención de dióxido de nitrógeno a partir de ácido nítrico y cobre.

El principio de Le Châtelier indica que cuando un sistema en equilibrio sufre una alteración (se añade o retira algún producto o reactivo del medio, se varía su temperatura, su presión o el volumen del recipiente), el sistema evolucionará y, por tanto, dejará de estar en ese estado.

Este nuevo estado se caracteriza por tener una composición diferente, ya que el equilibrio se ha desplazado en un sentido u otro. La transformación que experimenta el sistema y, en consecuencia, las características del nuevo estado de equilibrio dependen de la alteración que haya tenido lugar. Concretamente se van a estudiar las siguientes modificaciones:



- **Variación de la temperatura:** Una vez alcanzado el equilibrio si se aumenta la temperatura, el sistema se opone a ese aumento de energía calorífica desplazándose en el sentido que absorba calor, es decir, hacia el sentido que marca la reacción endotérmica. Si se disminuye la temperatura, el equilibrio en este caso se desplazará en el sentido contrario, el exotérmico.
- **Variación de la presión y del volumen:** Esta modificación solo influye cuando en el equilibrio intervienen especies en estado gaseoso y hay variación en el número de moles entre los reactivos y los productos. Si aumenta la presión o se disminuye el volumen total de la mezcla, el sistema evolucionará intentando disminuirla y, por tanto, se desplazará hacia el lado que tenga menos moles de sustancias en estado gaseoso.

3.5. MATERIAL.

Para el desarrollo de la práctica serán necesarios los siguientes materiales:

- Jeringa de vidrio de 100 cm³.
- 3 tubos de ensayo.
- 2 vasos de precipitados.
- Tapón para tubos de ensayo.
- Cobre.
- Ácido Nítrico 65%.

3.6. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

Obtención del NO₂:

Preparamos tres tubos de ensayo, en cada uno de ellos añadimos 1 g de las virutas de cobre y 5 cm³ ácido nítrico, rápidamente se tapan los tubos con un tapón, para que no escape el gas que se genera. El cobre reacciona con el ácido nítrico formando dióxido de nitrógeno (NO₂), un gas pardo-rojizo, y una disolución verdosa de nitrato de cobre (II).

Uno de los tubos, presenta un orificio en el tapón que se conecta a través de un tubo de plástico con una jeringa.

Efecto de la temperatura sobre el equilibrio:



- Colocar uno de los dos tubos de ensayo que está cerrado con un tapón, dentro de un vaso de precipitados que previamente se ha llenado con agua caliente. Se observa que el gas de interior tiene un color marrón mucho más intenso.
- El otro de tubos de ensayo que está tapado se coloca en otro vaso de precipitados que en este caso se encuentre lleno de agua con hielo, en este caso el gas del interior se vuelve más claro, llegando a ser incoloro si se le deja tiempo suficiente.
- Cuando cada uno de los tubos tiene la coloración indicada, introduce cada uno de ellos en el vaso de precipitados contrario y cambiará la coloración de nuevo.

Efecto de la presión y el volumen sobre el equilibrio:

- Tomar el tubo que se encuentra unido a la jeringa. Se desconecta la jeringa del tubo de plástico y se tapa rápidamente la boca con un tapón.
- Presionar con cuidado el émbolo de la jeringa tanto como sea posible. El color de la mezcla de gases se volverá más pálido.
- Aflojar el émbolo y se producirá un cambio de color, tomando el interior de la jeringa una tonalidad parda.

3.7. CUESTIONES.

1. Ajustar la reacción de obtención del NO₂, descrita en la explicación teórica.



2. Indica como afecta la variación de la temperatura al desplazamiento del equilibrio



Aumento de la temperatura: Sabemos que un aumento de la temperatura favorece la reacción endotérmica, al ser la reacción directa exotérmica, la inversa es endotérmica, por lo que el equilibrio se desplaza hacia la izquierda aumentando la producción de NO₂, observándose que el gas de interior tiene un color marrón mucho más intenso, característico del dióxido de nitrógeno.

Disminución de la temperatura: Al disminuir la temperatura el sistema se opone produciendo la reacción que libera calor, la exotérmica, en este caso la reacción directa, la exotérmica aumentando la producción de N₂O₄ y se observa que el gas del interior se vuelve más claro.



3. Indica como afecta la variación de la presión o el volumen al desplazamiento del equilibrio $2 \text{NO}_2 (\text{g}) \rightleftharpoons \text{N}_2\text{O}_4 (\text{g})$.

Aumento de la presión en el interior, o disminución del volumen: Se observa un cambio de color, pasando el interior a tomar una tonalidad más clara. Esto se debe a que el equilibrio se desplaza hacia el lado que tenga menos moles de sustancias en estado gaseoso, en este caso el N_2O_4 .

Disminución de la presión en el interior, o aumento del volumen: Se observa también un cambio de color, pasando el interior a tomar una tonalidad más oscura. Ya que el equilibrio se desplaza hacia el lado que tenga mayor número de moles de sustancias en estado gaseoso, en este caso el NO_2 .

4. Dado el siguiente equilibrio en el que todas las especies químicas son gaseosas:



explica cómo influyen sobre el desplazamiento del equilibrio un aumento de la concentración de NO_2 .

Si se añade NO_2 al equilibrio, se incrementará su concentración y el sistema evolucionará hacia la derecha para volver a recuperar el equilibrio. Por tanto, aumenta la concentración del N_2O_4 .

3.8. ACLARACIONES.

A lo largo de la realización del experimento se aconseja tener en cuenta los siguientes elementos:

- Que el aula o laboratorio donde se realiza la experiencia se encuentre bien ventilada en todo momento.
- Para las diferentes demostraciones se recomienda un fondo blanco para poder observar mejor el cambio de color.
- Podría ser necesaria un cuarto tubo de ensayo con gas que actúe a modo de muestra de control.



- Probablemente, durante la práctica, sería mejor hacer que la clase pronostique el resultado antes de que vean la demostración, a fin de que conozcan lo que van a observar.

3.9. PRESUPUESTO.

En la **Tabla 8** se recoge el presupuesto del material necesario para poder llevar a cabo la práctica según se ha enumerado en la sección 3.5.

Producto	Precio
Jeringa de vidrio de 100 cm³	29.90 € (x12)
Tubos de ensayo (250 unidades)	9,65 €
Vaso de precipitados (12 unidades)	8,90 € (x2)
Tapón para tubos de ensayo (500 unidades)	10,00 €
Cobre (100 g)	23,40 €
Ácido Nítrico (1 L)	9,58 €
TOTAL	419,23 €

Tabla 8. Presupuesto para la realización de la práctica 3.

Este presupuesto puede parecer excesivo, pero en él se incluye la compra de 12 jeringas que tienen un precio elevado. Para poder reducir el presupuesto se podría organizar la práctica entre los alumnos de tal forma que mientras que unos grupos realizan la parte en la que se comprueban los efectos de la temperatura otros trabajan los efectos de la presión, y de esta forma se necesitarían la mitad de ellas.



4. FANTASMA ENCERRADO, REACCIÓN ÁCIDO-BASE.

4.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

En esta experiencia que se describe a continuación se encuentra recogida dentro de los contenidos que se tratan en el tercer bloque “*Reacciones químicas*”, concretamente va a permitir que los alumnos puedan abordar de forma empírica conceptos relacionados con los *equilibrios ácido-base* y los *conceptos de ácido-base*, así como las diferentes *propiedades generales de ácidos y bases*.

La clasificación temática de los diferentes contenidos que se abordan en esta experiencia se encuentra dentro del tema denominado “Reacciones ácido-base”.

4.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Identificar como ácidos o bases diferentes sustancias.
- Comprobar de forma experimental la reacción entre un ácido y una base.
- Constatar la difusión de los gases en el interior de un tubo.

4.3. TEMPORALIZACIÓN.

Esta experiencia puede desarrollarse en la mitad de una sesión de 50 minutos de las típicas que se abordan en 2º Bachillerato. Una posible distribución temporal se recoge en la **Tabla 9**.

Tiempo estimado	Actividad
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada durante las sesiones previas.
5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica, para lo cual se realizarán preguntas que permitan a los alumnos responder y, de esta forma activar sus



	conocimientos previos.
10 minutos	Presentación de los materiales y reactivos que se van a utilizar y Desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

Tabla 9. Descripción temporal de la actividad 1.

4.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Según la teoría de Arrhenius, los ácidos son sustancias que desprenden protones al disolverse en agua; pero las moléculas de agua son capaces de captar esos protones impidiendo que existan de forma aislada, es decir, se produce una transferencia de protones desde la molécula de ácido a las moléculas del disolvente.

La idea que se describe sirvió a Johannes Nicolaus Brønsted y a Thomas Martin Lowry para definir en 1923, de forma independiente, una teoría sobre los ácidos y las bases:

- Un ácido es toda sustancia capaz de ceder protones (H⁺).
- Una base es toda sustancia capaz de captar protones (H⁺).
- Las reacciones de neutralización se basan en la transferencia de un protón desde un ácido a una base.

Por tanto, según lo que describen Brønsted y Lowry, para que tenga lugar una reacción ácido-base, basta con que exista una sustancia capaz de ceder protones y otra capaz de aceptarlos. Esto implica que las sustancias pueden ser cuales quiera y no es necesario que la reacción tenga lugar en un medio acuoso, en el caso que vamos a estudiar se va a producir una reacción en fase gaseosa, como se puede observar en el **Esquema 4**.



Esquema 4. Reacción objeto de estudio durante el desarrollo de la práctica.

4.5. MATERIAL.

Los materiales que los alumnos necesitarán para el desarrollo de la práctica serán:

- Tubo de vidrio de 50 cm de longitud y aproximadamente 2 cm de diámetro interior.



- Algodón hidrofílico.
- Ácido clorhídrico (1L).
- Amoníaco (1L).
- Papel indicador de pH en rollo.

4.6. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

- Primeramente, colocar en el interior del tubo una tira mojada de papel de indicador a lo largo de la longitud del mismo. Anota los colores que vaya tomando el papel indicador durante el transcurso de la reacción.
- Abrir las botellas de amoníaco y de ácido clorhídrico, con cuidado de no oler el contenido directamente. Coger dos bolas de algodón hidrófilo que encajen bien dentro de los extremos del tubo de vidrio.
- Colocar una de las bolas sobre la boca de la botella de amoníaco e invierta la botella hasta que un poco de amoníaco moje el algodón hidrófilo pero que no empape toda la bola de algodón. Colocar la parte húmeda del algodón dentro de uno de los extremos del tubo de vidrio.
- Rápidamente repetir el procedimiento con la segunda bola de algodón, pero utilizando ácido clorhídrico y colocándolo en el otro extremo del tubo de vidrio.
- Después de alrededor de 1 minuto se formará un anillo blanco de cloruro de amonio sólido en el tubo. Este anillo estará más cerca del extremo del tubo donde se colocó el ácido clorhídrico.

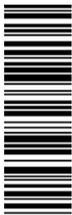
4.7. CUESTIONES.

1. ¿Qué es el anillo blanco que se forma en el interior del tubo?

Se trata de cloruro de amonio que surge como producto de la reacción de neutralización entre el ácido clorhídrico y el amoníaco.

2. ¿Por qué el anillo que se forma en el tubo aparece más cerca del extremo donde se colocó el ácido clorhídrico?

Porque la masa de las moléculas de cloruro de hidrógeno es aproximadamente dos veces superior a la de las moléculas de amoníaco y, por lo tanto, difunden más



lentamente, ya que la velocidad de difusión es inversamente proporcional a la raíz cuadrada de la masa molecular relativa del gas.

3. Deduce a partir de los colores del papel indicador el pH de las diferentes regiones del tubo.

Zona próxima al NH_3 : pH básico.

Zona próxima al HCl : pH ácido.

4. ¿Qué pH tendrá una disolución formada al disolver en agua el NH_4Cl ?

Si se analiza la posibilidad de que cada uno de los iones presente reacción a hidrólisis:

El Cl^- es una base muy débil por proceder de un ácido fuerte el HCl y, por tanto, no reacciona con el agua.

EL NH_4^+ al proceder de una base débil, el amoníaco, es un ácido débil, pero más fuerte que al agua, y reacciona con ella (que se comportará como base) liberando H_3O^+ , por lo que la disolución tendrá carácter ácido.

4.8. ACLARACIONES.

Antes de realizar la práctica sería conveniente que el profesor responsable haya preparado los diferentes materiales necesarios durante el experimento y que tenga presente donde se encuentran los extintores o posibles métodos de extinción de incendios que se pueden causar debido al riesgo que se corre al trabajar con sustancias inflamables.

Conviene tener en cuenta durante la realización del experimento los siguientes aspectos:

- El aula o laboratorio donde se realiza la experiencia se encuentre bien ventilada en todo momento.
- Se podrían tapar los extremos del tubo después de insertar el algodón, para evitar la salida de vapores.
- Hay que asegurarse que el tubo de vidrio está limpio y seco en el interior. Puede secarlo empujando una bola de algodón hidrófilo impregnada en acetona a través de él y dejándola dentro del tubo durante algunos minutos.



- Se podría explicar a los alumnos que el propósito del tubo es eliminar corrientes de aire y ver si las moléculas pueden moverse por ellas mismas, evitando así posibles choques con las moléculas de aire.

4.9. PRESUPUESTO.

Con los materiales que se ha enumerado en la sección 4.5 en la **Tabla 10** se recoge el presupuesto necesario para poder realizar la práctica.

<i>Producto</i>	<i>Precio</i>
Ácido clorhídrico (1L)	4,32 €
Amoniaco (1L)	5,34 €
Papel indicador de pH en rollo	6,82 €
TOTAL	16,48 €

Tabla 10. Presupuesto para la realización de la práctica 4.

Este es uno de los experimentos más económicos y visuales que se pueden encontrar, ya que los materiales necesarios no son abundantes y su precio es muy económico.





5. LOS COLORES DEL VANADIO.

5.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

En primer lugar, la experiencia que se detalla más se puede contextualizar en el tercer bloque “*Reacciones químicas*”, y va a permitir que los alumnos comprendan ideas clave como son el *concepto de oxidación-reducción*, saber identificar a las sustancias *oxidantes* y *reductoras*, y saber determinar el *número de oxidación* de un elemento químico, así como saber alguna de las propiedades asociadas a estos.

Por otro lado, el tema denominado “Reacciones de Oxidación-Reducción” es donde habitualmente se abordan los conceptos que durante el desarrollo de la experiencia se abordan.

5.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Distinguir los diferentes estados de oxidación más frecuentes que presenta el vanadio.
- Identificar las reacciones de oxidación-reducción, así como las características necesarias para que se produzcan.

5.3. TEMPORALIZACIÓN.

La actividad propuesta es adecuada para su realización durante la mitad de una sesión de 50 minutos del correspondiente grupo de 2º Bachillerato. Para el desarrollo de la experiencia se ha propuesto una distribución temporal en la **Tabla 11**.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Actividad</i>
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada durante las sesiones previas.



5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica, en la que se pueden realizar preguntas a los alumnos y así activar sus conocimientos previos.
10 minutos	Presentación de los materiales y Desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

Tabla 11. Descripción temporal de la experiencia 5.

5.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Los conceptos de oxidación y reducción se pueden definir simplemente viendo si una determinada especie química gana o pierde electrones, es decir si varía su estado de oxidación

Por un lado, una sustancia se reduce cuando sufre un proceso en el que disminuye su estado de oxidación y, para ello, debe ganar electrones; estos electrones tienen que ser aportados por otra sustancia, que, al perderlos, experimenta un aumento de su estado de oxidación y se oxida.

Por tanto, parece evidente que en una misma reacción se deben producir los dos procesos simultáneamente, una sustancia perderá los electrones y se oxidará y otra ganará los electrones y se reducirá.

En esta experiencia se va a trabajar con el vanadio, un metal de transición que puede formar iones con distintos estados de oxidación. En solución acuosa, cada uno de estos iones tiene un color diferente que se recogen en la **Tabla 12**.

<i>Ion</i>	<i>Color</i>
V⁵⁺ (VO₂⁺)	Amarillo
V⁴⁺ (VO²⁺)	Azul
V³⁺	Verde
V²⁺	Morado

Tabla 12. Especies de vanadio en disolución acuosa.

Cada una de las reacciones que se van a producir dependen de los potenciales de reducción que se recogen en la **Tabla 13**.



Par rédox ϵ^0 (V)

V⁵⁺ / V⁴⁺	1,00
V⁴⁺ / V³⁺	0,34
V³⁺ / V²⁺	-0,26
V²⁺ / V⁰	-1.13
Zn²⁺ / Zn⁰	-0,77
H⁺ / H₂	0,00

Tabla 13. Potenciales de reducción implicados en la experiencia

5.5. MATERIAL.

Los materiales que los alumnos necesitarán para el desarrollo de la práctica serán:

- Metavanadato de amonio.
- Cinc metálico en polvo.
- Disolución de permanganato potásico 0,01 M.
- 4 tubos de ensayo.
- Probeta de 10 mL.
- Embudo.
- Papel filtro.
- Espátula.

5.6. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

- Preparar una disolución de metavanadato de amonio disolviendo 0,6 g en 45 cm³ de una disolución de ácido sulfúrico 1 M y completando hasta 50 cm³ con agua.
- Se coloca en un tubo de ensayo 2 mL de disolución de NH₄VO₃. Etiquetar este tubo con la especie que contiene y anotar su color.



- Por otro lado, colocar en otro tubo de ensayo 10 mL de disolución de NH_4VO_3 . Agregar 0,5 g de cinc metálico en polvo al tubo de reacción y dejar que comience la reacción.
- Al cambiar el color a azul, separar 3 mL de la solución (evitando que caiga cinc en polvo) en otro tubo de ensayo, y etiquetar con la especie que se formó.
- Cuando la solución en el tubo de reacción haya cambiado a verde, separar 3mL de la solución (sin cinc en polvo) en otro tubo de ensayo y etiquetarlo con la especie que se formó.
- Cuando la solución en el tubo de reacción haya tomado color morado, etiquetarlo con la especie que se formó y filtrar el exceso de cinc metálico.
- Añadir, gota a gota, disolución de KMnO_4 , 0,01 M a cada uno de los cuatro tubos y anotar los colores a los que se cambian.

5.7. CUESTIONES.

1. ¿Cuál es la concentración molar de la disolución de NH_4VO_3 que se prepara?

$$0,6 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{117 \text{ g}} = 0.005 \text{ mol}$$

$$M = \frac{n \text{ soluto}}{V \text{ (L) disolución}} = \frac{0.005 \text{ mol}}{0.005 \text{ L}} = 1 \text{ M}$$

2. Indica los diferentes cambios de color que se observan y las especies a las que se corresponden.

Amarillo → *Azul* → *Verde* → *Morado*



3. Escribe las reacciones que sufre el vanadio hasta la adición del permanganato de potasio. Calcula los potenciales de correspondientes a las reacciones descritas.



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{reducción}} - \varepsilon_{\text{oxidación}} = 1,00 + 0,77 = 1,77 \text{ V}$$



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{reducción}} - \varepsilon_{\text{oxidación}} = 0,34 + 0,77 = 1,11 \text{ V}$$



$$\varepsilon = \varepsilon_{\text{reducción}} - \varepsilon_{\text{oxidación}} = -0,26 + 0,77 = 0,51 \text{ V}$$

4. Responda las siguientes cuestiones.

a) ¿A qué se debe el burbujeo observado durante la reacción?

Al desprendimiento de H_2 que se genera debido a la reducción de los protones presentes en el medio, que reaccionan con el cinc según la reacción:



b) ¿Por qué todas las disoluciones presentan tonalidad amarilla tras añadir el $KMnO_4$?

Se produce la oxidación de los estados V^{2+} , V^{3+} y V^{4+} del vanadio a V^{5+} inicial.

5.8. ACLARACIONES.

Durante la realización de la práctica se podría tener en cuenta que, si se desea observar mejor el color de cada etapa de la reacción y comparar cada uno de los colores, se podría decantar parte de la disolución de cada etapa de color, filtrarla para eliminar el zinc y para que se pare la reacción, y colocarla en una cápsula Petri.

5.9. PRESUPUESTO.

Tras enumerar en la sección 5.5 el material necesario para poder llevar a cabo la práctica en la **Tabla 14** se recoge el presupuesto de dicho material.

<i>Producto</i>	<i>Precio</i>
Tubos de ensayo (250 unidades)	9,65 €
Probeta de 10 mL (2 unidades)	7,91 € (x12)
Embudo (12 unidades)	12,00 €
Filtro (100 unidades)	14,03 €



Espátula (5 unidades)	5,00 € (x5)
Metavanadato de amonio (100 g)	68,31€
Cinc metálico en polvo (100 g)	16,10 €
Permanganato de potasio (500 g)	11,04 €
TOTAL	251,05 €

Tabla 14. Presupuesto para la realización de la práctica 5.

El presupuesto que se propone se podría reducir bastante si en el centro se dispone de material que se pueda utilizar, o si los grupos de alumnos comparten material como las probetas, embudos o espátulas.





6. EL HILO INVISIBLE, SÍNTESIS DE UN POLÍMERO.

6.1. CONTEXTUALIZACIÓN.

El marco en el que se puede encontrar el experimento que se describe en este apartado es el cuarto bloque “*Síntesis orgánica y nuevos materiales*”, justamente va a permitir a los alumnos constatar conceptos como son las *funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas*, además va a poder comprobar de forma empírica conocimientos como son *los diferentes tipos de reacciones orgánicas*, concretamente *las reacciones de polimerización* y como es lógico contenidos relacionados con los *polímeros de origen sintético*.

Por otro lado, los contenidos que se han mencionado anteriormente se abordan tradicionalmente en el tema denominado “Química orgánica”.

6.2. OBJETIVOS.

De acuerdo con lo establecido en la ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo por la que se establece el currículo y se regula el desarrollo del Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León, se enumeran los objetivos curriculares centrados en los contenidos teóricos que con este experimento pueden abordarse:

- Sintetizar un polímero con gran importancia industrialmente.
- Identificar los grupos funcionales que presenta cada uno de los reactivos.
- Determinar la reacción de síntesis, así como del producto obtenido y sus características.

6.3. TEMPORALIZACIÓN.

Al igual que la mayoría de las experiencias descritas en esta memoria se puede desarrollar durante la mitad de sesión de 50 minutos de las correspondientes a 2º Bachillerato. En la **Tabla 15** se analiza una posible distribución temporal de la experiencia.

<i>Tiempo estimado</i>	<i>Actividad</i>
5 minutos	Contextualización de la práctica dentro de la teoría explicada



	durante las sesiones previas.
5 minutos	Explicación teórica de la experiencia que se va a llevar a cabo durante la práctica, para lo cual se realizarán preguntas que permitan a los alumnos responder y, de esta forma activar sus conocimientos previos.
10 minutos	Presentación de los materiales y reactivos que se van a utilizar y Desarrollo de la práctica.
5 minutos	Resolución de cuestiones o dudas que puedan surgir a los alumnos.

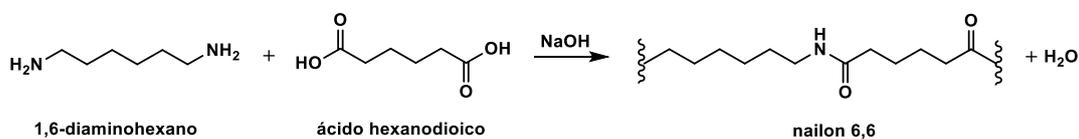
Tabla 15. Descripción temporal de la actividad 6.

6.4. EXPLICACIÓN TEÓRICA.

Los polímeros son macromoléculas de elevada masa molar que se forma por la unión de numerosas moléculas pequeñas que se denominan monómeros. Estas sustancias se pueden clasificar atendiendo a distintos criterios como son su origen, su composición química o el mecanismo de polimerización.

Concretamente en esta práctica se va a realizar la síntesis del nailon, en el cual los monómeros se unen mediante una reacción de condensación en la que se libera una molécula de pequeña masa molecular, como es el H₂O y formando una poliamida.

Para formar una cadena, cada monómero debe tener dos grupos funcionales, concretamente se produce la reacción entre una diamina de 6 átomos de carbono y un diácido de distinto número de átomos de carbono (6, 8 o 10) como puede verse en el **Esquema 5**.



Esquema 5. Reacción de síntesis del nailon 6,6.

Este polímero lineal es idóneo para ser tratado como una fibra textil elástica, ya que su textura permite utilizarlo como sustituto de la seda, debido a que es mucho más barato y resistente que esta. Además, debido a esta propiedad también lo hace adecuado para fabricar cuerdas. Una de las características que le permite usarse como fibra textil es que se puede teñir.



En la reacción que se va a llevar a cabo se va a producir de tal forma que la diamina se disuelve en agua y el dihaluro en ciclohexano (derivado del diácido). Como ambas disoluciones son inmiscibles, la polimerización se producirá únicamente en la interfase (zona de contacto) de los dos líquidos.

6.5. MATERIAL.

Los materiales que los alumnos necesitarán para el desarrollo de la práctica serán:

- 2 pipetas de 10 ml.
- Dos vasos de precipitados de 50 ml y otro de 250 ml.
- Pipeta Pasteur.
- Pipeteador.
- Varilla de vidrio.
- Papel secante.
- Disolución de 1,6-hexano diamina en agua (5% de riqueza en peso y densidad 1g/cm^3).
- Disolución de hidróxido sódico (20% de riqueza en peso).
- Disolución de cloruro de sebacoilo en ciclohexano (9% en peso y densidad $0,78\text{ g/cm}^3$).

6.6. DESARROLLO EXPERIMENTAL.

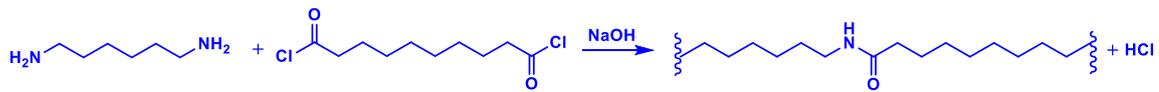
- Con ayuda de una pipeta se miden 10 mL de la disolución de 1,6-diaminohexano y se agregan en el vaso de 50 mL.
- Añadir 10 gotas de la disolución de NaOH al vaso de precipitados que contiene la disolución de 1,6-diaminohexano.
- Con otra pipeta, se miden 10 mL de la disolución de cloruro de sebacoilo y se dejan caer muy lentamente sobre la disolución de 1,6-diaminohexano que se encuentra en el vaso (se puede apoyar la punta de la pipeta sobre la pared interior del vaso y dejar caer su contenido).



- Cuando se forme una película turbia en la interfase entre ambos líquidos, se levanta con unas pinzas o con la punta de la varilla y se enrosca en ella. Seguir dando vueltas despacio, pero sin detenerte, sobre ella el hilo de nylon que se va formando. No tocar el nylon con las manos, ni tampoco las disoluciones.
- Trascurrido un tiempo sacando el hilo de la disolución, se coloca el hilo de nylon dentro del vaso de precipitados de 250 ml y se añade agua destilada para lavarlo.
- Cuando esté lavado, se coloca sobre papel secante para que absorba la humedad. presionando con la mano para eliminar la mayoría del agua.
- Tras esto se debe dejar sobre el vidrio de reloj a fin de que termine de secarse.
- **No tirar nada de nylon ni de las disoluciones por el fregadero.**

6.7. CUESTIONES.

1. Escribe la reacción que tiene lugar.



2. Clasifica el polímero según su origen, composición y estructura.

Se trata de un polímero artificial que se forma por la condensación de dos moléculas diferentes. Es un polímero lineal ya que los monómeros solo se pueden unir por dos sitios.

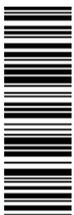
3. Una de las características peculiares del nylon es su resistencia a la tracción, ¿a qué se debe esta propiedad?

Se debe a las fuertes interacciones que se producen entre las cadenas del polímero ocasionadas por los enlaces de hidrógeno que se establecen entre el átomo de hidrógeno unido al nitrógeno de una cadena con el oxígeno del grupo carbonilo de otra cadena adyacente.

4. Si la masa molecular del nylon 6,10 es de 42360 g/mol, ¿cuántas unidades de repetición contiene la molécula?

La masa molecular de cada unidad que se repite es:

$$Mm (C_{16}H_{30}O_2N_2) = 282.4 \text{ g/mol}$$



Para calcular el número de unidades que existen, se utiliza un factor de conversión:

$$42360 \text{ g/mol} \cdot \frac{1 \text{ unidad}}{282.4 \text{ g/mol}} = 150 \text{ unidades}$$

6.8. ACLARACIONES.

A la hora de llevar a cabo esta práctica se pueden tener en cuenta las siguientes cuestiones:

- Para ahorrar tiempo durante el desarrollo de la práctica, se pueden tener las disoluciones necesarias ya preparadas previamente.
- Se deben usar dos pipetas distintas, una para la disolución de hexametildiamina y otra para la de cloruro de sebacoilo.
- Se debe utilizar acetona para lavar la pipeta con que se mide la disolución de cloruro de sebacoilo, ya que el ciclohexano no es soluble en agua.
- El nailon que se obtiene de esta forma es de color blanco. Si se quiere teñir, se puede añadir 1 mL de algún colorante como el verde de bromocresol después de añadir el NaOH.

6.9. PRESUPUESTO.

De los elementos que se han enumerado en la sección 6.5 que son necesarios para poder llevar a cabo la práctica, en la **Tabla 16** se recoge el presupuesto del material.

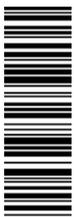
<i>Producto</i>	<i>Precio</i>
Pipeta de 10 ml (5 unidades)	6,94 € (x5)
Varilla de vidrio (5 unidades)	2,58 € (x5)
Vaso de precipitados de 50 ml (12 unidades)	4,70 € (x2)
Vaso de precipitados de 250 ml (12 unidades)	8,50 € (x2)
Pipeta Pasteur (500 unidades)	8,85 €
1,6-hexanodiamina (100 g)	18,80 €



Cloruro de sebacoilo (25 g)	28,80 €
Hidróxido de sodio (500 g)	32,30 €
Ciclohexano (1 L)	8,39 €
TOTAL	171,14 €

Tabla 16. Presupuesto para la realización de la práctica 6.

El presupuesto de esta experiencia puede rebajarse si se tiene en cuenta que hay material que ha sido comprado en experiencias anteriores, como son los vasos de precipitados o las varillas de vidrio, lo que permite que esta experiencia sea asequible y posible su realización.





7. SESIÓN DIVULGATIVA.

Tras finalizar el temario y realizar todas las experiencias prácticas propuestas, se pedirá a los alumnos de segundo de Bachillerato que participen en la realización de los experimentos de nuevo, pero esta vez ante sus compañeros de cursos inferiores adaptando el nivel de los mismos a los diferentes cursos.

Se dispondrá de seis puestos en el laboratorio y en cada uno de ellos habrá un grupo de alumnos realizando cada una práctica descritas anteriormente. Los alumnos más pequeños irán rotando por cada uno de ellos y se les explicará lo que está sucediendo.

Esta propuesta se realizará en horario lectivo, pero no en una sesión de la asignatura Física y Química, si no en el recreo o en alguna sesión que los alumnos tengan libre. Además, el profesor encargado siempre debe estar presente y contestar a las preguntas que puedan surgir y que los alumnos de segundo de Bachillerato no sepan contestar.

Hay que destacar que esta propuesta no debe sustituir nunca a las prácticas de laboratorio del curso correspondiente, aunque pueden resultar atractivas hacia los alumnos ya que son asombrosas para ellos y no sería conveniente que las realizaran ya que el experimento requiere una destreza química que está más allá de sus conocimientos o puede resultar peligrosas en manos inexpertas.



ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

Durante el desarrollo de sus actividades, el profesor encontrará inevitablemente diversidad en el aula, tanto en lo que se refiere a capacidades como a intereses. Resulta imprescindible la detección e identificación de las necesidades educativas del alumnado para que de esta forma se puedan adoptar las medidas educativas más adecuadas con las que se facilite el desarrollo integral del alumno e impulsar situaciones de éxito educativo.

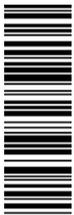
Aunque esta propuesta está dirigida también a estudiantes de ESO, se va a centrar el análisis de la diversidad en los alumnos de segundo de Bachillerato que es donde se van a evaluar los contenidos trabajados.

Pese a que los estudios de Bachillerato son de carácter optativo y, además, se permite a los propios estudiantes la elección de modalidades y asignaturas, el nivel de conocimientos, motivación, intereses, capacidades y estilos de aprendizaje de cada uno de ellos es diferente. Por tanto, es necesario detectar la situación en la que se encuentran los alumnos, con el fin de alcanzar los objetivos propuestos a la vez que se intentan atender las diferentes necesidades que cada uno pueda necesitar.

De este modo, conociendo el nivel de partida, se podrá saber qué alumnos requieren de una serie de conocimientos previos a la propuesta para que puedan abarcarla sin dificultades. O bien, si la propia propuesta se trata de una medida de atención a la diversidad, es decir, si sirve como herramienta para facilitar la comprensión de los contenidos y de esta forma, lograr los objetivos planteados atendiendo a las diferentes necesidades.

Del mismo modo, se podrá saber también qué alumnos dominan ciertos aspectos del contenido, ya sea porque han sido trabajados antes o porque a través de su curiosidad y capacidad han llegado a ellos. Para que el aprendizaje pueda seguir adelante con estos estudiantes se podrán emplear actividades de ampliación basadas en las experiencias que se han realizado, teniendo en cuenta las características del grupo o de los alumnos desde una perspectiva diferente de modo que constituyan un complemento más en el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Por tanto, se proponen una serie de actividades que sirvan a modo de ampliación, cuando los alumnos lo necesiten y que servirán para fomentar el interés de los alumnos y al mismo tiempo despierten su curiosidad. Estas cuestiones serán evaluadas positivamente y su realización no exime de la entrega de las actividades planteadas en el desarrollo de las prácticas.



- **PRÁCTICA 1.**

Investigar dos aplicaciones de los diferentes colores que se observan al quemar determinados metales, como son:

- El análisis a la llama como base del análisis cualitativo de ciertas sustancias.
- Los diferentes colores que se observan en los fuegos artificiales.

- **PRÁCTICA 2.**

Proponer un mecanismo de reacción en el que se establezcan dos etapas elementales para la reacción que tiene lugar en la experiencia, indicando cual es el papel que desarrolla el CoCl_2 en el mismo.

- **PRÁCTICA 3.**

Es posible determinar la masa molecular relativa media de la mezcla de gases a cualquier temperatura y de esta manera calcular la constante de equilibrio si se ha hallado de la mezcla de gases. Esto puede hacerse pesando la jeringa que contiene la mezcla de equilibrio y, después, pesando la misma jeringa llena con el mismo volumen de aire. Esto es necesario para tener en cuenta la masa de aire en la jeringa que puede calcularse a partir de la densidad del aire a una temperatura determinada ($1,293 \times 10^{-3} \text{ g/cm}^3$ a 273 K). Calcular las presiones parciales y la constante de equilibrio si la masa molecular relativa es 60.

- **PRÁCTICA 4.**

Una disolución reguladora tiene la propiedad de mantener fijo el pH del medio, aunque se añadan pequeñas cantidades de un ácido o una base. ¿Cómo se produce la amortiguación del valor del pH en una disolución reguladora de amonio/amoniaco?

- **PRÁCTICA 5.**

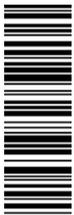
Existe una aplicación del óxido de vanadio en estado de oxidación +5 (V_2O_5) con gran interés, y es su uso en grandes acumuladores eléctricos. Investigar como este compuesto sirve como fuente de electrolito en las Baterías de Flujo Redox de Vanadio o VRB (Vanadium Redox Flow Batteries), y como se aprovechan sus diferentes estados de oxidación en medio acuoso.



- **PRÁCTICA 6.**

La reacción que se produce en durante esta práctica es la síntesis de una amida, las cuales se forman por reacción de ácido carboxílicos con una amina. Explicar cuál es el mecanismo de reacción y las diferentes etapas que tienen lugar.

Por último, cabe destacar que siempre que exista algún alumno con diferentes tipos de necesidades en el aprendizaje, todas las actuaciones que se propongan deben fomentar el compañerismo y el respeto mutuo, estimular la autoestima y el afán de superación del alumno.





EVALUACIÓN.

La evaluación que se va a realizar de estas experiencias debe tener en cuenta el tipo de metodología activa que se lleva a cabo en el desarrollo de las mismas. Estas prácticas supondrán un 10% de la nota global de la asignatura de Química.

Para poder evaluar estas prácticas se tendrán en cuenta dos aspectos principales:

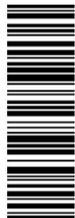
- La observación directa de los alumnos durante su estancia en el laboratorio:

Esta parte es más difícil de evaluar por lo que se tendrá en cuenta que los estudiantes manejen cuidadosamente el material, trabajen con limpieza, orden y el cumplimiento de las normas de seguridad.

- La realización de informes de prácticas:

Los informes se deberán realizar siguiendo las directrices establecidas en el anexo 1, además para que los informes sean evaluados se deben presentar en la fecha indicada por el profesor. Para su corrección se seguirán las pautas marcadas en la rúbrica del anexo 2.





CONCLUSIONES.

Se han planteado una serie de experimentos ilustrativos para 2º de Bachillerato donde se ha podido comprobar como estos recursos son una motivación para lograr nuevos conocimientos y poner en práctica una metodología práctica activa.

A través de estas experiencias prácticas donde se tratan contenidos que se han abordado de forma teóricas se va a poder reforzar el aprendizaje de alumnos que presentan algún tipo de dificultad y afianzar sus conocimientos. Además, gracias a estas actividades se potencia la participación y el sentido crítico de los estudiantes debido al ambiente distendido que se crea.

Por otro lado, mediante la actividad que se plantea a alumnos de cursos inferiores se transmite de forma cercana la Química y la importancia de la Ciencia para estudios posteriores.

Por último, se pone en manifiesto que aunque el desarrollo de prácticas puede implicar un coste elevado tanto de tiempo como económico resultan muy beneficiosas y en muchas ocasiones únicamente es necesario una inversión inicial ya que el material se puede reutilizar.





BIBLIOGRAFÍA.

- 1 G. Jiménez Valverde, R. Llobera Jiménez and A. Llitjós Viza, Los niveles de abertura en las prácticas cooperativas de química, *Rev. Electrónica Enseñanza las Ciencias*, 2005, **4**.
- 2 National Research Council, *Cap 1- Science Content Standards*, The National Academies Press, Washington, DC, 1996.
- 3 Consejería de Educación de la Junta de Castilla y León, *Informe sobre la situación del Sistema Educativo en Castilla y León. Curso 2015-2016*, .
- 4 Consejería de Educación de la Junta de Castilla y León, *Informe sobre la situación del Sistema Educativo en Castilla y León. Curso 2016-2017*, .
- 5 Consejería de Educación de la Junta de Castilla y León, *Informe sobre la situación del Sistema Educativo en Castilla y León. Curso 2014-2015*, .
- 6 A. R. Esteve and J. Solbes, El desinterés de los estudiantes por las Ciencias y la Tecnología en el Bachillerato y los estudios universitarios, *Enseñanza las ciencias Rev. Investig. y Exp. didácticas*, 2017, 573.
- 7 A. Robles, J. Solbes, J. Cantó Doménech and Ó. Lozano Lucía, Actitudes de los estudiantes hacia la ciencia escolar en el primer ciclo de la Enseñanza Secundaria Obligatoria, *REEC Rev. electrónica enseñanza las ciencias*, 2015, **14**, 361–376.
- 8 J. Solbes, ¿Por qué disminuye el alumnado de Ciencias?, *Alambique Didáctica las Ciencias Exp.*, 2011, **67**, 53–61.
- 9 A. Caamaño, *Física y química: complementos de formación disciplinar / Aureli Caamaño (coord.)*, :Ministerio de Educación, Secretaría General Técnica. Graó, [Madrid] Barcelona , 2011.
- 10 D. Golombek, Aprender y enseñar ciencias: del laboratorio al aula y viceversa, *Rev. Iberoam. Educ.*, 2008, 1–88.
- 11 B. E. Woolnough, *Practical science: The role and reality of practical work in school science*, Open University Press, 1991.
- 12 Y. Sánchez Fundora and Y. Roque García, La divulgación científica: una herramienta eficaz en centros de investigación., *Bibl. An. Investig.*, 2011, 91–94.



- 13 T. Lister, Royal Society of Chemistry. and M. J. García Sanz, *Experimentos de química clásica*, Editorial Síntesis, 2002.
- 14 J. Garde and F. Uriz, *Prácticas de Química para educación secundaria*, 1998.
- 15 M. M. Sánchez, M. Teresa and M. Sánchez, Aula y Laboratorio de Química Estudio histórico-experimental de la catálisis en enseñanzas no universitarias, *An. Química*, 2009, **105**, 120–125.
- 16 L. F. Machaca Gonzales, F. M. Rangel Morales, C. E. Ángeles Querolo and L. A. Carrasco Venegas, Descomposición catalítica del tartrato sódico-potásico, *Campus*, 2017, **22**, 215–227.
- 17 D. Ángeles and G. Liarte, Un sifón a partir de una reacción química, *Rev. Eureka Enseñ. Divul. Cien.*, 2010, **7**, 142–150.
- 18 J. Peña Tresancos and M. C. Vidal Fernández, *Química*, Oxford University Press, 2009.
- 19 J. A. Garde Mateo, *Prácticas De Química Para Educación Secundaria - Baliabide Didaktikoak*, Gobierno De Navarra, 1998.

Para la elaboración de los presupuestos de las diferentes prácticas se han consultado las siguientes páginas:

- <https://www.sigmaaldrich.com/spain.html>

Fecha de consulta: 16/06/2020

- <https://esp.labbox.com/>

Fecha de consulta: 16/06/2020



ANEXOS.

1. INSTRUCCIONES PARA ELABORAR UN INFORME DE PRÁCTICAS.

Aspectos a tener en cuenta para realizar la práctica y elaborar correctamente el informe:

- Es aconsejable tener un cuaderno de trabajo personal, independientemente de que el trabajo se realice en grupo. En este cuaderno deben anotarse todos los datos referidos a la experiencia, a medida que estos se van obteniendo.
- No conviene dejar nada pendiente de anotar, aunque la actividad se tenga que interrumpir; no es aconsejable confiarse en la memoria.
- En el laboratorio dispondréis del guion de la práctica, que suele contener algunos de los apartados que deben aparecer en el informe a realizar.
- Es fundamental que el informe sea original, no una copia del guion aportado, pues en ese caso no será valorado.

APARTADOS DE UN INFORME DE PRÁCTICAS

Portada.

Debe incluir el Título Nombre de la práctica. Y la identificación del autor/a (Nombre, curso y grupo) y miembros del grupo del que ha formado parte.

1. Objetivos

Se expondrá que se pretende conseguir, estudiar, comprobar... con el trabajo experimental.

Algunos de los objetivos aparecen en el guion, pero puede y debe incluirse alguno.

2.-Material y Montaje

- Material: listado de los instrumentos de laboratorio utilizados, aquí se incluirán los productos químicos, si los hubiese.
- El esquema del montaje puede ser una foto, pero mejor un esquema a mano alzada indicando los componentes importantes.

3.- Fundamento teórico

Se realizará una introducción, justificada y ordenada, sobre los aspectos teóricos en los que se basa la actividad.



4. Procedimiento

Aquí se comentan los pasos seguidos para realizar la práctica y aquellas circunstancias que pudieran ser relevantes. No se debe copiar los pasos que aparecen en el guion, el autor del informe debe realizar una exposición original.

Se indicarán también todos aquellos problemas que tuvieron, aquello que no dio tiempo a hacer, las variaciones incorporadas sobre el guion previsto, etc.

5. Datos experimentales y cálculos

Se expondrán los resultados obtenidos en el transcurso de la experiencia que deben anotarse fielmente.

Si se observa que alguno pudiera ser erróneo, coméntese.

Importantísimo especificar las magnitudes con sus unidades.

6. Análisis de resultados y conclusiones

El análisis del resultado consiste en realizar un comentario sobre los resultados, sobre su calidad, si son lógicos los valores obtenidos, si entran dentro de unos valores razonables, cuáles pueden ser las causas de error...

Realizado el análisis de resultados, debemos obtener las conclusiones, que serán claras y concisas.

7. Opinión personal

Indicar si se han aclarado conceptos, la facilidad o la dificultad de la experiencia, etc...

8. Actividades

Realizar o responder a las cuestiones planteadas.



2. RUBRICA DE EVALUACIÓN DE INFORMES DE PRÁCTICAS DE LABORATORIO.

El informe se puntuará sobre 10, que será igual a la suma de la valoración dada a cada uno de los apartados.

La puntuación se realizará asignando un punto a cada uno de los apartados.

	1 (10%)	2 (40%)	3 (70%)	4 (100%)
PRESENTACIÓN	Presentación del informe está descuidada y no incluye ningún recurso visual que favorecen el entendimiento.	Presentación del informe mejorable. Se omiten recursos visuales que favorecen el entendimiento.	Presentación del informe correcta, incluyendo recursos visuales que favorecen el entendimiento.	Presentación del informe correcta, cuidada y atractiva, incluyendo recursos visuales que favorecen el entendimiento.
ESTRUCTURA Y ORGANIZACIÓN	Informe incompleto y/o presentación de ideas desorganizada, sin una secuencia lógica, dificultando su lectura y comprensión.	Faltan varios apartados y/o la estructura del informe no sigue una secuencia coherente y ordenada, dificultando la lectura y comprensión.	Falta algún apartado o tiene algún error en la secuenciación.	Informe completo, contiene todos los apartados y sigue una secuencia lógica y coherente.
OBJETIVOS Y MARCO TEÓRICO	No se identifica el objetivo de la práctica y/o presenta un notable desconocimiento de conceptos científicos.	No se identifica de manera clara el objetivo de la práctica y/o presenta un conocimiento limitado y poco preciso de los conceptos científicos.	Se define el objetivo de la práctica y presenta un adecuado conocimiento de la mayor parte de los conceptos científicos.	Se define con claridad el objetivo de la práctica y presenta un adecuado y preciso conocimiento de los conceptos científicos.
MATERIAL Y REACTIVOS	Omite gran parte de los materiales empleados.	No se identifican parte de los materiales empleados.	Se identifica la mayor parte de los materiales empleados.	Se identifican todos los materiales empleados en la práctica.
FUNDAMENTO TEÓRICO	No relaciona la práctica con las bases teóricas en las que se fundamenta.	Realiza una presentación muy simple de las bases teóricas de la práctica sin relacionarlas con la experiencia a realizar.	Realiza una presentación de las bases teóricas de la práctica, sin relacionarlas con la experiencia a realizar.	Realiza una presentación de las bases teóricas de la práctica de forma lógica, coherente, relacionándolas con la experiencia a realizar.



	1 (10%)	2 (40%)	3 (70%)	4 (100%)
PROCEDIMIENTO	No se describe el procedimiento empleado o está claramente incompleta, errónea y/o no sigue un orden adecuado.	Se describe el procedimiento empleado, de forma incompleta y/o poco rigurosa.	Se describe el procedimiento empleado en el desarrollo de la práctica, limitándose a copiar el procedimiento reflejado en el guion de laboratorio.	Se describe de forma clara y concisa el procedimiento empleado en el desarrollo de la práctica.
DATOS EXPERIMENTALES	No se recogen correctamente los datos experimentales, y/o no se incluyen en ningún caso las unidades de las magnitudes. Los datos reflejados en el informe no coinciden con los obtenidos por los otros miembros de su grupo de trabajo.	Se incluyen los datos obtenidos de manera poco clara, omitiendo con frecuencia las unidades de las magnitudes.	Se recogen de manera precisa y adecuada los datos obtenidos en la experiencia realizada. Se omiten en algún caso las unidades de las magnitudes.	Se recogen de manera precisa y adecuada los datos obtenidos en la experiencia realizada. Especificando correctamente las magnitudes y unidades.
TRATAMIENTO DE DATOS/ CÁLCULOS	El tratamiento de los datos es totalmente incorrecto y/o no se muestra ningún cálculo.	El tratamiento de los datos presenta algún error y/o se omiten algunos cálculos.	El tratamiento de los datos obtenidos es correcto, pero se omite algún cálculo o no se justifica el procedimiento realizado.	El tratamiento de los datos obtenidos es correcto, se muestran los cálculos llevados a cabo justificando el procedimiento realizado.
ANÁLISIS DE RESULTADOS Y CONCLUSIONES	No se realiza el análisis de resultados, en concreto las conclusiones de la experiencia.	Comete algún error en el análisis de los resultados y no obtiene conclusiones.	Analiza los resultados obtenidos, de forma precisa y coherente. Pero las conclusiones obtenidas no son totalmente correctas.	Analiza los resultados obtenidos, de forma precisa y coherente, obteniendo las conclusiones pertinentes.
CUESTIONES Y ACTIVIDADES PLANTEADAS	Se responde incorrectamente, o no se responde a ninguna de las preguntas planteadas.	Se responde alguna de las preguntas planteadas de forma incorrecta.	Se responde a las preguntas planteadas correctamente, omitiendo la justificación correspondientes.	Responde a las preguntas planteadas correctamente, justificando las respuestas.



3. CONTENIDOS, CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE (ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo).

BLOQUE 1. LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA

Contenidos

- Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.
- Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Fuentes de información científica.
- El laboratorio de química: actividad experimental, normas de seguridad e higiene, riesgos, accidentes más frecuentes, equipos de protección habituales, etiquetado y pictogramas de los distintos tipos de productos químicos.
- Características de los instrumentos de medida.
- Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.
- Uso de las TIC para la obtención de información química.
- Programas de simulación de experiencias de laboratorio.
- Uso de las técnicas gráficas en la representación de resultados experimentales.

Criterios de evaluación

1. Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.
2. Aplicar la prevención de riesgos en el laboratorio de química y conocer la importancia de los fenómenos químicos y sus aplicaciones a los individuos y a la sociedad.
3. Emplear adecuadamente las TIC para la búsqueda de información, manejo de aplicaciones de simulación de pruebas de laboratorio, obtención de datos y elaboración de informes.
4. Analizar, diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental.

Estándares de aprendizaje

- 1.1. Aplica habilidades necesarias para la investigación científica: trabajando tanto individualmente como en grupo, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos mediante la observación o experimentación, analizando y comunicando los resultados y desarrollando explicaciones mediante la realización de un informe final.
- 2.1 Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.
- 3.1. Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.



3.2. Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.

3.3. Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.

4.1. Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica.

4.2. Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.

BLOQUE 2. ORIGEN Y EVOLUCIÓN DE LOS COMPONENTES DEL UNIVERSO

Contenidos

- Estructura de la materia. Modelo atómico de Thomson. Modelos de Rutherford.
- Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico.
- Modelo atómico de Bohr. Explicación de los espectros atómicos. Modelo de Sommerfeld.
- Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg. Modelo de Schrödinger.
- Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Configuraciones electrónicas.
- Niveles y subniveles de energía en el átomo. El espín.
- Partículas subatómicas: origen del Universo, leptones y quarks. Formación natural de los elementos químicos en el universo.
- Número atómico y número másico. Isótopos. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.
- Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico e iónico, número de oxidación, carácter metálico.
- Enlace químico.
- Enlace iónico. Redes iónicas. Energía reticular. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- Enlace covalente. Teoría de Lewis.
- Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).
- Geometría y polaridad de las moléculas.
- Teoría del enlace de valencia (TEV), hibridación y resonancia.
- Teoría del orbital molecular. Tipos de orbitales moleculares.
- Propiedades de las sustancias con enlace covalente, moleculares y no moleculares.
- Enlace metálico.
- Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.



- Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.
- Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.

Criterios de evaluación

1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.
2. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo y diferenciarla de teorías anteriores
3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.
4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.
5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica
6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.
7. Conocer la estructura básica del Sistema Periódico actual, definir las propiedades periódicas estudiadas y describir su variación a lo largo de un grupo o periodo.
8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas y deducir sus propiedades.
9. Construir ciclos energéticos del tipo Born- Haber para calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.
10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.
11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.
12. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.
13. Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.
14. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.
15. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos iónicos o covalentes.

Estándares de aprendizaje

- 1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.



- 1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.
- 2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- 3.1. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones.
- 3.2 Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.
- 4.1. Conoce las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos.
- 5.1. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.
- 6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
- 7.1. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.
- 8.1. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
- 9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
- 9.2. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.
- 10.1. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- 10.2. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
- 11.1. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.
- 12.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.
- 13.1. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.
- 13.2. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.
- 14.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
- 15.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.



BLOQUE 3. REACCIONES QUÍMICAS

Contenidos

- Concepto de velocidad de reacción. Medida de la velocidad de reacción.
- Teoría de colisiones y del complejo activado. Ecuación de Arrhenius.
- Ecuación de velocidad y orden de reacción.
- Mecanismos de reacción. Etapa elemental y molecularidad.
- Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
- Catalizadores. Tipos: catálisis homogénea, heterogénea, enzimática, autocatálisis. Utilización de catalizadores en procesos industriales. Los catalizadores en los seres vivos. El convertidor catalítico.
- Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla: K_c , K_p , K_x . Cociente de reacción. Grado de disociación.
- Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Châtelier.
- Equilibrios químicos homogéneos. Equilibrios con gases.
- La constante de equilibrio termodinámica.
- Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Concepto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad. Producto de solubilidad. Efecto de ion común.
- Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación: precipitación fraccionada, disolución de precipitados.
- Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana. Proceso de Haber–Bosch para obtención de amoníaco.
- Equilibrio ácido-base. Concepto de ácido-base. Propiedades generales de ácidos y bases.
- Teoría de Arrhenius. Teoría de Brønsted-Lowry.
- Teoría de Lewis
- Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización. Constante ácida y constante básica.
- Equilibrio iónico del agua
- Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico.
- Volumetrías de neutralización ácido-base. Procedimiento y cálculos. Gráficas en una valoración. Sustancias indicadoras. Determinación del punto de equivalencia.
- Reacción de hidrólisis. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales: casos posibles.
- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.
- Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo.
- Problemas medioambientales. La lluvia ácida.
- Equilibrio redox. Tipos de reacciones de oxidación–reducción.



- Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación.
- Ajuste de ecuaciones de reacciones redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
- Potencial de reducción estándar.
- Pilas galvánicas. Electrodo. Potenciales de electrodo. Electrodo de referencia.
- Espontaneidad de las reacciones redox. Predicción del sentido de las reacciones redox.
- Volumetrías redox. Procedimiento y cálculos.
- Electrolisis. Leyes de Faraday de la electrolisis. Procesos industriales de electrolisis.
- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Criterios de evaluación

1. Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición utilizando el concepto de energía de activación.
2. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.
3. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.
4. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.
5. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.
6. Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado
7. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación y a sus aplicaciones analíticas.
8. Aplicar el principio de Le Châtelier a distintos tipos de reacciones teniendo en cuenta el efecto de la temperatura, la presión, el volumen y la concentración de las sustancias presentes prediciendo la evolución del sistema
9. Valorar la importancia que tiene el principio Le Châtelier en diversos procesos industriales.
10. Explicar cómo varía la solubilidad de una sal por el efecto de un ion común.
11. Aplicar la teoría de Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.
12. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases y relacionarlo con las constantes ácida y básica y con el grado de disociación.
13. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.
14. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.



15. Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.
16. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.
17. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.
18. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.
19. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, relacionándolo con el potencial de Gibbs y utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.
20. Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.
21. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.
22. Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distinto tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

Estándares de aprendizaje

- 1.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
- 2.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
- 2.2. Explica el funcionamiento de los catalizadores relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.
- 3.1. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.
- 4.1. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
- 4.2. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.
- 5.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.
- 5.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo
- 6.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
- 7.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido y lo aplica como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas.



- 8.1. Aplica el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.
- 9.1. Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.
- 10.1. Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.
- 11.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.
- 12.1. Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.
- 13.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.
- 14.1. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.
- 15.1. Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.
- 16.1. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base
- 17.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
- 18.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
- 19.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
- 19.2. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.
- 19.3. Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
- 20.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.
- 21.1. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.
- 22.1. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.
- 22.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.



BLOQUE 4. SÍNTESIS ORGÁNICA Y NUEVOS MATERIALES

Contenidos

- La química del carbono. Enlaces. Hibridación.
- Estudio de funciones orgánicas. Radicales y grupos funcionales.
- Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.
- Tipos de isomería. Isomería estructural. Estereoisomería.
- Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles, perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales.
- Reactividad de compuestos orgánicos. Efecto inductivo y efecto mesómero.
- Ruptura de enlaces en química orgánica. Rupturas homopolar y heteropolar.
- Reactivos nucleófilos y electrófilos.
- Tipos de reacciones orgánicas. Reacciones orgánicas de sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.
- Las reglas de Markovnikov y de Saytzeff.
- Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: alcoholes, ácidos carboxílicos, ésteres, aceites, ácidos grasos, perfumes y medicamentos.
- Macromoléculas y materiales polímeros. Reacciones de polimerización. Tipos.
- Clasificación de los polímeros. Polímeros de origen natural: polisacáridos, caucho natural, proteínas. Propiedades. Polímeros de origen sintético: polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita. Propiedades.
- Fabricación de materiales plásticos y sus transformados. Aplicaciones. Impacto medioambiental.
- Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar en alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía.

Criterios de evaluación

1. Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.
2. Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.
3. Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.
4. Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox
5. Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.
6. Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.
7. Determinar las características más importantes de las macromoléculas.



8. Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.
9. Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.
10. Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general en las diferentes ramas de la industria.
11. Distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.
12. Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.

Estándares de aprendizaje

- 1.1. Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.
- 2.1. Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
- 3.1. Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
- 4.1. Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.
- 5.1. Desarrolla la secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico determinado a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff para la formación de distintos isómeros.
- 6.1. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.
- 7.1. Reconoce macromoléculas de origen natural y sintético.
- 8.1. A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.
- 9.1. Utiliza las reacciones de polimerización para la obtención de compuestos de interés industrial como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita.
- 10.1. Identifica sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales valorando la repercusión en la calidad de vida.
- 11.1. Describe las principales aplicaciones de los materiales polímeros de alto interés tecnológico y biológico (adhesivos y revestimientos, resinas, tejidos, pinturas, prótesis, lentes, etc.) relacionándolas con las ventajas y desventajas de su uso según las propiedades que lo caracterizan.
- 12.1. Reconoce las distintas utilidades que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía frente a las posibles desventajas que conlleva su desarrollo.





El presente documento ha sido firmado en virtud de la Ley 59/2003 de 19 de Diciembre. El C.V.D. asignado es: 0172-C71F-C46B*00A8-82BD. Para cotejar el presente con su original electrónico acceda a la Oficina Virtual de la Universidad de Valladolid, y a través del servicio de Verificación de Firma introduzca el presente C.V.D. El documento resultante en su interfaz WEB deberá ser exactamente igual al presente. El/los firmante/s de este documento es/son: DAVID DOMINGUEZ SANTIAGO a fecha: 18/06/2020 13:10:47

