



Universidad de Valladolid

Facultad de Ciencias - Facultad de
Educación y Trabajo Social

TRABAJO FIN DE MÁSTER

*MÁSTER EN PROFESOR DE EDUCACIÓN SECUNDARIA
OBLIGATORIA Y BACHILLERATO, FORMACIÓN PROFESIONAL Y
ENSEÑANZAS DE IDIOMAS.*

ESPECIALIDAD DE FÍSICA Y QUÍMICA

Curso 2018-2019

**EJEMPLO DE EXPERIENCIAS DE LABORATORIO COMO APOYO PARA
EL TEMARIO DE QUÍMICA DE 2º DE BACHILLERATO**

Autora: Inés Martín Mateos

Tutor: Luis Antonio Calvo Bleye

ÍNDICE

1. RESUMEN	4
2. INTRODUCCIÓN	5
3. OBJETIVOS	6
4. JUSTIFICACIÓN	7
5. PLAN DE TRABAJO	12
6. EXPERIMENTOS	14
6.1 DETERMINACIÓN DEL AGUA DE HIDRATACIÓN DE SULFATO DE COBRE (II) PENTAHIDRATADO($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)	14
6.2 UTILIZACIÓN DE SIMULADOR WEB GRATUITO (PHET) PARA VISUALIZAR LA GEOMETRÍA DE LAS MOLÉCULAS MEDIANTE LA TEORÍA VSEPR.	21
6.3 ANÁLISIS CUALITATIVO: SEPARACIÓN E IDENTIFICACIÓN DE LOS CATIONES Ag^+ , Pb^{2+} Y Hg_2^{2+}	32
6.4 RECONOCIMIENTO DE ALDEHÍDOS Y CETONAS EN ALGUNOS HIDRATOS DE CARBONO	44
7. CONCLUSIONES	54
8. BIBLIOGRAFÍA	55

1. Resumen

La inclusión en el currículo de experiencias de laboratorio, entendidas como actividades manipulativas, ayuda a mejorar el aprendizaje de las ciencias y a hacer que cambie la actitud de los estudiantes frente a este campo favoreciendo el aprendizaje de forma significativa.

En este trabajo se proponen cuatro experiencias de laboratorio, relacionadas cada una de ellas con los contenidos de cada uno de los bloques temáticos en los que está dividido el currículum de la asignatura de química de 2º de Bachillerato.

Para cada una de ellas se estudia la posibilidad de llevarlas a cabo. Para ello se analizará su contexto, contenidos, objetivos que se persiguen, la metodología, el material necesario, el coste que implicaría y el tiempo que se emplearía para su realización.

Abstract

Laboratory experience integration in the curriculum, especially the manipulative, significantly helps not only the science learning process but also the students' attitude towards it.

In this project, four laboratory experiences were proposed. Each of them is related to a thematic unit of 2nd of Bachillerato's chemistry curriculum.

In order to study the viability of the proposed laboratory experiences, different parameters have been analyzed, such as context, content, aims, methodology, required material, estimated price and consumed time.

2. Introducción

Actualmente, la importancia de la Ciencia es reconocida por toda la sociedad, entendiéndose que es imprescindible que todos los ciudadanos sean capaces de decidir y tener un pensamiento crítico acerca de cuestiones científicas que forman parte de la vida cotidiana. Concretamente, la Química es una disciplina experimental que está presente en prácticamente todos los aspectos de la vida (agricultura, alimentación, elaboración de medicamentos, combustibles, nuevos materiales, etc.). Por todo ello, uno de los objetivos del aprendizaje es formar a los alumnos como futuros ciudadanos capaces de interpretar los fenómenos que ocurren a su alrededor.

Así, se propone el concepto de “aprendizaje activo”. Este tipo de aprendizaje incluye métodos como el aprendizaje basado en problemas, en proyectos, cooperativo, prácticas en el laboratorio, tutorías y el empleo de las Tecnologías de la Información y la Comunicación (TIC). En este trabajo se desarrollan conjuntamente una serie de prácticas de laboratorio que además incluyen tanto aprendizaje colaborativo como la utilización de las TIC.

Las prácticas que se proponen en este trabajo estarían destinadas para la asignatura de Química de 2º de Bachillerato. Todas ellas están íntimamente ligadas con el temario definido para esta asignatura en el currículum establecido según el BOCYL en su orden EDU-363 del 4 de mayo de 2015.

Estas experiencias se desarrollarían, cada una de ellas, después o durante el tiempo destinado a cada uno de los bloques del currículum de esta asignatura; a saber, la actividad científica, el origen y la evolución de los componentes del universo, las reacciones químicas y, por último, síntesis orgánica.

Con la realización de estos experimentos se pretende romper el ritmo de las clases, captando de nuevo la atención de los alumnos; ayudar a los alumnos a comprender conceptos complejos y abstractos, propios de esta asignatura, en un ambiente práctico y más relajado. Servirán, además, para acercar a los alumnos al laboratorio y a la documentación y trabajo científico, y para desarrollar la capacidad de los alumnos de aprender a observar y a expresarse.

3. Objetivos

- Reforzar un aprendizaje personal, útil y permanente en la asignatura de Química de 2º de Bachillerato mediante experiencias de laboratorio.
- Realizar trabajos sencillos para el alumnado sin que implique un coste demasiado elevado a fin de que su realización sea posible.
- Emplear un recurso tan sensitivo como éste para poner de manifiesto el importante impacto que sobre los alumnos genera la percepción de la ciencia.
- Demostrar en el entorno educativo que diversos recursos ayudan a mejorar el proceso educativo.
- Implicar al resto del profesorado en trabajos interdisciplinares relativamente sencillos.

4. Justificación

Los trabajos prácticos de laboratorio son auténticos recursos didácticos para la enseñanza de las ciencias experimentales, debido, por una parte, a su capacidad para fomentar el análisis y la demostración en la construcción del conocimiento científico y, porque, además, permiten desarrollar las competencias básicas, científicas y de investigación en cualquier nivel educativo, por lo que resultan de vital importancia para el aprendizaje de conceptos científicos (Franco Moreno et al., 2017).

Las ventajas que ofrecen este tipo de experiencias en la asignatura de química son muy variadas. Por ejemplo, sirven para ilustrar conceptos abstractos difíciles de comprender por los alumnos a la vez que facilitan el uso del instrumental y de las técnicas básicas del laboratorio químico. Interrelacionan el conocimiento práctico y el teórico desempeñando un papel muy relevante en la motivación de los alumnos hacia el estudio de las ciencias, ya que contribuyen a la comprensión de los planteamientos de la ciencia y al razonamiento científico. Además, los trabajos de laboratorio no se limitan a un solo tipo de metodología, sino que son adaptables según los intereses y necesidades de los alumnos y profesores en cuanto a niveles de conocimiento.

En el caso concreto de las experiencias presentadas en este trabajo, se propone una metodología basada en el aprendizaje activo del alumno, que combina la realización de estos ejemplos prácticos con el trabajo colaborativo y la utilización de las TIC.

Según (Paulson, 1999), el trabajo colaborativo permite un aprendizaje activo del alumno, porque se adquiere el conocimiento durante el proceso de trabajo, mediante interacciones alumno-alumno y alumno-profesor; y no siendo simplemente ‘transmitido’ del profesor hacia el alumno. Se conoce como aprendizaje colaborativo a una técnica que se caracteriza por el desarrollo de un trabajo estructurado por el profesor y realizado por un grupo pequeño de alumnos. Este tipo de aprendizaje implica la utilización de estrategias metacognitivas, ya que los alumnos se hacen responsables de su propio aprendizaje, desarrollan habilidades sociales y suele promover actitudes positivas hacia el tema de estudio (Madrid et al., 2013).

Una vez justificada la utilización de los trabajos prácticos de laboratorio en la asignatura de química, a continuación se argumentará la elección de estas experiencias concretas como apoyo para el temario de química de segundo de bachillerato.

Las experiencias presentadas en este trabajo están relacionadas, cada una de ellas, con uno de los bloques de contenidos en los que se divide el currículum de la asignatura de Química de 2º de Bachillerato definido en la Orden EDU-363 del 4 de mayo de 2015.

	Contenidos
Bloque 1 <i>'La actividad científica'</i>	<ul style="list-style-type: none"> - 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.
Bloque 2 <i>'Origen y evolución de los componentes del universo'</i>	<ul style="list-style-type: none"> - 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).

	<ul style="list-style-type: none"> - 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.
--	---

<p>Bloque 3 <i>'Reacciones químicas'</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> - 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 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
--	--

	<p>valoración. Sustancias indicadoras. Determinación del punto de equivalencia.</p> <ul style="list-style-type: none"> - 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.
<p>Bloque 4 <i>‘Síntesis orgánica y nuevos materiales’</i></p>	<ul style="list-style-type: none"> - 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. <p>Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar en alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales y energía.</p>

Tabla 1: Contenidos definidos en el currículo para la asignatura de Química de 2º de Bachillerato. BOCYL Orden EDU 363-4 de mayo de 2015

Y, además, estas experiencias de laboratorio propuestas, también están encaminadas a ayudar a los alumnos a que adquieran las competencias clave necesarias para su desarrollo y realización personal definidas en la Orden ECD/65/2015 del 29 de enero de 2015 por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato.

En cuanto a los contenidos que se practican en estas experiencias, queda claro el trabajo en la competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología. Por la metodología en la que está planteado el desarrollo de las prácticas, es decir, buscando un aprendizaje activo por medio de trabajo colaborativo entre los alumnos, y porque, como se verá a lo largo del trabajo, casi todas las actividades post-práctica implican la exposición de cómo han realizado la práctica y/o de las conclusiones a las que han llegado tras ella, se trabajará también la competencia lingüística.

La competencia digital se desarrollará a través de la utilización de las nuevas tecnologías de la información y comunicación, tanto para la búsqueda y discriminación de información relacionada con las prácticas como para la realización específica de uno de las experiencias propuestas (la propuesta para trabajar el bloque 2 de la asignatura).

En estas prácticas también se incluye la competencia de aprender a aprender ya que los alumnos trabajan de forma autónoma; es decir, ellos seguirán un esquema pautado pero deberán razonar y entregar cuestionarios y exponer sus razonamientos y conclusiones de forma grupal, por lo que deberán aprender a regular su aprendizaje.

Debido a que todas las experiencias se realizan de forma grupal, trabajarán también las competencias sociales y cívicas, aprendiendo a explicar sus argumentos dentro del grupo y aprendiendo también a escuchar los de los demás.

Los alumnos desarrollarán también la competencia de sentido de iniciativa y espíritu emprendedor en tanto que necesitan tener conciencia de la situación en la que se encuentren cuando tenga que intervenir, deben saber resolver, elegir y planificar sus conocimientos, habilidades y actitudes para alcanzar los objetivos de las prácticas.

5. Plan de Trabajo

Como se ha visto en el apartado anterior, en este proyecto se presentan cuatro experiencias de laboratorio destinados a la asignatura de química de 2º de bachillerato. Cada experiencia está relacionada con unos de los bloques temáticos en los que se divide el currículum de esta asignatura, definido por la orden EDU/363 del 4 de mayo de 2015. Estas experiencias son las siguientes:

Bloque	Nombre del bloque	Experiencia de laboratorio
1	La actividad científica	Determinación del agua de hidratación del sulfato de cobre pentahidratado ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)
2	Origen y evolución de los componentes del universo	Utilización de simulador web gratuito (phet) para visualizar la geometría de las moléculas mediante la Teoría VSEPR.
3	Reacciones químicas	Análisis cualitativo: separación e identificación de los cationes Ag^+ , Pb^{2+} y Hg_2^{2+} .
4	Síntesis orgánica y nuevos materiales	Reconocimiento de aldehídos y cetonas en algunos hidratos de carbono.

Tabla 2: Relación de las experiencias de laboratorio propuestas en el trabajo con los bloques temáticos del contenido del currículum de la asignatura de química de 2º de bachillerato.

Para cada una de las experiencias, se abordan los siguientes aspectos:

1. Contextualización
2. Objetivos
3. Contenidos teóricos
4. Metodología
5. Temporalización
6. Materiales necesarios
7. Fundamento teórico
8. Procedimiento experimental
9. Evaluación del alumno
10. Presupuesto

Cabe señalar que, después de terminar cada una de las experiencias realizadas, y con el plazo de una semana, se les pedirá a los alumnos que entreguen un informe escrito realizado por ellos. El informe escrito se pedirá para todas las experiencias porque, para que estas actividades sean provechosas, se considera imprescindible que los alumnos tengan la obligación de entregar algo por escrito, ya que, si esto no se hace, la experiencia puede quedar como un mero espectáculo y no como un verdadero trabajo del que aprender y en el que apoyar y practicar la teoría vista en las anteriores clases magistrales.

Este informe final presentado por el alumno deberá constar de las siguientes partes:

- | | |
|---------------------------|-------------------------------|
| 1) Objetivos | 4) Procedimiento experimental |
| 2) Fundamento teórico | 5) Cálculos y resultados |
| 3) Materiales y reactivos | 6) Conclusiones |

6. Experimentos

6.1 Determinación del agua de hidratación de sulfato de cobre (II) pentahidratado($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

6.1.1. Contextualización

Mediante la realización de este experimento se trabajarían algunos contenidos relativos al bloque 1, “La actividad científica”. Se pretende que los alumnos aprendan a utilizar las estrategias básicas de la actividad científica (plantear problemas, formular hipótesis, proponer modelos, elaborar estrategias de resolución de problemas y diseños experimentales y análisis de los resultados) así como de la investigación científica (documentación, elaboración de informes, utilización de fuentes de información científica, etc.).

Además, es una práctica sencilla con la que los alumnos pueden acercarse al laboratorio de química, a la actividad experimental, siendo conscientes de las normas de seguridad e higiene, los riesgos presentes en el laboratorio, accidentes más frecuentes, equipos de protección habituales, etiquetado y pictogramas de los distintos tipos de productos químicos.

Estudiarán las características de algunos de los instrumentos de medida y serán más conscientes de la importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

6.1.2. Objetivos

Esta práctica se realiza con el fin de que los alumnos alcancen los siguientes objetivos específicos:

- Acercamiento al método científico: estrategias básicas de la actividad e investigación científica.
- Utilización adecuada de las TIC para la búsqueda y discriminación de la información; así como para la obtención de datos y elaboración de informes.
- Aplicación de la prevención de riesgos y normas de seguridad e higiene en el laboratorio.
- Comprobación de la Ley de las Proporciones Definidas
- Cálculo de las moléculas de agua de hidratación del sulfato de cobre (II).

6.1.3. Contenidos teóricos

En este primer experimento propuesto para la asignatura de Química de 2º de Bachillerato se abordarán algunos contenidos teóricos propios de la asignatura de Física y Química de 4º de ESO y 1º de Bachillerato, como las leyes ponderales: ley de conservación de la masa, ley de las proporciones definidas y ley de las proporciones múltiples. También sirve como repaso a las propiedades de la materia, tipos de transformaciones y estequiometría.

La química es la ciencia que trata de la composición y las propiedades de la materia, (H.Petrucci et al., 2011a). Se entiende como materia todo lo que ocupa espacio, tiene masa e inercia. La composición se refiere a las partes o componentes de una muestra de materia y a sus proporciones relativas y, las propiedades son las cualidades y atributos que se pueden utilizar para distinguir una muestra de materia de otra. Las propiedades de la materia pueden ser a su vez químicas y físicas.

Una propiedad física es una propiedad que una muestra de materia tiene mientras no cambie su composición.

Una propiedad química es la capacidad de una muestra de materia para experimentar un cambio en su composición bajo ciertas condiciones.

Así, en una transformación química o reacción química, se producen cambios en la composición de uno o más compuestos mientras que en una transformación física, pueden cambiar algunas de las cualidades físicas de la muestra de materia pero su composición permanece inalterada.

Leyes ponderales:

Ley de conservación de la masa: la masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de las sustancias antes de la reacción.

Ley de las proporciones definidas: Todas las muestras de un compuesto tienen la misma composición, es decir, las mismas proporciones en masa de los elementos constituyentes.

Ley de las proporciones múltiples: Si dos elementos forman más de un compuesto sencillo, las masas de un elemento que se combinan con una masa fija del segundo elemento están en una relación de números enteros sencillos.

Esta práctica no está enfocada a tratar directamente estos contenidos, sino que su objetivo principal se centra en la actividad científica. Sin embargo, también servirá como repaso y actualización de materia de cursos anteriores.

6.1.4. Metodología

Fase 1: dividir la clase en grupos de trabajo y hacer un resumen sobre las normas de seguridad e higiene en el laboratorio.

Fase 2: planteamiento de medida del agua de hidratación de un compuesto determinado.

Fase 3: Entrega del guión de prácticas a cada grupo de alumnos.

Fase 4: Realización del procedimiento experimental. Cada grupo de alumnos hará el experimento partiendo de una cantidad inicial distinta de sulfato de cobre (II) pentahidratado.

Fase 5: Poner en común todos los datos obtenidos de ‘masa inicial’ y ‘masa final’ y hacer una representación gráfica. Observar que se cumple la Ley de las Proporciones Definidas.

Fase 6: Investigación bibliográfica en grupos sobre el proceso completo de descomposición térmica de este compuesto.

Fase 7 (alternativa): (Si se tiene un horno capaz de alcanzar los 900°). Demostración hecha por el profesor de la última etapa de la descomposición con una sola muestra.

Fase 8: Elaboración de un informe por grupos incluyendo la representación gráfica de los resultados y las cuestiones/cálculos finales.

6.1.5. Temporalización

Se calcula que para la realización completa de este experimento serían necesarias tres sesiones (de 50 minutos cada una). El informe final sería una tarea para casa y tendrían una semana para realizarlo desde que se termina la experiencia.

Fase	Duración
1	1 sesión
2	
3	
4	1 sesión
5	
6	1 sesión
7	

Tabla 3: distribución temporal experimento bloque 2.

6.1.6. Materiales necesarios

Material	Reactivos
Balanza	Sulfato de cobre pentahidratado
Trípode	
Termómetro	
Pinzas de madera	
Baño de arena	
Cápsula de porcelana	
Mechero Bunsen	

Tabla 4: materiales y reactivos necesarios para el experimento 1.

6.1.7. Fundamento teórico

Muchos compuestos químicos sólidos retienen agua si se ponen en contacto con la atmósfera durante algún tiempo. En algunos casos se trata de pequeñas cantidades y el agua se encuentra adsorbida sobre la superficie de los sólidos. Este tipo de agua se elimina fácilmente por calefacción suave.

Otras sustancias, especialmente sales, al cristalizar a partir de su disolución acuosa lo hacen incorporando a su estructura una cantidad relativamente grande de agua, unida fuertemente a la estructura. Este agua se denomina genéricamente agua de hidratación y los compuestos que la presentan se denominan hidratos. Los hidratos son compuestos definidos y no sustancias más o menos humedecidas, su composición es constante independientemente del método de preparación, del tamaño de los cristales, y de otros factores. Algunos ejemplos son el carbonato sódico ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), el alumbre ($\text{AlK}(\text{SO}_4)_2 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$), o el sulfato sódico ($\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$). Algunas de estas sales cristalizan en forma de varios hidratos diferentes, es decir, presentan formas cristalinas que difieren entre sí únicamente por su contenido en agua. Como ejemplo podemos citar el carbonato sódico, que ya hemos visto que se presenta en forma de decahidrato ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), pero que también presenta estables el heptahidrato $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, y el monohidrato $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Si se expone al aire húmedo una sal anhidra o un hidrato que contenga un número bajo de moléculas de agua, pueden hidratarse para dar lugar a un hidrato superior, lo que ocurre cuando la presión parcial del vapor de agua en el aire es mayor que la presión de vapor del

hidrato a la temperatura considerada. De estos compuestos se dice que son *higroscópicos*, ejemplos de este comportamiento son el sulfato sódico o el carbonato sódico. Puede incluso llegar a ocurrir que los cristales se disuelvan en el agua captada, llamándose entonces *sustancias delicuescentes*. Por el contrario, si la presión de vapor de un hidrato es mayor que la presión de vapor del agua en el aire, lo que ocurre en ambiente seco, se produce la deshidratación espontánea del hidrato de partida a otro con grado de hidratación inferior, lo que se denomina *eflorescencia*.

Entre los sulfatos solubles, muchos son hidratos: $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ (sal de Glauber), $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (sal de Epsom), $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo verde), $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo blanco), $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (vitriolo azul) y $\text{CoSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$.

El vitriolo de cobre presenta solamente cinco moléculas de agua en su estructura, en este caso el número de coordinación del catión es cuatro, es decir, cuatro moléculas de agua están unidas al catión Cu^{2+} y la quinta unida a los aniones sulfato.

La mayor parte de los compuestos hidratados puede deshidratarse por calentamiento. En la figura 1 se presenta la curva termogravimétrica del sulfato de cobre.

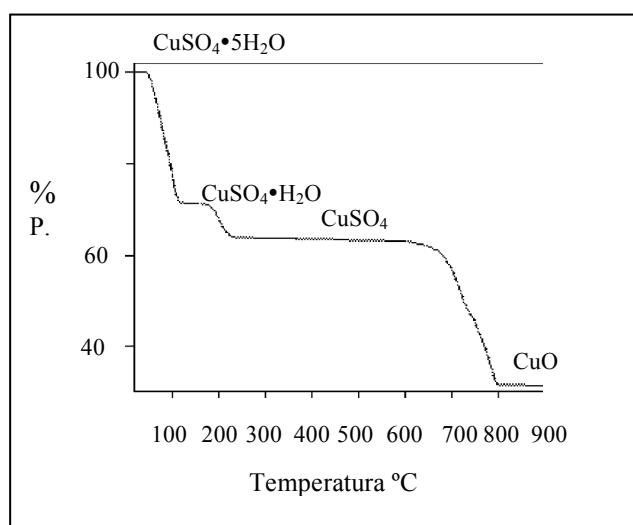


Figura 1: curva termogravimétrica del sulfato de cobre pentahidratado.

En esta curva se representa la pérdida de peso experimentada por este compuesto en función de la temperatura. Se ha obtenido en una balanza termogravimétrica, partiendo de 20 mg de muestra, sometida a una velocidad de calentamiento de $10^\circ\text{C}/\text{min}$ en atmósfera dinámica de aire seco.

En esta curva se ponen de manifiesto las zonas de existencia de las distintas especies en función de la temperatura. A medida que se va perdiendo agua de hidratación, se pueden observar, en ocasiones, cambios de color, por ejemplo, el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es azul y el CuSO_4 anhidro es blanco.

6.1.8. Procedimiento Experimental

Cada grupo de alumnos hará el experimento con una cantidad inicial diferente de sulfato de cobre pentahidratado.

Colocar un baño de arena sobre un trípode e introducir en él una pequeña cápsula de porcelana vacía previamente pesada (fig. 2).

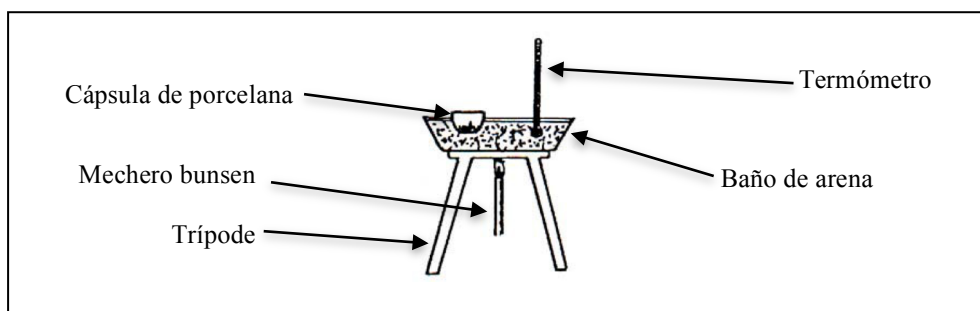


Figura 2: montaje experimento deshidratación $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

A continuación, poner en ella una pequeña cantidad (cada grupo una cantidad distinta entre 1g y 10g) de sulfato de cobre pentahidratado, finamente pulverizado y volver a pesar. Introducir la cápsula en el baño y calentar a una temperatura comprendida ente 250 y 300 °C hasta obtener peso constante. Para ello, después de un período de calentamiento, se retira la cápsula, se deja enfriar y se pesa; repitiendo el proceso hasta que la diferencia entre dos pesadas consecutivas sea inferior a la precisión con que se ha realizado la pesada.

Cálculo de la pérdida de peso y el número de moléculas perdidas:

	Datos
Peso de la cápsula seca	
Peso de la cápsula con sulfato de cobre hidratado	
Peso del sulfato de cobre hidratado	
Peso de la cápsula más residuo	
Peso del residuo	
Peso del agua eliminada	
Peso molecular de la sal anhidra	
Número de moles de agua por mol de sulfato de cobre hidratado	

Tabla 5: tabla proporcionada a los alumnos para cálculos.

Una vez determinado el número de moléculas de agua de cristalización, puede procederse al estudio del proceso completo de descomposición térmica de este compuesto. Para ello, se propone la investigación bibliográfica sobre esta cuestión a los alumnos.

Posteriormente, si se dispone de un horno capaz de alcanzar 900°C, se calienta una muestra del mismo pesando la muestra al inicio y al final del proceso. El sólido resultante al final de la calcinación, de color negro, es CuO. Este proceso sería realizado por el profesor con una única muestra para todos los alumnos. Con el dato del peso de la muestra al inicio y al final del proceso, proponer una secuencia térmica de descomposición, o analizar la secuencia ya propuesta.

6.1.9. Evaluación del alumno

Esta primera práctica se evaluaría de la siguiente forma.

- 10% comportamiento y colaboración grupal.
- 20% realización tabla, cálculo correcto de las moléculas de agua iniciales del sulfato de cobre.
- 30% trabajo en el laboratorio, limpieza y actitud.
- 40% informe final.

6.1.10. Presupuesto

Si se calcula un presupuesto aproximado teniendo en cuenta que en clase habría 20 alumnos y se hacen grupos de 4 personas.

Producto	Precio (alumno)	Precio (clase)
Sulfato de cobre pentahidratado (1kg)	13,64 €	13,64 €
Balanza (HCK-600 precisión 0,1g)	53€	53 €
Trípode	3,92 €	15,68 €
Termómetro	2,60 €	10,4 €
Pinzas de madera	1,22 €	4,88 €
Cápsula de porcelana	1,70 €	6,80 €
Mechero bunsen	14,50 €	58 €
Total		162,4 €

Tabla 6: precio materiales y reactivos experimento bloque 1. (Letslab; QuercusLab)

6.2 Utilización de simulador web gratuito (phet) para visualizar la geometría de las moléculas mediante la Teoría VSEPR.

6.2.1. Contextualización

Este experimento se plantea para trabajar contenidos relativos al Bloque 2. ‘Origen y evolución de los componentes del Universo’ del currículo de la asignatura de Química de 2º de Bachillerato definido por el BOCyL(orden EDU/363/2015). En este bloque se engloban todos los conocimientos relacionados con la estructura de la materia, los diversos modelos y teorías atómicas que ha habido a lo largo de la historia, además de las diferentes teorías de enlace y propiedades de las sustancias dependiendo del tipo de enlace que presenten.

En la siguiente experiencia se pretende que trabajen concretamente con los conceptos de enlace covalente y los contenidos relacionados. Se ha diseñado para que los alumnos comprendan y apliquen, mediante una simulación de ordenador, la ‘Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV)’ para predecir la geometría de diversas moléculas. En este caso, también se utilizará para observar cómo cambian los ángulos y las geometrías de posibles moléculas teóricas en función de los tipos de enlace (simple, doble o triple) y en función del número de pares de electrones no enlazantes que haya alrededor del átomo central.

6.2.2. Objetivos

- Observar la variación en la geometría molecular cuando se añaden o eliminan enlaces y cuando se cambia un par enlazante por uno no enlazante (del átomo central).
- Explicar y predecir la geometría de diversas moléculas mediante ‘TRPECV’.
- Dar sentido a parámetros moleculares (como los ángulos de enlace) relacionados con la geometría de las moléculas.
- Utilización de recursos Tics, como es esta simulación por ordenador de moléculas en el espacio.
- Favorecer el trabajo cooperativo entre los alumnos.

6.2.3. Contenidos teóricos

Los contenidos teóricos que se van a trabajar en esta práctica son los relacionados con el enlace químico. Los libros de segundo de bachillerato de química consultados fueron (Illana Rubio et al., 2018a),(Sauret Hernández, 2017a); además de otros libros generales como (H.Petrucci et al., 2011b; H.Petrucci et al., 2011c)

A excepción de los gases nobles y los metales en estado de vapor, los átomos se suelen presentar en la naturaleza como agrupaciones estables, que pueden estar compuestas por un número discreto de átomos (moléculas) o, por un número muy grande de éstos, estando ordenados de forma regular en el espacio (redes cristalinas) o no (sólidos amorfos).

En general, los enlaces se pueden clasificar en tres grandes tipos: enlace iónico, covalente y metálico.

En esta práctica nos vamos a centrar en los elementos con enlace químico covalente, es decir, el enlace que se da entre dos no metales que tienen alta afinidad electrónica y ambos tienen tendencia a ganar electrones; así, la unión entre los átomos es debida a la compartición de electrones.

A su vez, y dependiendo del número de pares de electrones compartidos y de la procedencia de los mismos, el enlace covalente se puede subdividir en: simple, doble, triple y un enlace covalente especial denominado dativo.

Las representaciones gráficas que se utilizan en la descripción de las moléculas de los compuestos covalentes se conocen como estructuras de Lewis.

Sin embargo, las propiedades de las sustancias moleculares no sólo están determinadas por los átomos que las forman, sino también por la manera en la que los átomos se disponen en el espacio; es decir, por su geometría molecular.

La geometría molecular es la distribución tridimensional de los átomos de una molécula. La geometría que adopta una molécula es aquella en la que la repulsión electrónica es mínima. La geometría molecular de una determinada molécula está caracterizada por los parámetros moleculares de la misma, es decir, forma espacial, longitudes y ángulos de enlace.

Para explicar la geometría molecular se utiliza la ‘Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV) que es lo que se va a trabajar en la siguiente práctica con ayuda del simulador molecular de la página *PhETInteractiveSimulations*’.

- Parámetros moleculares o de enlace:

Longitud de enlace: se define como la distancia media de separación entre los núcleos de los átomos enlazados. También se puede definir como la distancia internuclear en la que el compuesto es más estable (mínima energía). Al aumentar la multiplicidad del enlace, se reduce su longitud.

Orden de enlace: Indica el número de pares electrónicos compartidos entre dos átomos.

Energía de enlace: se define como la energía desprendida en la formación de un mol de enlaces covalentes entre dos átomos en estado gaseoso. Existe una relación entre el tipo de enlace (sencillo, doble o triple) y la energía de enlace o fortaleza del enlace. A mayor orden de enlace la energía de enlace es mayor, aunque teniendo en cuenta que no son proporcionales, como ejemplo la energía de un doble enlace no es el doble de la de uno sencillo.

Ángulo de enlace: Es el ángulo formado por las líneas imaginarias que unen los núcleos de los átomos.

- Teoría de Repulsión de los Pares Electrónicos de la Capa de Valencia (TRPECV).
 - Postulados de TRPECV:
 1. El factor determinante de la geometría de una molécula es el número de pares de electrones de valencia (enlazantes y no enlazantes) alrededor del átomo central.
 2. Los pares de electrones (compartidos y no compartidos) se repelen entre sí y se distribuyen espacialmente a la mayor distancia angular posible. El poder de repulsión no es igual entre todos ellos: los pares no enlazantes tienen mayor poder de repulsión;

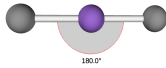
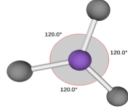
por ello, la repulsión más intensa se da entre estos pares, después, entre un par no enlazante y uno enlazante, y la menor se establece entre los pares enlazantes.

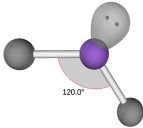
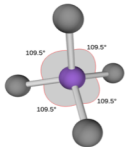
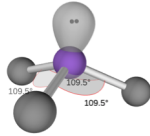
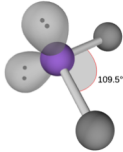
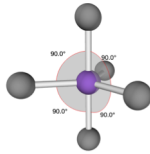
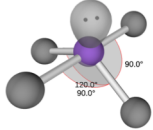
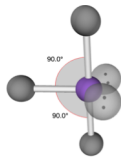
3. Los pares de electrones no compartidos (no enlazantes) ocupan mayor lugar en el espacio que los pares de electrones compartidos (enlazantes).
4. Para la determinación de la geometría molecular, los dobles y los triples enlaces se consideran simples. Todos son zonas de alta densidad electrónica que tienden a repelerse entre sí.

- Predicción de la geometría molecular:

1. Se escribe la estructura óptima de Lewis para la molécula o ión estudiado.
2. Se cuenta el número de zonas de alta densidad electrónica en torno al átomo central sin distinguir entre enlaces y pares de electrones solitarios.
3. Se representan gráficamente las orientaciones espaciales de mínima repulsión (los pares no compartidos ocupan más espacio que los compartidos).
4. Se colocan los átomos que rodean al átomo central en los extremos de las nubes electrónicas.
5. Se obtienen la geometría molecular a partir de la disposición espacial de los núcleos de los átomos presentes (no de las nubes electrónicas). La geometría real se predice teniendo en cuenta las distorsiones angulares generadas por los diferentes pares de enlace o pares solitarios.

-Distintos tipos posibles de geometrías:

Nº Grupos Electrones	Geometría Grupos Electrones	Nº Pares Solitarios	Geometría Molecular	Ángulos Enlace Ideales
2	Lineal	0	Lineal 	180°
3	Trigonal plana	0	Trigonal plana 	120°

Nº Grupos Electrones	Geometría Grupos Electrones	Nº Pares Solitarios	Geometría Molecular	Ángulos Enlace Ideales
	Trigonal plana	1	Angular 	120°
4	Tetraédrica	0	Tetraédrica 	109,5°
	Tetraédrica	1	Piramidal trigonal 	109,5°
	Tetraédrica	2	Angular 	109,5°
5	Bipiramidal trigonal	0	Bipiramidal trigonal 	90°,120°
	Bipiramidal trigonal	1	Balancín 	90°,120°
	Bipiramidal trigonal	2	En T 	90°

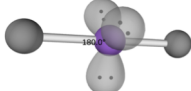
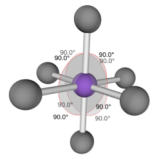
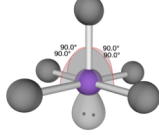
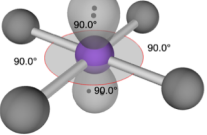
Nº Grupos Electrones	Geometría Grupos Electrones	Nº Pares Solitarios	Geometría Molecular	Ángulos Enlace Ideales
	Bipiramidal trigonal	3	Lineal 	180°
6	Octaédrica	0	Octaédrica 	90°
	Octaédrica	1	Piramidal cuadrada 	90°
	Octaédrica	2	Plano Cuadrada 	90°

Tabla 7: resumen geometría molecular TREPCV

6.2.4. Metodología

Esta práctica se desarrollará en las siguientes fases:

Fase 1: Llevar a los alumnos al aula de ordenadores, asegurándose de que cada alumno cuenta con un ordenador.

Fase 2: Entregar fundamento teórico y procedimiento experimental. En esta fase deben leerlo y empezar a familiarizarse con la página web utilizada. El trabajo se hará individualmente. Se realizará la primera parte de la práctica explicada en el procedimiento experimental.

Fase 3: Los alumnos deberán realizar la segunda parte de la práctica explicada en el procedimiento experimental rellenando la tabla adjunta.

Fase 4: Dividir la clase en grupos de 3 alumnos para que pongan en común sus resultados.

Fase 5: En los mismos grupos, los alumnos deben debatir y contestar al cuestionario final.

Fase 6: Breve exposición de cada grupo sobre lo que han contestado.

6.2.5. Temporalización

El tiempo necesario para esta práctica será de 2 sesiones y media considerando que cada sesión cuenta con 50 minutos.

Fase	Duración
1	1 sesión
2	
3	
4	1 sesión
5	
6	½ sesión

Tabla 8: distribución temporal experimento bloque 2.

6.2.6. Material necesario

- Ordenador con acceso a internet

6.2.7. Fundamento Teórico

Además de los contenidos teóricos en los que se basa esta práctica, cabe mencionar el funcionamiento y las posibilidades con las que cuenta el simulador que se va a utilizar para la realización de esta actividad.

Utilización de la página web: '<https://phet.colorado.edu/es/simulation/molecule-shapes>'.

Este simulador cuenta con dos pantallas distintas: una pantalla de modelado, en la que se pueden construir ‘moléculas ideales’. Y una segunda pantalla, de ‘moléculas reales’, que cuenta con una serie de moléculas en las que se puede ver su geometría real, además de compararla con la modélica, y observar cambios entre el modelo y la realidad.

Ambas pantallas dan información acerca de la geometría de la molécula, de la geometría electrónica y de los ángulos de enlace. También permiten observar la disposición de los pares electrónicos no enlazantes.

En la primera pantalla, de modelado, aparecen todas estas opciones:

Molécula

Mostrar/no mostrar ángulos de enlace.

Mostrar/no mostrar nombre geometría molecular y electrónica.

Enlace

Par Solitario

Remover Todo

Opciones

Mostrar Pares Solitarios

Mostrar ángulos de enlace

Nombre

Geometría de la Molécula Geometría del Electrón

Forma de la Molécula

Añadir / eliminar distintos tipos de enlace en torno al átomo central.

Añadir / eliminar pares de electrones solitarios.

Figura 3 : pantalla modelado PhETInteractiveSimulations.

En la segunda pantalla, de moléculas reales, se puede observar:

Real Modelo

Molécula

XeF₄

Opciones

Mostrar Pares Solitarios

Mostrar ángulos de enlace

Nombre

Geometría de la Molécula Geometría del Electrón

Cuadrado Plano Octaédrico

Forma de la Molécula

Elección de la molécula

Comparación molécula real con parámetros predichos por modelo.

Figura 4 : pantalla realidadPhETInteractiveSimulations.

6.2.8. Procedimiento experimental

Con ayuda de la página web: <https://phet.colorado.edu/es/simulation/molecule-shapes> se observará la geometría de algunas moléculas sencillas aplicando la teoría de VSEPR.

En la primera parte de la práctica se trabajará con la opción de ‘modelo’ del simulador.

Consiste en observar cómo cambia la geometría de una molécula cuando se van añadiendo pares de electrones alrededor del átomo central.

En el simulador, se debe mantener activo tanto el nombre de geometría de la molécula, como el de la geometría electrónica. Permitir también que se muestren los pares de electrones no enlazantes y los ángulos de enlace.

El procedimiento a seguir en esta primera fase será el siguiente:

- 1) Construir una molécula sólo con enlaces simples.
- 2) Para esta misma molécula, variar los tipos de enlaces por dobles o triples. Observar si hay alguna diferencia con la molécula anterior en cuanto a geometría y ángulos de enlace.
- 3) Para la misma molécula construida en el paso 1, variar algunos de los enlaces simples por pares solitarios. Observar si hay alguna diferencia con la molécula anterior en cuanto a geometría y ángulos de enlace.

Repetir este proceso para múltiples moléculas.

La segunda parte de la práctica consistirá en asociar cada modelo teórico con una molécula real de las que aparece en la web.

Completar la tabla dibujando la molécula y completando los datos de: números de enlace, geometría de los enlaces, número de pares solitarios, geometría molecular, ángulos de enlace ideales, ángulos de enlace reales. Observar si en algún caso los ángulos de enlace ideales y reales cambian e intentar explicar por qué.

Nº	Grupos	Geometría	Nº	Pares	Geometría	Ángulos	Ángulos
Electrones	Grupos		Solitarios		Molecular	Enlace	Enlace
	Electrones					Ideales	Reales

Tabla 9: registro a completar por el alumno de geometrías y parámetros de las moléculas del simulador.

Por último, realización en grupos del siguiente cuestionario final:

CUESTIONARIO FINAL

- Explicar por qué, en algunas moléculas reales, sus ángulos de enlace no coinciden con el ángulo predicho por la TRPECV. Indicar en cuáles moléculas ocurre esto.
- Construir una molécula que tenga una geometría electrónica octaédrica y una geometría molecular cuadrado plana.
- Describir la diferencia entre la geometría molecular y la geometría electrónica.
- Explicarla razón de que para algunas moléculas la geometría electrónica sea diferente de la molecular.

Figura 5: cuestionario final a realizar por los alumnos de forma grupal correspondiente a la segunda experiencia propuesta.

6.2.9. Evaluación del alumno

Para evaluar este experimento se deben tener en cuenta todas las fases de las que consta este experimento. Los porcentajes propuestos para la evaluación del mismo son:

- 10% comportamiento.
- 20% actitud de trabajo en la primera parte de la práctica, familiarizándose con el simulador.
- 40% tabla rellena correctamente con todas las moléculas que permite la web.
- 30% cuestionario final, trabajo en grupo.

6.2.10. Otros programas útiles

En este caso, se ha omitido el apartado de ‘presupuesto’ ya que sólo es necesario que el centro cuente con ordenadores suficientes para los alumnos con acceso a internet ya que estos recursos web son gratuitos.

En una búsqueda no muy profunda por internet se encuentran otros recursos útiles para trabajar estos contenidos:

<http://www.educaplus.org/moleculas3d/index.html>

http://iesbinef.educa.aragon.es/fiqui/jmol/organica.htm?_USE=HTML5

<https://www.neoteo.com/avogadro-edicion-visualizacion-moleculas-3d/>

6.3 Análisis cualitativo: separación e identificación de los cationes Ag^+ , Pb^{2+} y Hg_2^{2+}

6.3.1. Contextualización

Mediante este experimento lo que se pretende es trabajar de forma práctica algunos de los contenidos que forman el Bloque 3. ‘Reacciones Químicas’ correspondiente al currículo de 2º de Bachillerato de Química.

En concreto, se trabajarán los contenidos relacionados con las reacciones de precipitación (equilibrios heterogéneos); que comprenden los conceptos de solubilidad y los factores que le afectan además de que trabajarán con el producto de solubilidad de algunas sales.

La realización de estas prácticas ayudará a los alumnos a integrar y aplicar los conocimientos adquiridos para la resolución de problemas de equilibrios heterogéneos, aparece también el principio de Le Châtelier y observarán cómo varía la solubilidad de una sal por distintos factores.

6.3.2. Objetivos

- Separación e identificación de los iones Ag^+ , Pb^{2+} y Hg_2^{2+} mediante precipitaciones sucesivas en una muestra conocida y en una desconocida.
- Aplicación de los contenidos teóricos sobre equilibrios heterogéneos a una práctica real de laboratorio.
- Continuar con la familiarización de los alumnos con el laboratorio.
- Controlar las operaciones básicas de laboratorio.
- Acercar a los alumnos a la documentación básica de la experiencia tras la práctica de laboratorio.

6.3.3. Contenidos Teóricos

Consultando los capítulos correspondientes a equilibrios heterogéneos en varios libros de 2º de bachillerato de química, (Sauret Hernández, 2017b), (Illana Rubio et al., 2018b), se observa que se abordan las reacciones de precipitación, tanto desde un punto de vista cualitativo, como cuantitativo. También se estudian los factores que afectan al equilibrio.

Los contenidos teóricos básicos que se necesitan para el desarrollo de esta práctica son los siguientes:

Reacciones de precipitación

Según (Burriel Martí et al., 2001a), la aparición de una fase sólida en el seno de un líquido, tanto por adición de un reactivo que forme un producto insoluble con alguno de los iones de la disolución, como por cambio de disolvente o de sus propiedades, o bien por eliminación del mismo hasta sobrepasar la saturación, se conoce como precipitación y, se llama precipitado al producto sólido que se ha originado.

Una gran cantidad de especies química pueden ser identificadas por los precipitados que forman, poniéndose de manifiesto la aparición de un tamaño de partícula visible y, además, en algunos casos, estos precipitados poseen un color característico, como se verá más adelante en este capítulo.

Por otra parte, la precipitación es una técnica analítica necesaria para la separación de especies en disolución antes de llegar al proceso de su identificación.

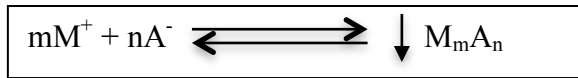
‘Leyes que regulan los equilibrios químicos heterogéneos entre fase sólida y fase líquida’:

Se entiende por solubilidad de un soluto en un disolvente la concentración que presenta una disolución saturada, es decir, en equilibrio con el soluto sin disolver.

La solubilidad de solutos en disolventes depende tanto de la polaridad de los solutos como de la de los disolventes, así como de la temperatura.

La constante de equilibrio para el equilibrio de solubilidad entre un sólido iónico y sus iones disueltos se denomina *producto de solubilidad*, K_{ps} , del soluto.

Teniendo un sólido iónico de fórmula M_mA_n , la reacción de equilibrio con sus iones disueltos se describe como:



*El número de cargas no es significativo

Fig. 6: reacción de equilibrio de un sólido iónico con sus iones disueltos.

Por tanto, el producto de solubilidad queda definido como:

$$K_s = [M^+]^m [A^-]^n$$

Fig. 7: fórmula producto de solubilidad

La K_s rige el equilibrio (a una temperatura determinada) que se establece en una disolución saturada, si este equilibrio se rompe por disminución de las concentraciones iónicas de la parte disuelta, se disolverá más sólido hasta recuperar el equilibrio. Si por el contrario aumentan las concentraciones iónicas, precipitará la parte disuelta hasta alcanzar otra vez el equilibrio.

$K_s < [M^+]^m [A^-]^n$ precipitación
$K_s = [M^+]^m [A^-]^n$ equilibrio-saturación
$K_s > [M^+]^m [A^-]^n$ disolución

Fig. 8: relación producto de solubilidad y concentraciones iónicas.

Existen diversos factores que afectan a la solubilidad de los precipitados. Hay factores que pueden afectar al valor del producto de solubilidad y/o factores que pueden afectar al producto iónico.

En cuanto a los factores que afectan a K_s , cabe destacar que el que una especie química sea más o menos soluble depende de la constitución de dicha especie, del disolvente en el que se disuelva y de la temperatura.

Un ejemplo de la influencia de la temperatura en los procesos de precipitación es el cambio de solubilidad del cloruro de plomo con la temperatura, muy utilizado para su separación con respecto de otros cloruros insolubles.

Debido a que el proceso de disolución es normalmente endotérmico, el aumento de la temperatura incrementa la solubilidad de los precipitados. Esto es especialmente importante en el caso de los halogenuros de plomo, cuya solubilidad varía considerablemente con la temperatura.

Así, como se ha mencionado anteriormente, se tiene en cuenta este fenómeno para la separación de cloruro de plomo de otros cloruros insolubles.

El efecto de la temperatura se emplea también para evitar la formación de coloides en la precipitación de sustancias con bajos productos de solubilidad, como sería el caso de los sulfuros de cationes muy ácidos, como el arsénico y el molibdeno.

En cuanto a los factores que afectan al producto iónico, nos encontramos con el efecto ión común, el efecto salino y/o las reacciones de desplazamiento.

Operaciones y técnicas en el análisis cualitativo: ‘operaciones clásicas, separaciones de sólido y líquido; lavado de precipitaciones’(Burriel Martí et al., 2001b)

Conviene también repasar algunas operaciones clásicas del laboratorio analítico que se van a utilizar en esta práctica:

1. Filtración
2. Centrifugación
3. Lavado de precipitados

Características destacables para esta práctica de los cationes con los que se va a trabajar:

Ag (I): De los distintos estados de oxidación que tiene el elemento “plata” (Ag (I), Ag(II) y Ag (III)), el catión Ag (I) es el más estable en disolución. Es incoloro y las reacciones analíticas de este elemento se basan en las características de este catión.

Los compuestos de Ag (I) solubles en agua son incoloros. Sin embargo, los insolubles se caracterizan por sus respectivas coloraciones. Por ejemplo, son de color amarillo el yoduro, bromuro, arsenito fosfato y silicato de plata; de color rojo de intensidad variable el arseniato, cromato y dicromato; de color negro el sulfuro y pardo el óxido.

Pb(II): El catión Pb(II), incoloro, es estable en disolución acuosa, y es por ello por lo que es el que comúnmente se encuentra en las reacciones analíticas del plomo.

Las sales de plomo son generalmente blancas y sólo el nitrato, acetato y perclorato son solubles en agua.

Si clasificamos las sales de plomo por orden de insolubilidad:

Sulfuro (negro)	>Cromato> (amarillo)	Carbonato, Fosfato y Sulfato (blancos)	> Yoduro > (amarillo)	Cloruro. (blancos)
--------------------	-------------------------	---	--------------------------	-----------------------

Figura 9: clasificación sales de plomo por orden de insolubilidad.

Hg (I): El catión mercurio (I) Hg_2^{2+} , tiene la estructura $^+Hg-Hg^+$. Esta unión se mantiene en los compuestos de mercurio (I). El catión es incoloro, así como sus sales solubles.

Las sales de mercurio (I) solubles en agua son las que forma con el acetato, nitrato y perclorato. Todas ellas son blancas y cuando se disuelven, son incoloras, como se ha mencionado anteriormente.

Los compuestos más insolubles del mercurio son el cloruro mercurio (I) (Hg_2Cl_2), blanco. En contacto con amoníaco este compuesto ennegrece y se le conoce como calomel o calomelanos. También existen las sales de yoduro, Hg_2I_2 , de color amarillo vivo y la de tiocianato, $Hg_2(SCN)_2$, blanco. La solubilidad y el color de estas sales guardan muchas semejanzas con las análogas de Ag (I).

6.3.4. Metodología

Este experimento se organizará de la siguiente forma:

Fase 1: Dividir a los alumnos en grupos de trabajo de 4 o 5 estudiantes y llevarlos al laboratorio del centro.

Fase 2: Planteamiento del problema, ¿cómo se pueden separar e identificar distintos cationes presentes en una disolución? Proporcionarles el guion de la práctica que se va a llevar a cabo (fundamento teórico y procedimiento experimental) así como el material necesario.

Fase 3: Deberán realizar la primera parte de la práctica, es decir, desarrollar la marcha analítica para la disolución conocida. Cada grupo debe rellenar una tabla con los fenómenos que observan mientras realizan cada separación e identificación.

Se plantea esta primera parte para que los alumnos cojan práctica con el procedimiento a seguir y para que visualicen las reacciones de identificación.

Fase 4: Realización de la segunda parte de la práctica; es decir, marcha analítica para una disolución desconocida. Rellenar, también por grupos, una tabla con los fenómenos observados. Decidir cuáles cationes de los anteriores estaban presentes y cuáles no.

Fase 5: Explicar al resto de la clase (un alumno de cada grupo) los cationes que había en su disolución problema y por qué lo han sabido.

Fase 6: Realización de un informe de prácticas, también por grupo.

6.3.5. Temporalización

La distribución temporal de la práctica se muestra en la siguiente tabla. El tiempo total necesario para la realización de esta experiencia sería, aproximadamente, de dos sesiones, contando con 50 minutos cada sesión.

Fase	Duración
1	1 sesión
2	
3	
4	1 sesión
5	

Tabla 10: distribución temporal experimento bloque 3.

6.3.6. Material necesario

Material	Reactivos
Papel indicador de pH	HCl 2M
Moneda de cobre	NH ₃ 2M
Frasco lavador/papel de filtro/pipetas Pasteur	KI 0,5M
Tubos de ensayo y de centrifuga/gradilla	K ₂ CrO ₄ 0,5M
Mechero bunsen/pinza de madera	Agua desionizada
Centrífuga	HCl concentrado
Vitrina de gases	HNO ₃ concentrado

Tabla 11: materiales y reactivos necesarios para experimento bloque 3.

6.3.7. Fundamento teórico.

Los cationes Ag⁺ Pb²⁺ y Hg₂²⁺ constituyen el Grupo III de la marcha analítica de cationes basada en el empleo del carbonato sódico (Esquema 1). Este grupo contiene los cationes que inicialmente precipitan con Na₂CO₃, después se re-disuelven en HNO₃ y, finalmente, precipitan con HCl formando los respectivos cloruros, (Burriel Martí et al., 2001c).

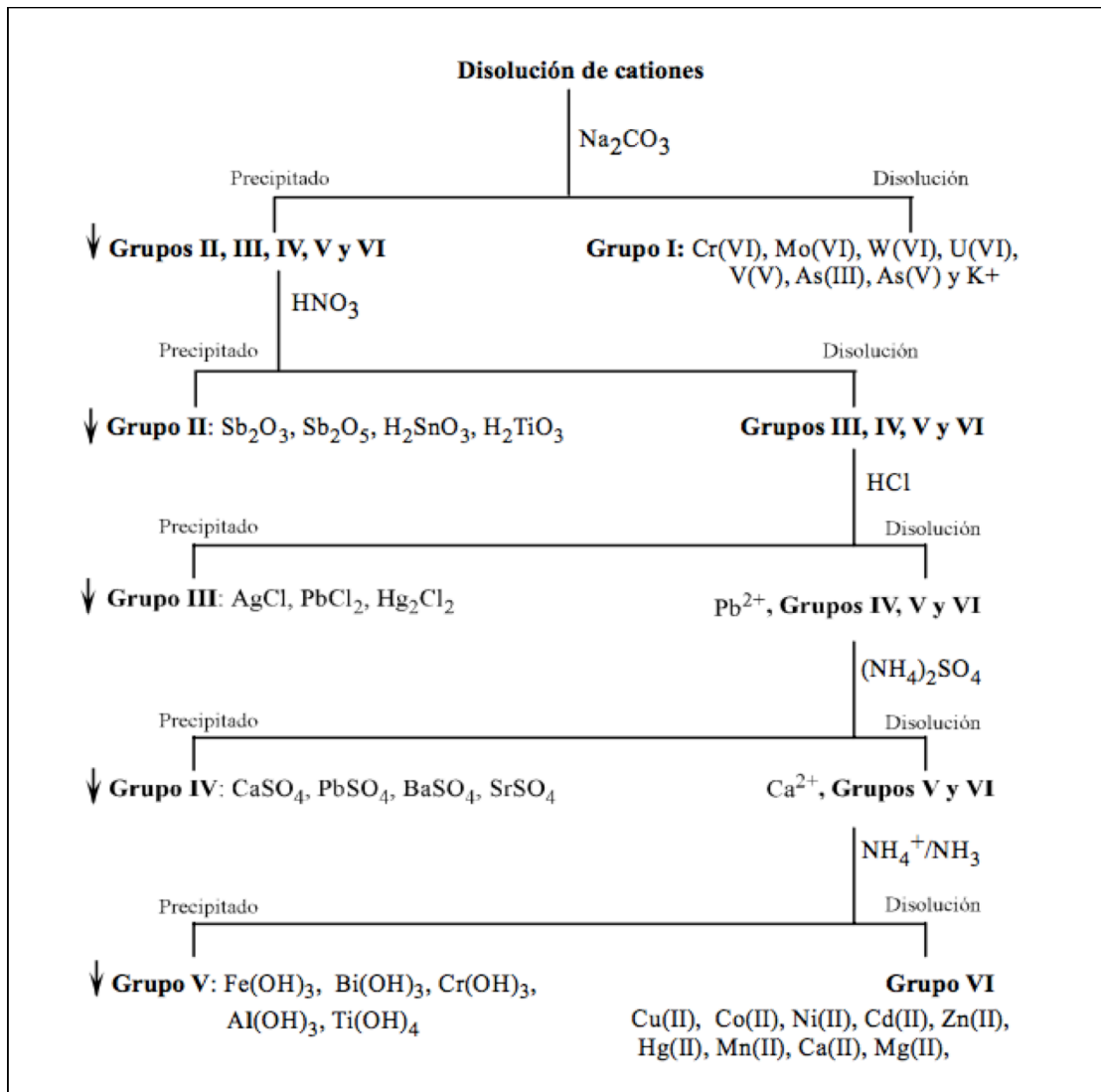


Figura 10 : Esquema marcha analítica del carbonato.

Como se puede observar, la identificación del Pb^{2+} está prevista también en el grupo IV de la marcha del carbonato. Esto es así porque el producto de solubilidad del cloruro de plomo (II) es mucho menor que los de los otros cloruros; lo que nos indica que el plomo es bastante más soluble en agua que los demás.

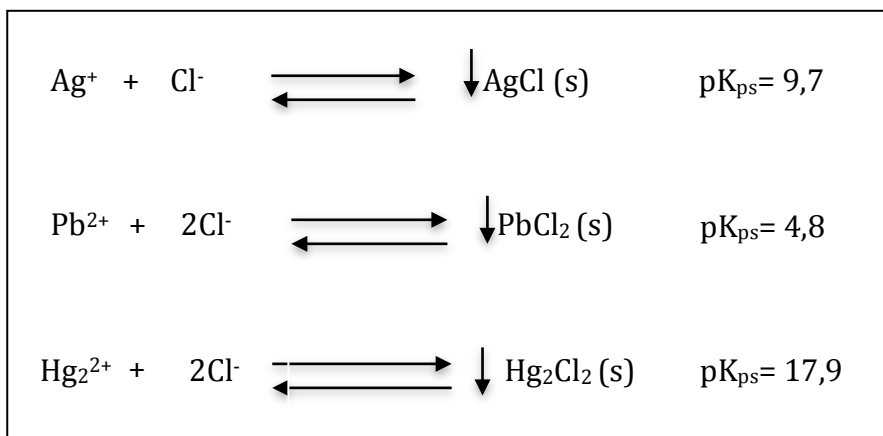


Figura 11: reacciones precipitación iones Ag^+ , Pb^{2+} y Hg_2^{2+} con Cl^- .

Atendiendo a los productos de solubilidad, se ve que la solubilidad del cloruro de plomo es bastante mayor que la de los otros cloruros. Además, ésta aumenta con la temperatura, así que, para separar el Pb^{2+} de la disolución es suficiente con añadir agua caliente para disolverlo y separar así el Pb^{2+} :

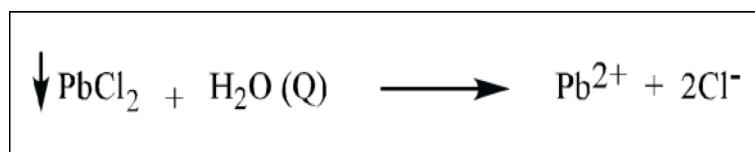


Figura 12: solubilización Pb^{2+} .

La separación entre los cloruros de plata y de mercurio (I) se basa en la acción simultánea del amoníaco sobre ellos. Por un lado el precipitado de cloruro de plata se solubiliza por la formación de complejos amoniacales de plata (preferentemente $\text{Ag}(\text{NH}_3)_2^+$) y, por otro, el medio básico produce la dismutación del ión mercurio (I) en mercurio metal y sales aminadas de mercurio (II) con el consiguiente cambio de color.

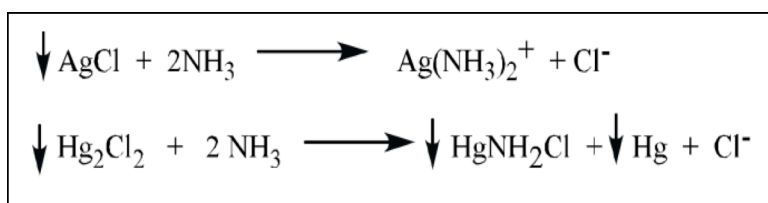


Figura 13 : reacciones cloruro de plata y mercurioso con amoníaco.

Una vez aislados los iones se debe identificar cada uno de ellos.

Identificación ión Pb^{2+} : el Pb^{2+} se puede precipitar en forma de $PbCrO_4$ (amarillo-anaranjado) o como precipitado de PbI_2 (amarillo). Ambos precipitados son amorfos pero, si re-disolvemos el precipitado de PbI_2 posteriormente por calentamiento y enfriamos lentamente, aparecerá de nuevo de forma cristalina, lo que se conoce como ensayo de lluvia de oro.

Identificación ion Ag^+ : al añadir yoduro, incluso sin destruir previamente el complejo $Ag(NH_3)^{2+}$, se formaría AgI , de color amarillo.

Identificación ion Hg_2^{2+} : ya en la etapa de separación de los cloruros de plata y mercurio (I); el hecho de que aparezca un precipitado gris-negro revela la presencia de mercurio (I) en la disolución original. No obstante, se puede confirmar la presencia de este ion por formación de una amalgama de color blanco brillante sobre una superficie limpia de cobre metal.

6.3.8. Procedimiento Experimental.

Esta práctica consta de dos partes.

Primera parte: realizar el análisis analítico descrito en el esquema adjunto (figura 9) para una muestra conocida. Esta muestra es una disolución que contiene todos los iones mencionados anteriormente.

Segunda parte: llevar a cabo la investigación analítica para una muestra desconocida (problema) dada por el profesor.

Antes de comenzar a realizar la marcha analítica con esta muestra desconocida, separar una porción de la misma y reservar a fin de poder hacer comprobaciones posteriores.

Aplicar el procedimiento anterior con la otra parte de la muestra.

Identificar los cationes presentes en esta muestra problema.

El procedimiento a seguir para la separación e identificación de los iones requeridos en esta práctica se resume en los siguientes esquemas:

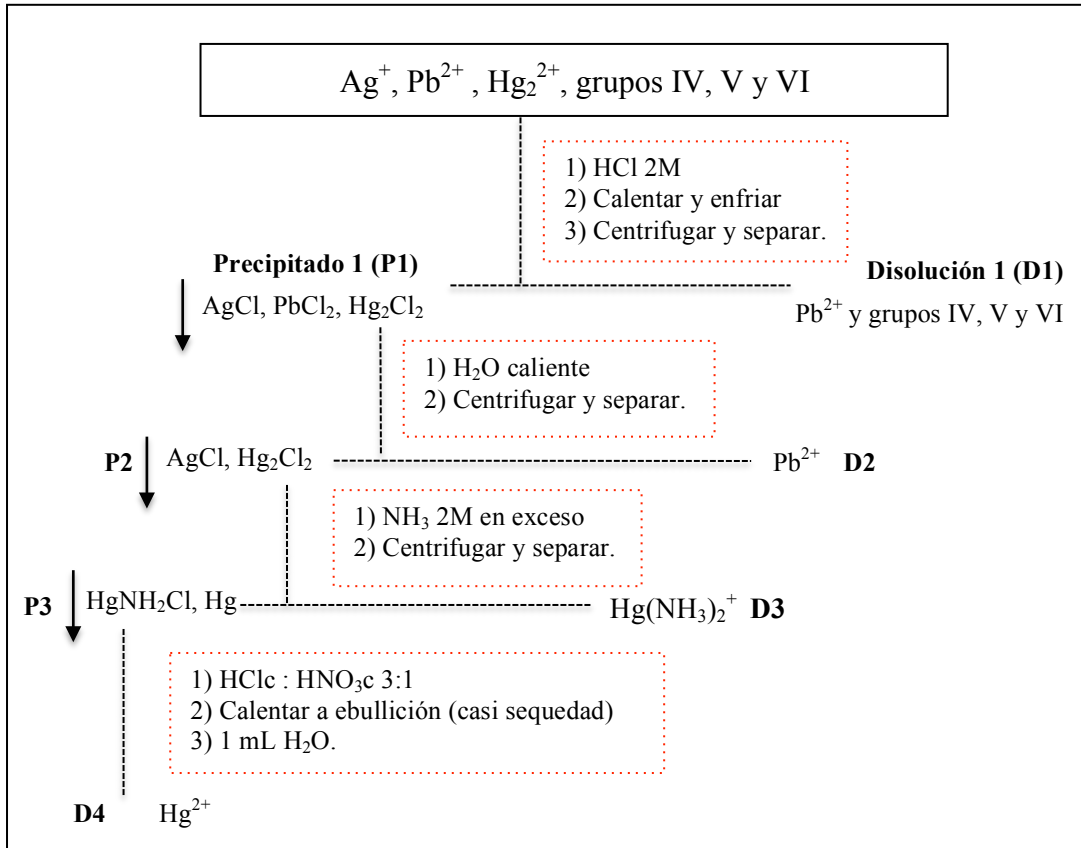


Figura 14 : esquema procedimiento separación de iones del Grupo III de los demás grupos y entre ellos.

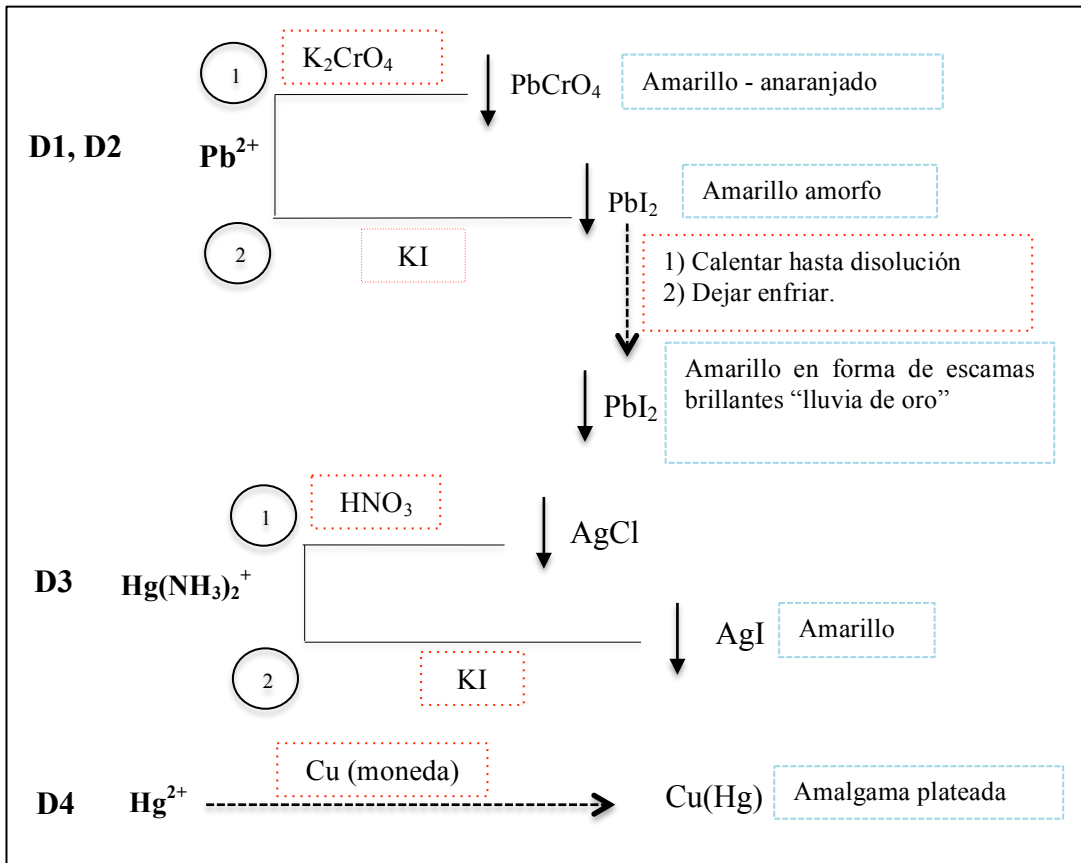


Figura 15 : esquema procedimiento identificación de iones del Grupo III.

Completar para cada parte del experimento; es decir, para la disolución conocida y para la desconocida, la siguiente ficha:

Muestra:		Color:	pH:
Iones a investigar:		Descripción:	

Etapa experimental		Fenómenos observados	Deducciones
Nº	Descripción		

Resultado	
Cationes presentes:	Cationes ausentes:

Figura 16: ficha tipo para los alumnos. Debe ser completada tanto para la disolución conocida como para la desconocida.

Una vez terminadas ambas partes del experimento, se debe limpiar y ordenar correctamente el material.

Por último, rellenar este esquema que deberá incluirse en el informe a entregar.

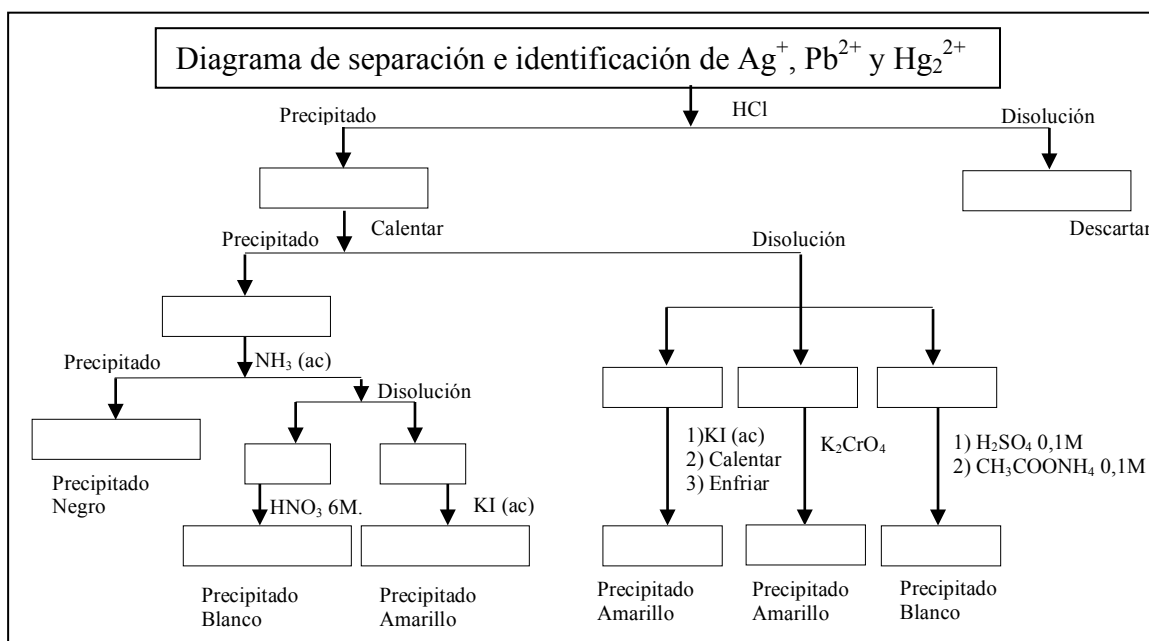


Figura 17: diagrama a completar por los alumnos sobre la separación e identificación de cationes del grupo III. (Müller,2008)

6.3.9. Evaluación del alumno.

La evaluación de esta práctica será por grupo, es decir, todos los alumnos del mismo grupo obtendrán la misma nota. Parece lo más justo pues trabajan en equipo durante toda la experiencia y las tablas e informes a entregar también son grupales.

- 20% actitud y colaboración dentro del grupo.
- 60 % realización y presentación correcta de tablas e informe.
- 20% encontrar correctamente los cationes presentes y ausentes de la muestra problema.

6.3.10. Presupuesto

Producto	Precio (alumno)	Precio (clase)
Papel indicador de pH (80 tiras)	1,15 €	1,15 €
Moneda de cobre	0,02€	1 €
Frasco lavador	2,30€	11,50 €
Papel de filtro (caja de 100)	1,90 €	1,90 €
Pipetas Pasteur (20)	0,11€	2,20 €
Tubos de ensayo (40)	0,10€	4 €
Tubos de centrifuga (40)	0,60€	24 €
Gradilla	4,25€	21,25 €
Mechero bunsen	14,50€	72,50 €
Pinza de madera	1,22€	6,10 €
Centrífuga	225€	225 €
Ácido clorhídrico (35-38%)	4,19€	4,19 €
Amoniaco (en solución, 25%)	5,29€	5,29 €
Yoduro potásico	31,36€	31,36 €
Dicromato de potasio	30,11 €	30,11 €
Agua desionizada (25L)	24,99 €	24,99 €
Ácido nítrico (65%)	9,30 €	9,30€
Total		475,84 €

Tabla 12: precio materiales y reactivos del experimento bloque 3. (Letslab; QuercusLab)

6.4 Reconocimiento de aldehídos y cetonas en algunos hidratos de carbono

6.4.1. Contextualización

Este experimento se engloba dentro de los contenidos a tratar en el Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales, del currículo definido para la asignatura de Química de 2º de Bachillerato por la orden EDU del 5 de mayo de 2015.

Con este experimento, tras haber dado la materia correspondiente en clase, se pretende que los alumnos sean capaces de reconocer los tipos de compuestos orgánicos (funciones orgánicas) con los que están trabajando, además de nombrarlos y formularlos.

También está dirigido a que observen la distinta reactividad de algunos grupos funcionales muy parecidos entre sí, como lo son los aldehídos y las cetonas.

Por último, este experimento puede relacionarse también con otras asignaturas, como con biología, ya que en segundo de bachillerato una parte de su temario está dedicado al estudio de las biomoléculas, entre ellas, monosacáridos y disacáridos, los cuales también van a formar parte de este experimento.

6.4.2. Objetivos

Los objetivos que se persiguen con la realización de esta práctica son los siguientes:

- Relacionar los contenidos teóricos con los presentes en la práctica, de forma que la práctica suponga una ayuda para entender los contenidos vistos previamente en clase.
- Repasar las diversas funciones orgánicas, así como su formulación y nomenclatura.
- Repasar la reactividad de determinadas funciones orgánicas (aldehídos y cetonas) y, observar las diferencias entre ellas.
- Ser capaz de distinguir, en base a su reactividad, aldehídos de cetonas.
- Relacionar estos conceptos con la asignatura de biología, en concreto con la parte del temario en la que se estudian las biomoléculas.
- Ser capaz de distinguir entre azúcares reductores y no reductores, también en base a su reactividad.
- Continuar con el acercamiento del trabajo en el laboratorio al alumnado, despertando el interés por la química.

6.4.3. Contenidos teóricos

Según los libros de química 2º de Bachillerato que se han consultado para hacer este trabajo, (Illana Rubio et al., 2018c; Illana Rubio et al., 2018d; Sauret Hernández, 2017c; Sauret Hernández, 2017d) se estudia tanto la nomenclatura como las propiedades y reacciones que sufren las moléculas orgánicas de todos los grupos funcionales (ácido carboxílico, éster, amida, nitrilo, aldehído, cetona, alcohol, amina, éter y derivados).

Por tanto, esta práctica servirá para poner de manifiesto las diferencias en la reactividad entre aldehídos y cetonas a pesar de que ambos tipos de compuestos comparten el grupo carbonilo como responsable de sus propiedades químicas.

Entre las reacciones que sufren (adición, oxidación-reducción), se destaca la diferencia que existe en cuanto a la oxidación de estos compuestos, siendo los aldehídos más reactivos que las cetonas y, por ello, se necesitan condiciones más fuertes para transformar una cetona (degradación oxidativa con ruptura de la cadena) que las que se necesitan para oxidar un aldehído hasta el ácido carboxílico correspondiente.

Además esta práctica también relaciona conceptos vistos previamente en biología, pues se hablará y se trabajará con azúcares reductores y no reductores, recordando parte del temario de 2º de bachillerato de biología correspondiente al primer trimestre del curso, las biomoléculas.

6.4.4. Metodología

Fase 1: dividir la clase en grupos de trabajo

Fase 2: planteamiento del problema: distinguir entre aldehídos y cetonas en el laboratorio, así como distinguir entre glucosa y sacarosa.

Fase 3: Seguir el procedimiento experimental para disoluciones conocidas de acetaldehído, acetona, glucosa y sacarosa. Anotar los cambios observados.

Fase 4: Realizar lo mismo pero para disoluciones desconocidas. Decidir cuál disolución contiene aldehído, cuál acetona, glucosa y/o sacarosa.

Fase 5: Contestar cuestiones relacionadas con la práctica de forma grupal y exponer los resultados a la clase de forma breve.

6.4.5. Temporalización.

Se calcula que para la realización de esta práctica sería suficiente con dos sesiones de 50 minutos cada una.

Fase	Duración
1	1 sesión
2	
3	
4	1 sesión
5	

Tabla 13: distribución temporal experimento bloque 4.

6.4.6. Materiales necesarios.

Material	Reactivos
Balanza	Hidróxido sódico
Mechero Bunsen	Amoníaco
Vaso de precipitados	Ácido sulfúrico concentrado
Embudo	Nitrato de plata
Probeta	Acetaldehído
Tubos de ensayo	Acetona
Gradilla para tubos de ensayo	Glucosa
Pinzas	Sacarosa
Vidrio de reloj	Permanganato potásico
Cuentagotas	Sulfato de cobre
Varilla de vidrio	Tartrato sódico-potásico
Cucharilla espátula	Agua destilada
Frasco cuentagotas	
Recipiente opaco	
Frasco dosificador	

Tabla 14: materiales y reactivos necesarios para experimento bloque 4.

6.4.7. Fundamento teórico.

(C.Vollhardt and E.Schore, 1995) define ‘aldehídos’ y ‘cetonas’ como compuestos orgánicos que poseen en su estructura química un enlace doble entre carbono y oxígeno. Son lo que se conoce como compuestos carbonílicos.

En cuanto a su estructura química, un aldehído cuenta con, al menos, un hidrógeno unido al carbono del grupo carbonilo mientras que en las cetonas el carbono del grupo carbonilo está enlazado a dos cadenas hidrocarbonadas:

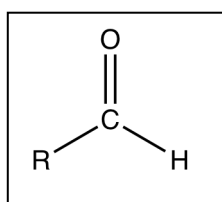


Fig. 18: formula general aldehído

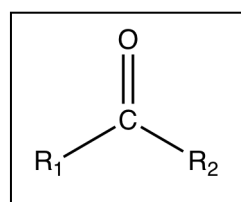


Fig. 19 : formula general cetona

Como se puede observar, las cetonas y los aldehídos son semejantes en estructura y también tienen propiedades similares. Sin embargo, existen algunas diferencias entre ellos. Éstas radican en sus reacciones con agentes oxidantes y nucleófilos.

Para observar la diferenciación entre aldehídos y cetonas, se encuentran, por ejemplo, dos ensayos sencillos que se pueden utilizar. Ambos están basados en la fácil oxidación de los aldehídos a ácidos carboxílicos, transformación no posible en el caso de las cetonas.

El primer ensayo se conoce como “ensayo de Fehling” : La adición de una molécula que contiene un grupo aldehído a una solución de sulfato de cobre (II) provoca la formación de un precipitado rojo ladrillo de óxido de cobre (I). En esta reacción el oxidante es el ión cobre(II) . En medio básico, la precipitación de óxido de cobre (I) (rojo) indica la presencia de la función aldehído.

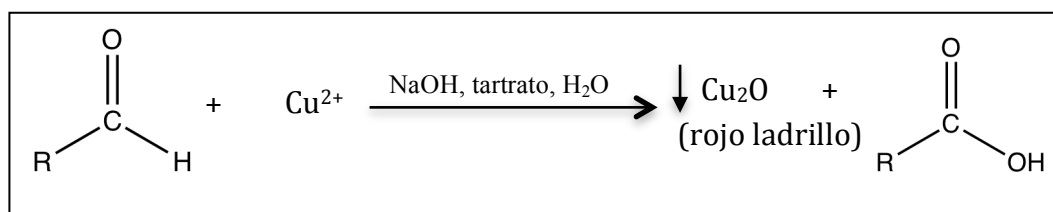


Figura 20: Reacción de Fehling

El segundo es el “ensayo de Tollens”: este ensayo detecta la presencia de grupos fácilmente oxidables en moléculas orgánicas como lo son los aldehídos. La adición de

aldehídos a una solución de plata (I) en amoníaco acuoso provoca la deposición de un espejo de plata sobre las paredes del tubo de ensayo.

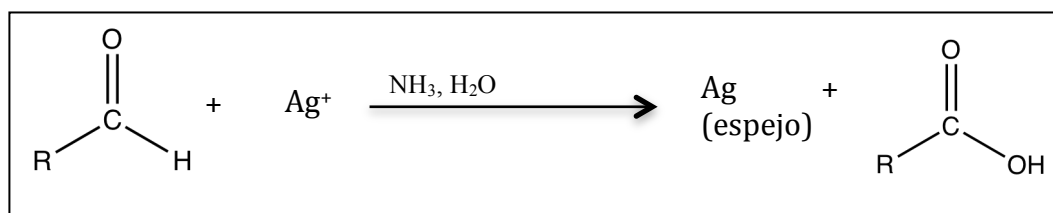


Figura 21: Reacción de Tollens

Con estos ensayos se pone de manifiesto la diferencia en la capacidad de oxidación de las cetonas y los aldehídos. Ambos tipos de compuestos carbonílicos tienen un estado de oxidación intermedio entre los alcoholes y los ácidos carboxílicos, por tanto, podrían actuar como oxidantes y/o como reductores dependiendo de las circunstancias. Sin embargo, como se ha mencionado anteriormente, el poder reductor de los aldehídos es mucho mayor que el de las cetonas (incapaces de transformarse en ácidos).

Los aldehídos se oxidan tan fácilmente que el aire debe eliminarse de sus contenedores para evitar la oxidación lenta por el oxígeno atmosférico. Los reactivos moderados como los iones plata (reactivo de Tollens) o iones cúprico (reactivo de Fehling) pueden oxidar a los aldehídos debido a que éstos se oxidan con mucha facilidad y, sin embargo, no son capaces de oxidar a las cetonas.

Los ensayos de Fehling y Tollens, además, permiten detectar azúcares reductores, que están presentes en el temario de biología de 2º de bachillerato.

Se conocen como ‘azúcares reductores’ a aquellos azúcares que pueden oxidarse, como la glucosa, ya que aún en su forma cíclica conserva el grupo aldehído en su estructura como hemiacetal.

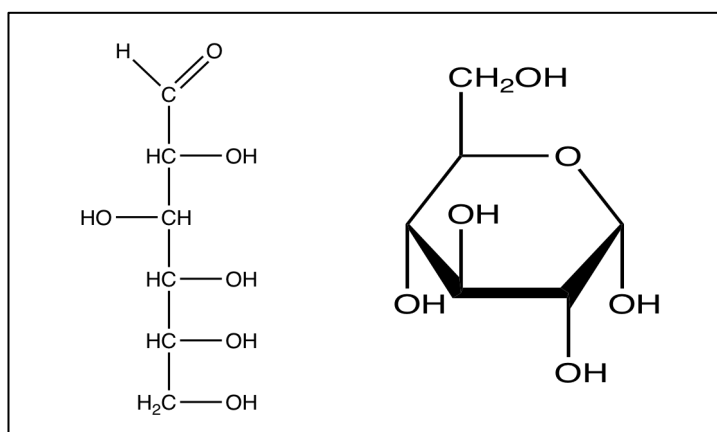


Figura 22: estructura glucosa. Lineal y cíclica.

Por otra parte, los ‘azúcares no reductores’ son aquellos que no se pueden oxidar; como es el caso de la sacarosa (azúcar de caña). Esta molécula es un disacárido de fórmula $C_{12}H_{22}O_{11}$, formado por dos monosacáridos, glucosa y fructosa, y, debido a la forma de unión de estos, no conserva ningún grupo aldehído en su estructura.

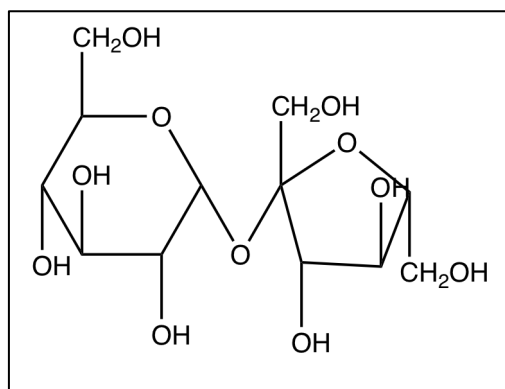


Figura 23: estructura sacarosa

Así, la glucosa reaccionará con los reactivos de Fehling y Tollens mientras que la sacarosa no lo hará. Sin embargo, si la sacarosa es tratada previamente con un ácido que disocie la molécula en sus monosacáridos (glucosa y fructosa), sí que se producirá reacción ya que la glucosa sí es capaz de reducir a los reactivos utilizados.

6.4.8. Procedimiento Experimental

Esta práctica está compuesta por dos fases. La primera fase se dedicará a observar el distinto comportamiento de aldehídos y cetonas por una parte; y, azúcares reductores y no reductores por otra, frente a diferentes reactivos. Para ello se utilizarán disoluciones conocidas de acetaldehído, acetona, glucosa y sacarosa.

La segunda parte consiste en decidir, mediante estos experimentos, qué sustancia de las anteriores hay en cada tubo de ensayo dado por el profesor.

Los experimentos que se realizarán en las dos fases de la práctica son los siguientes:

1) Reacción de aldehídos y cetonas con permanganato potásico.

Diluir cada tubo de ensayo con 1 o 2 mL de muestra (aldehído y/o cetona). Añadir posteriormente una gota de ácido sulfúrico concentrado a cada uno.

Posteriormente añadir a cada disolución dos gotas de permanganato potásico al 10%.

Observar qué ocurre.

Anotar las observaciones para cada tubo de ensayo.

Tubo de ensayo	Compuesto	Observaciones
1		
2		

Tabla 15: anotaciones de las observaciones para la reacción de muestras con permanganato.

2) Ensayo de Fehling

a. Preparación del reactivo de Fehling

Este reactivo está compuesto a su vez por dos reactivos diferentes:

Fehling 1: Se prepara disolviendo unos 4 g de sulfato de cobre en 100 ml de agua.

Fehling 2: Se disuelven en 100 ml de agua 18 g de tartrato sódico potásico y 6 g de hidróxido sódico en forma de lentejas.

Se mezclan los reactivos de Fehling inmediatamente antes de usarlos, al 50% aproximadamente.

b. Aplicación del reactivo de Fehling a las distintas muestras.

Este ensayo se hará con los 4 compuestos de los que se dispone como muestras: disoluciones de acetaldehído, acetona, glucosa y sacarosa.

Mezclar cada tubo de ensayo con 3 mL de la muestra con 1 mL del reactivo de Fehling calentando suavemente.

Observar los cambios que se producen en cada tubo de ensayo.

Anotar observaciones.

Tubo de ensayo	Compuesto	Observaciones
1		
2		
3		
4		

Tabla 16: anotaciones de las observaciones para los ensayos con reactivo de Fehling.

3) Ensayo de Tollens

a. Preparación del reactivo de Tollens

Añadir poco a poco 5mL de amoníaco diluido a 100 mL de una disolución de nitrato de plata 0,1 M.

Almacenar este reactivo en un recipiente opaco, ya que puede alterarse con la luz. Se debe tener precaución con este reactivo ya que si se dejan secar las soluciones de óxido de plata se forman unos cristales negros altamente explosivos (plata fulminante).

b. Aplicación del reactivo de Tollens a las distintas muestras.

En tubos de ensayo limpios (preferiblemente nuevos) verter 3 mL del reactivo de Tollens. A continuación añadir 1mL de cada una de las sustancias a las que se les quiera realizar el ensayo de Tollens.

Calentar posteriormente todos los tubos de ensayo al baño María durante unos 20 minutos aproximadamente.

Es importante no agitar los tubos y que estén lo más limpios posibles para facilitar la formación de una lámina superficial de plata (en los casos en los que se forme).

Observar los cambios que se producen en cada tubo de ensayo y anotar las observaciones en la tabla.

Tubo de ensayo	Compuesto	Observaciones
1		
2		
3		
4		

Tabla 17: anotaciones de las observaciones para los ensayos con reactivo de Tollens.

Después de realizar todos estos ensayos para muestras conocidas de acetaldehído, acetona, glucosa y sacarosa, se les proporcionará a cada grupo de alumnos tubos de ensayo con disoluciones desconocidas. Por una parte, dos disoluciones que pueden ser acetona o aldehído y otras dos que pueden ser glucosa o sacarosa.

Deberán marcar adecuadamente los tubos para no confundirlos.

Posteriormente volverán a repetir los ensayos con estas disoluciones para decidir qué hay en cada tubo de ensayo.

Una vez hechos los experimentos pertinentes, pondrán sus conclusiones en común y un miembro de cada grupo se las explicará al resto de la clase brevemente.

6.4.9. Evaluación del alumno.

De nuevo, se valorará esta actividad teniendo en cuenta cada fase de metodología.

Los porcentajes quedarán repartido de la siguiente manera:

- 20% actitud de trabajo y limpieza de laboratorio.
- 50% completar las tablas.
- 30% colaboración grupal en la resolución, puesta en común y exposición de las preguntas del cuestionario final.

CUESTIONARIO FINAL

1. ¿Por qué los aldehídos presentan una mayor facilidad de oxidación que las cetonas?
2. Formule y nombre los aldehídos y cetonas utilizados en esta práctica.
3. Comentar si se ha encontrado alguna dificultad en la realización de esta práctica.

Figura 24 : cuestionario a realizar por los alumnos de forma grupal tras la realización de la cuarta experiencia.

6.4.10. Presupuesto

Si se calcula un presupuesto aproximado teniendo en cuenta que en clase habría 20 alumnos y se hacen grupos de 4 personas.

Producto	Precio (alumno)	Precio (clase)
Balanza (HCK-600 precisión 0,1g)	53€	53€
Mechero Bunsen	14,50€	72,50 €
Vasos de precipitado (40)	0,95€/unidad	38€
Embudo vidrio	3,95 €	19,75 €
Probeta	1,50 €	7,5 €
Tubos de ensayo (40)	0,10€	4 €
Gradilla para tubos de ensayo	4,25€	21,25 €
Pinzas	1,22€	6,10 €
Pipetas pasteur (20)	0,11€	2,20 €
Varilla de vidrio	0,80 €	4 €
Cucharilla espátula	0,75 €	3,75 €
Frasco lavador	2,30€	11,50 €
Frascos opacos	1,15 €	5,75 €
Frasco lavador	2,30	11,5 €
Hidróxido sódico (500g)	4,85 €	4,85 €
Amoníaco (1L, 20%)	5,29 €	5,29 €
Ácido sulfúrico concentrado (1L, 98%)	9,92 €	9,92 €
Nitrato de plata (1L, 0,1M)	44,04 €	44,04 €
Acetaldehído* (0,5 L)	36,60 €	36,60 €
Acetona (1L, 99,6%)	5,82 €	5,82 €
Glucosa (500g)	8,40 €	8,40 €
Sacarosa (500g)	7,65 €	7,65 €
Permanganato potásico (500g)	10,72 €	10,72 €
Sulfato de cobre (500g)	15,58 €	15,58 €
Tartrato sódico-potásico (500g)	18,72 €	18,72 €
Agua destilada (25L)	24,99 €	24,99 €
Total		453,18 €

Tabla 18: precio materiales y reactivos experimento bloque 4. (Letslab; QuercusLab) *(Merck)

7. Conclusiones

Tras la realización de este Trabajo Fin de Máster, se puede sacar en claro que no es difícil plantear unas experiencias de laboratorio sencillas que estén relacionadas con el temario de esta asignatura y que ayuden a los alumnos a comprender los conceptos que tradicionalmente les suelen resultar más complejos.

Además, se ha demostrado que su realización tampoco conlleva demasiado tiempo (aproximadamente 3 sesiones), con lo que serían viables hasta para un curso tan exigente en cuanto a tiempo como 2º de Bachillerato.

También se observa que el precio de las mismas no tiene por qué ser excesivamente elevado. En el caso de las experiencias propuestas en este trabajo, la más cara sería la tercera práctica con un precio aproximado de 475,86 €. Cabe señalar, en cuanto al precio de estas experiencias, que está calculado al alza ya que en realidad para cada una de ellas no se gastan todos los materiales y reactivos que se han calculado; es decir, de la cantidad de reactivos que se comprarían se utilizaría por práctica una mínima parte, por tanto, con este dinero, se pueden repetir las prácticas año tras año con distintos alumnos así como reutilizarlos en otras prácticas distintas.

Con este trabajo también se pone de manifiesto la importancia de realizar prácticas interdisciplinares, es decir, que relacionen conceptos de varias asignaturas, como la cuarta práctica que relaciona conceptos vistos en química y en biología. Esto tiene como resultado un aprendizaje significativo y de calidad.

8. Bibliografía

1. Burriel Martí, F.; Lucena Conde, F.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. ‘C. XIII.- *Marcha del H₂S con cationes menos frecuentes. Marcha del carbonato sódico*’. Química Analítica Cualitativa; Thomson: **2001c**; pp 794.
2. Burriel Martí, F.; Lucena Conde, F.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. ‘C. X.- *Propiedades analíticas y reactivos de los elementos metálicos y de sus cationes*’. Química Analítica Cualitativa; Thomson: **2001b**; pp 418.
3. Burriel Martí, F.; Lucena Conde, F.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. ‘C. IV.- *Reacciones de precipitación*’. Química Analítica Cualitativa; Thomson: **2001a**; pp 794.
4. Burriel Martí, F.; Lucena Conde, F.; Arribas Jimeno, S.; Hernández Méndez, J. ‘C. VIII.- *Operaciones y técnicas en análisis cualitativo*’. Química Analítica Cualitativa; Thomson: **2001**; pp 794.
5. C.Vollhardt, K. P.; E.Schore, N. ‘C. 17. *Aldehídos y Cetonas: el grupo carbonilo*’. Química orgánica; Omega: **1995**; pp 763.
6. C.Vollhardt, K. P.; E.Schore, N. ‘C. 24: *Carbohidratos*’; Química Orgánica; **1995**; pp 1096.
7. F.Woodfield, B.; C.Aplund, M.; Haderlie, S. ‘*Laboratorio Virtual de Química General*’; Pearson Educación: México, **2009**; , pp 228.
8. Franco Moreno, R. A.; Velasco Vázquez, M. A.; Riveros Toro, C. M. ‘*Los trabajos prácticos de laboratorio en la enseñanza de las ciencias: tendencias en revistas especializadas (2012-2016)*’. **2017**, *Revista de la Facultad de Ciencia y Tecnología-Tecné, Episteme y Didaxis, ted, 41*, 37-56.
9. González Gil, G. ‘*Prácticas de laboratorio como refuerzo de conceptos de química en 2º de bachillerato*’. **2017**.
10. H.Petrucci, R.; Geoffrey Herring, F.; D.Madura, J.; Bissonnette, ‘C. 10. *Enlace químico I. Conceptos básicos*’. Química General. Pearson: **2011b**; pp 395.
11. H.Petrucci, R.; Geoffrey Herring, F.; D.Madura, J.; Bissonnette, ‘C. 11. *Enlace químico II. Aspectos adicionales*’. Química General. Pearson: **2011c**; pp 395.
12. H.Petrucci, R.; Geoffrey Herring, F.; D.Madura, J.; Bissonnette, ‘C. 2. *Los átomos y la teoría atómica*’. Química General. Pearson: **2011a**; pp 34.

13. Heredia Ávalos, S. ‘*Experimentos de química recreativa con sulfato de cobre pentahidratado*’. **2006**, *Revista Eureka sobre la enseñanza y divulgación de las ciencias*, vol.3 n°.3,2006, 467-484.
14. Illana Rubio, J.; Araque Guerrero, J. A.; Llebana Collado, A.; Teijón Rivera, J. ‘C. 4. *Enlace químico*’. Química 2 Bachillerato; Grupo Anaya: **2018a**; pp 90.
15. Illana Rubio, J.; Araque Guerrero, J. A.; Llebana Collado, A.; Teijón Rivera, J. ‘C. 6. *Equilibrio químico*’; Química 2 Bachillerato; Grupo Anaya: **2018b**; pp 160.
16. Illana Rubio, J.; Araque Guerrero, J. A.; Llebana Collado, A.; Teijón Rivera, J. ‘C. 9. *Química de los compuestos del carbono*’; Química 2 Bachillerato; Grupo Anaya: **2018c**; pp 256.
17. Illana Rubio, J.; Araque Guerrero, J. A.; Llebana Collado, A.; Teijón Rivera, J. ‘C. 10. *Reactividad de los compuestos del carbono*. Química 2 Bachillerato; Grupo Anaya: **2018d**; pp 290.
18. Letslab. <https://www.letslab.es/> (accessed Mayo/5, **2019**).
19. Madrid, J. C.; Arellano, M.; Jara, R.; Merino, C.; Balocchi, E. ‘*El aprendizaje cooperativo en la comprensión del contenido “disoluciones”. Un estudio piloto*’. **2013**, *Didáctica de la QUímica. Educación química.*, 471-479-24 n°2.
20. Merck. <http://www.merckmillipore.com/ES/es> (accessed Mayo/5, **2019**)
21. Müller, G.; Llano, M.; García-Ortega, H. ‘*Separación e identificación cualitativa del grupo III de cationes*’; Laboratorio de Química General; Reverté: **2008**; pp 151.
22. Pascual Colegio, J. A. ‘*Reconocimiento de Aldehídos y Cetonas*’. <http://www.100ciaquimica.net/exper/> (accessed 05/21, 2019).
23. Paulson, D. ‘*Active learning and cooperative learning in the organic chemistry lecture class*’. **1999**, *Journal of Chemical Education*, N.79, 1136-1140.
24. QuercusLab. <https://quercuslab.es/> (accessed Mayo/5, **2019**).
25. Robredo Valgañón, B.; Sáenz Varea, T.; Hernández Álamos, M. M. ‘*Comparación entre modelos didácticos en la enseñanza práctica de la química*’. **2017**, *Enseñanza de las ciencias, Núm.Extra*, 4059.
26. Sauret Hernández, M. ‘C. 3. *Enlace químico y propiedades de las sustancias*’; Química 2° Bachillerato; Grupo Editorial Bruño: **2017a**; pp 74.
27. Sauret Hernández, M. ‘C. 5. *Equilibrio químico y cinética química **Equilibrios heterogéneos*’; Química 2° Bachillerato; Grupo Editorial Bruño: **2017b**; pp 150-180-185.
28. Sauret Hernández, M. ‘C. 8. *Fundamentos de la química del carbono*; Química 2° Bachillerato’; Grupo Editorial Bruño: **2017c**; pp 278.

29. Sauret Hernández, M. 'C. 9. *Propiedades e importancia de los compuestos de carbono*'; Química 2º Bachillerato; Grupo Editorial Bruño: **2017d**; pp 326.
30. Wade, L. G. 'C. 18: *Cetonas y Aldehídos*'; Química Orgánica Vol.2. Pearson: **2017**; pp 876.
31. Wieman, C. PhET Interactive Simulations.
<https://phet.colorado.edu/es/simulation/molecule-shapes> (accessed 5/27, **2019**).

ⁱ A pesar de que no todas estas citas están reflejadas concretamente a lo largo del trabajo, se han consultado para la realización del mismo y por ello se encuentran aquí citadas.