

Universidad de Oviedo

Facultad de Formación del Profesorado y Educación

**Máster en Formación del Profesorado de Educación
Secundaria Obligatoria, Bachillerato y Formación Profesional**

Trabajo Fin de Máster

Título: Programación Didáctica de Química de 2º
Bachillerato. Innovando con el Chems sketch.

Autor: Natalia García-Vela Ceñal

Director: Jesús Daniel Santos Rodríguez

Fecha: Mayo,2012

Nº de Tribunal

36

Autorización del directora/a.

Firma

Máster en Formación del Profesorado de Educación Secundaria
Obligatoria, Bachillerato y Formación Profesional

Trabajo Fin de Máster

Título: Programación Didáctica de Química de 2º Bachillerato.
Innovando con el Chemskech.

Autor: Natalia García-Vela Ceñal

Director: Jesús Daniel Santos Rodríguez

Fecha: Mayo, 2012

Nº de Tribunal

36

Autorización del directora/a.

Firma

INDICE

	Página
<i>PARTE I: REFLEXIÓN SOBRE LAS PRÁCTICAS PROFESIONALES</i>	
1. ANÁLISIS Y REFLEXIÓN SOBRE LAS PRÁCTICAS PROFESIONALES	1
2. ANÁLISIS Y VALORACIÓN DEL CURRÍCULO OFICIAL	3
3. PROPUESTA DE INNOVACIÓN	4
<i>PARTE II: PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA QUÍMICA 2º BACHILLERATO</i>	
1. CONCEPTO Y SENTIDO DE LA PROGRAMACIÓN	7
2. MARCO LEGISLATIVO	7
3. INTRODUCCIÓN	8
4. CONTEXTUALIZACIÓN	9
4.1. Características del centro	9
4.2. Características del grupo (Química de 2º de Bachiller	11
4.3. Competencias básicas	11
5. OBJETIVOS	11
5.1. Objetivos generales del Bachillerato	11
5.2. Objetivos específicos química	13
6. CONTENIDOS	14
7. METODOLOGÍA	15
7.1. Principios pedagógicos	15
7.2. Métodos y estrategias	16

7.3. Actividades	17
7.4. Recursos	18
8. EVALUACIÓN	19
8.1. Criterio de evaluación	20
8.2. Procedimientos e instrumentos para la evaluación	25
8.3. Recuperación de evaluaciones	26
8.4. Criterios de promoción	27
8.5. Alumnos a los que no se les puede aplicar la evaluación continua	28
8.6. Prueba extraordinaria	28
8.7. Alumnos con Física y Química de 1º de Bachiller pendiente	28
9. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD	28
9.1. Medidas de apoyo ordinario	29
9.2. Medidas de apoyo específico	29
10. UNIDADES DIDÁCTICAS	30
<i>PARTE III: PROPUESTA DE INNOVACIÓN</i>	
1. DIAGNÓSTICO INICIAL	69
2. JUSTIFICACIÓN Y OBJETIVOS DE LA INNOVACIÓN	69
3. DESARROLLO DE LA INNOVACIÓN	70
4. EVALUACIÓN DE LA INNOVACIÓN	72

Resumen

El presente Trabajo Fin de Máster tiene como propósito la aplicación y desarrollo de los conocimientos adquiridos en el Máster en Formación del Profesorado de Educación Secundaria Obligatoria, Bachillerato y Formación Profesional. Para ello se abordan tres partes bien diferenciadas, pero íntimamente ligadas entre sí. Por un lado, tiene como propósito la reflexión sobre las prácticas realizadas en el centro y su relación con las diversas asignaturas, por el otro el desarrollo de una Programación Didáctica y finalmente la propuesta de una Innovación.

PARTE I

Reflexión sobre las prácticas profesionales

1. ANÁLISIS Y REFLEXIÓN SOBRE LA PRÁCTICAS PROFESIONALES

Las prácticas docentes se caracterizan por enriquecer sustancialmente la formación de futuros docentes, proporcionando un conocimiento directo de la realidad escolar. Este periodo se ha aprovechado para entrar en contacto con el entorno de la Educación Secundaria Obligatoria y Postobligatoria, pudiendo reflexionar mediante su implicación y participación activa sobre aspectos como: la dinámica del aula, así como el propio proceso de enseñanza-aprendizaje. Ha sido una experiencia totalmente enriquecedora, que ha permitido ejercer la labor docente con una mayor seguridad y confianza.

El Prácticum contribuye a contextualizar los conocimientos teóricos, asimilados previamente; de tal forma que se logra establecer una conexión entre la formación teórica y la experiencia práctica. El Practicum supone un periodo formativo muy importante para el aprendizaje de la labor docente, ya que proporciona una aproximación al contexto educativo con el fin de analizar la verdadera realidad del centro y del aula.

Por todo esto es necesario realizar un análisis de los contenidos teóricos de la asignatura con su posterior puesta en prácticas. Para ello se comenzará describiendo las diferentes asignaturas y su aportación a la mejora de las Prácticas Docentes.

- ***Aprendizaje y desarrollo de la personalidad:*** proporciona contenidos teóricos básicos sobre las características cognitivas, comunicativas y de personalidad de los adolescentes, así como las posibles causas que influyen en su desarrollo, que permiten explicar la conducta de los mismos. De esta materia destacaría, los diferentes seminarios prácticos realizados, con un enfoque totalmente dinámico, que permitían la aplicación práctica de determinadas habilidades sociales.
- ***Complementos de Formación Disciplinar de la Física y la Química:*** proporciona aspectos de la Física y la Química desde otro punto de vista. No es una continuación de lo que llevas realizando a lo largo de la carrera universitaria, sino que opta por una visión enriquecedora, de ampliación de conocimientos.

- ***Diseño y Desarrollo del Currículum:*** introduce sutilmente conceptos muy importantes, tales como “competencias básicas”, “objetivos, contenidos, tipos de contenidos” muy importantes a la hora de realizar una programación didáctica o una unidad didáctica. Diría que es una asignatura básica, de introducción a nuevos conceptos.
- ***Tecnologías de la Información y de la Comunicación:*** se podría aprender muchísimo de esta asignatura. Proporciona muchísima información teórica, a pesar de contar con tan solo un crédito. Recalco lo de teórica nuevamente y es que a mi opinión las clases debieran de ser totalmente prácticas (en aulas de informática), porque la asignatura así lo requiere. Aunque reconozco que igual existen problemas de incompatibilidades de horarios con dichas aulas.
- ***Procesos y contextos educativos:*** es una asignatura que aborda, entre otras, las siguientes temáticas
 - La caracterización del sistema educativo y su historia.
 - La organización de los centros educativos.
 - Los recursos, estrategias y procedimientos de información de la tutoría.
 - Las formas de abordar la atención a la diversidad.
 - El análisis de los procesos de interacción y comunicación que se dan tanto en el aula como en el centro.

El enfoque de esta asignatura resulta de lo más atractivo, pero he de decir que el desarrollo de la misma ha sido muy caótico. En primer lugar esta asignatura fue dada por cinco profesores distintos; esto implica muy pocas horas para cada uno y poca continuidad en la asignatura. En segundo lugar, es que es inadmisibles que los seminarios estén antes que la teoría, esto hace que se pidan actividades que no sabes ni lo que te están pidiendo. No obstante y a pesar de las dificultades es la asignatura “pilar”, sobre la cual se va a regir el resto, ya que es la base de los documentos institucionales de un centro. Permite conocer cuáles son los distintos documentos, quién los elabora, de qué partes constan, que hay o que no hay que incluir, etc.

- ***Aprendizaje y enseñanza:*** se podría decir que tiene un fin práctico. Ya que se termina el Máster conociendo al menos el nombre de los libros generales tanto de Física como de Química. Asimismo se tiene una idea básica de lo que es una

Unidad Didáctica y una Programación Didáctica, fundamental a la hora de opositar.

- **Lengua inglesa para el aula bilingüe:** la única optativa del Máster con tan solo tres créditos, lo cual no permite una mejora en la práctica bilingüe. Pero a pesar de este hecho, he tenido la oportunidad de experimentar con el Programa Bilingüe durante el Practicum. Experiencia que valoro positivamente.

2. ANÁLISIS Y VALORACIÓN DEL CURRÍCULO OFICIAL

El **Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre**, aprobado por el Ministerio de Educación y Ciencia que establece la estructura y las enseñanzas mínimas de Bachillerato como consecuencia de la implantación de la Ley Orgánica de Educación (LOE), ha sido desarrollado en el Principado de Asturias por el **Decreto 75/2008, de 6 de agosto**, por el que se establece el currículo de Bachillerato para esta comunidad. El presente trabajo aborda la materia de **Química de 2º de Bachillerato** (modalidad de *Ciencias de la salud*).

Según la LOE (artículo 32), esta etapa ha de cumplir diferentes finalidades educativas, que no son otras que proporcionar a los alumnos formación, madurez intelectual y humana, conocimientos y habilidades que les permitan desarrollar funciones sociales e incorporarse a la vida activa con responsabilidad y competencia, así como para acceder a la educación superior (estudios universitarios y de formación profesional de grado superior, entre otros). En consecuencia, la educación en conocimientos específicos de esta materia ha de incorporar también la enseñanza en los valores de una sociedad democrática, libre, tolerante, plural, etc., una de las finalidades expresas del sistema educativo, tal y como se pone de manifiesto en los objetivos de esta etapa educativa y en los específicos de esta materia, la educación moral y cívica, para la paz, para la salud... se integran en todos los aspectos y materias del currículo.

En este sentido, el currículo de Bachillerato ha de contribuir a la formación de una ciudadanía informada y crítica, y por ello debe incluir aspectos de formación cultural y científica. La materia de Química, en particular, y todas las de carácter científico, en general, deben aparecer en su carácter empírico y predominantemente experimental, y a la vez en su faceta de construcción teórica y de modelos. Han de

favorecer, en consecuencia, la familiarización del alumno con las características de la investigación científica y con su aplicación a la resolución de problemas concretos. El desarrollo de este grupo de materias debe mostrar los usos aplicados de estas ciencias: sus implicaciones sociales y tecnológicas, cada vez mayores (por sus implicaciones en la medicina, en la tecnología de materiales, en la industria farmacéutica y alimentaria, etc.). Por ello la Química aparece como una materia fundamental de la cultura científica de nuestro tiempo que contribuye a la formación integral de los ciudadanos, en similar medida que las de carácter humanístico.

El Bachillerato es una etapa educativa de carácter propedéutico, por tanto su currículo debe incluir contenidos que permitan abordar con éxitos estudios posteriores.

Además de ser esta una etapa educativa terminal en sí misma, también tiene un carácter propedéutico: su currículo debe incluir los contenidos que permitan abordar con éxito estudios posteriores, dado que la Química forma parte del currículo de un amplio grupo de estudios universitarios y Formación Profesional.

Por último, la aproximación a las causas y desarrollo de los grandes problemas que acucian a la sociedad contemporánea, como la desigual distribución de la riqueza, los conflictos permanentes en determinadas zonas del planeta, las cuestiones derivadas de la degradación medioambiental y el desarrollo tecnológico, el papel de los medios de comunicación y su repercusión en el consumo y en los estilos de vida, las drogodependencias, etc., permitirán la potenciación de una serie de valores como la solidaridad, la oposición a cualquier tipo de discriminación por razón de sexo, raza o creencia, la resolución pacífica de los conflictos, etc., que facilite su integración en una sociedad democrática y responsable, y que son tratados específicamente como los contenidos transversales.

3. PROPUESTA INNOVADORA

Las nuevas tecnologías han producido cambios en los modelos pedagógicos, el docente ya no es la única fuente de conocimientos, sin embargo sigue teniendo un papel determinante en la búsqueda de las fuentes y actividades educativas apropiadas a las necesidades de los estudiantes. Las nuevas tecnologías se convierten en aliadas del docente en la búsqueda de un aprendizaje significativo.

La presente propuesta trata de la utilización del programa ChemSketch. Es un programa de ordenador gratuito y fácil de utilizar, que docentes y estudiantes pueden descargar de Internet y emplear para construir ecuaciones químicas, estructuras moleculares y diagramas de laboratorio. El programa cuenta con funciones avanzadas como son la posibilidad de ver a color y rotar moléculas en un modelo compacto. Además, se pueden seleccionar iones, grupos funcionales, moléculas completas y piezas de uso de un menú con gran número de plantillas, para cambiarles el tamaño o ubicarlas en un sitio especial de una página. El paquete también incluye texto y herramientas para dibujo.

Más delante del presente trabajo, se desarrollará minuciosamente la innovación propuesta para el aula de Química de 2º Bachillerato.

PARTE II

Programación didáctica

Química 2º Bachillerato

1. CONCEPTO Y SENTIDO DE LA PROGRAMACIÓN

La planificación es un aspecto esencial de cualquier actividad organizada y sistemática y hace, referencia, en general, a la previsión de unos medios para conseguir unas metas determinadas. Aunque hay diferentes acepciones del término programar, en su sentido más amplio se entiende como “*idear y ordenar las acciones necesarias para realizar un proyecto*” (RAE. *Diccionario de la Lengua Española*).

Cuando se habla del proceso de enseñanza-aprendizaje, la planificación, la elaboración de un plan que prevea su puesta en práctica, suele recibir el nombre de Programación que, en el contexto pedagógico, es el conjunto de acciones mediante las cuales se transforman las intenciones educativas más generales en propuestas didácticas concretas que permitan alcanzar los objetivos previstos (López Fenoy, Morales Ortiz, & Sánchez Manzanares, 2005).

Para Gimeno Sacristán, la programación es un paso intermedio entre la teoría y la práctica educativa, donde el profesorado planifica la intervención educativa (Romero Ávila).

Según el artículo 91 de la LOE y el artículo 200/1997, una de las funciones del profesor es programar.

La presente programación didáctica está elaborada conforme a lo establecido **Real Decreto 83/1996, de 26 de enero, por el que se aprueba el reglamento orgánico de los Institutos de Educación Secundaria. Recoge y amplía los elementos mínimos necesarios de los que debe constar una programación.**

2. MARCO LEGISLATIVO

La base legal de la presente programación didáctica está registrada en la normativa que se muestra a continuación:

Normativa general
■ <i>Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación.</i>
Organización del centro
■ <i>Real Decreto 83/1996, de 26 de enero, por el que se aprueba el Reglamento orgánico de los institutos de educación secundaria.</i>
■ <i>Decreto 76/2007, de 20 de junio, por el que se regula la participación de la comunidad educativa y los órganos de gobierno de los centros docentes públicos que imparten enseñanzas</i>

de carácter no universitario en el Principado de Asturias.

- Decreto 249/2007, de 26 de septiembre, por el que se regulan los derechos y deberes del alumnado y normas de convivencia en los centros docentes no universitarios sostenidos con fondos públicos del Principado de Asturias.
- RESOLUCION de 5 de agosto de 2004, de la Consejería de Educación y Ciencia, por la que se modifica la Resolución de 6 de agosto de 2001, de la Consejería de Educación y Cultura, por la que se aprueban las Instrucciones que regulan la organización y funcionamiento de los Institutos de Educación Secundaria del Principado de Asturias.
- RESOLUCION de 6 de agosto de 2001, de la Consejería de Educación y Cultura, por la que se aprueban las instrucciones que regulan la organización y funcionamiento de los Institutos de Educación Secundaria del Principado de Asturias
- Circular de inicio de curso 2011-2012 (26 de agosto de 2011).
- Circular de 17 de abril de 2012, para La aplicación del calendario de finalización del 2º curso de bachillerato.

Currículo-Bachillerato

- Decreto 75/2008, de 6 de agosto, por el que se establece la ordenación y el currículo del Bachillerato.
- Resolución 4 de marzo de 2009, de la Consejería de Educación y Ciencia, por la que se regulan aspectos de la ordenación académica de las enseñanzas del Bachillerato establecido en la Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación.

Evaluación

- Circular de 12 de mayo de 2009 de la Dirección General de Políticas Educativas y Ordenación Académica sobre la evaluación final de Bachillerato.

3. INTRODUCCIÓN

La presente Programación está destinada a alumnado del segundo curso de Bachillerato, del I.E.S. «Doctor Fleming» de la localidad de Oviedo del municipio de Oviedo del Principado de Asturias.

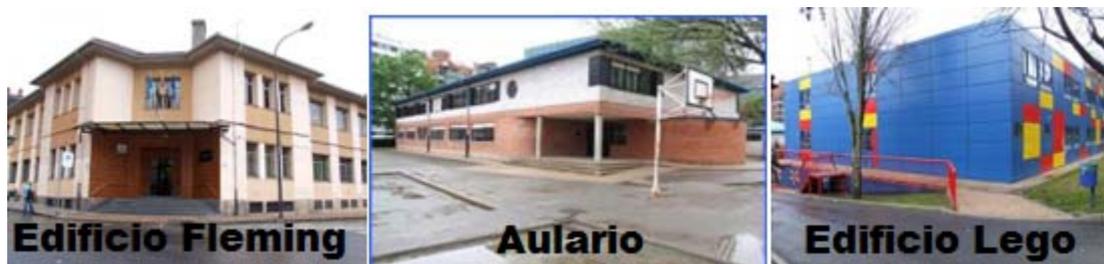
La Programación docente se ha establecido teniendo en cuenta las características del alumnado al que va dirigido, el modelo de centro reflejado en el Proyecto curricular de centro y los principios de igualdad, calidad e inclusión en el marco común europeo que promulga la Ley de Educación 2/2006, de 3 de mayo de 2006.

La Programación Didáctica va a ofrecer orientaciones y criterios generales para facilitar la acción didáctica en el aula que permita seleccionar, adaptar y aplicar, en cada caso, las metodologías más adecuadas a las características y peculiaridades del grupo de alumnos. El modelo de comunicación y de relaciones a adoptar en el aula, los tipos de actividades y tareas a realizar, los recursos y medios a utilizar, la organización de tiempos y espacios, medidas de atención a la diversidad constituyen decisiones y opciones metodológicas que deberán ajustarse a las necesidades educativas concretas del alumnado, de tal forma que se desarrollen sus capacidades.

4. CONTEXTUALIZACIÓN

4.1 CARACTERÍSTICAS DEL CENTRO

El I.E.S. «Doctor Fleming» es un instituto situado en un entorno urbano, ubicado en el centro de la ciudad y cercano a otros centros educativos de carácter público y de niveles diferentes: centros de infantil y primaria (Colegio Público *Gesta 1 y 2* o el Colegio *Baudilio Arce*, entre otros), centros de enseñanza secundaria (IES *Aramo* e IES *Alfonso II*) y centros universitarios (Facultad de Ciencias y Facultad de Formación del Profesorado y Educación). Todo ello hace que el alumnado provenga en buena medida de familias de clase media con padres y madres con formación académica de nivel medio o universitaria. Sin embargo, también se cuenta con alumnos procedentes de entornos rurales como Riosa, Morcín, Olloniego o Ribera de Arriba y un pequeño porcentaje de inmigrantes que, aunque no muy numeroso, sí es muy heterogéneo y condiciona en gran medida la práctica docente. Así mismo, se cuenta con alumnos de necesidades educativas especiales, entre los que aparecen algunos con síndromes diversos que presentan alteraciones de conducta que hacen su integración especialmente complicada.



Los colegios de Educación Primaria adscritos al instituto son los siguientes: Concejo de Oviedo: Baudilio Arce, Buenavista I y Narciso Sánchez de Olloniego (Concejo de Oviedo); Colegio Público de Morcín (Concejo de Morcín); Alcalde Próspero Martínez. (Concejo de Riosa).

Enseñanzas impartidas en el I.E.S Doctor Fleming

■ Educación Secundaria Obligatoria

Se imparte en los dos edificios con que cuenta el instituto, situados dentro del recinto del Colegio Baudilio Arce. En el Edificio Aulario, se imparte 1º y 2º de ESO además de las materias con aula específica y en el Edificio Lego, 3º y 4º de ESO.

■ Bachillerato

En el Edificio principal Fleming, se imparten las modalidades de Humanidades y Ciencias Sociales y la de Ciencias y Tecnología. Todos los grupos tienen horario de mañana.

■ Programas de cualificación profesional inicial

En la modalidad de Aula profesional el centro imparte los programas de *Ayudante de Servicios Administrativos y Generales* y el de *Ayudante de Instalaciones Electrotécnicas y de Comunicaciones*. Los alumnos que superen el programa pueden seguir, en un segundo curso, módulos conducentes a la obtención del título de Graduado en E.S.O.

■ Ciclos Formativos de Grado Medio

La oferta educativa en este nivel se basa en la trayectoria formativa del Centro, e incluye ciclos de dos familias profesionales: *Gestión Administrativa*, de la familia de Administración y Empresas, e *Instalaciones Eléctricas y Automáticas*, de la familia profesional de Electricidad.

■ Ciclos Formativos de Grado Superior

En correspondencia con las cuatro familias profesionales existentes en el Instituto, se imparten los Ciclos de *Administración y Finanzas y Secretariado*, en la familia de Administración de Empresas; *Sistemas Electrotécnicos y Automatizados*, en Electricidad; *Proyectos de Edificación y Desarrollo de Proyectos Urbanísticos y Operaciones Topográficas*, en Edificación y Obra Civil; *Administración de Sistemas Informáticos en Red, Desarrollo de Aplicaciones Web y Desarrollo de Aplicaciones Multiplataforma*, en la familia de Informática.

Número de alumnos y profesorado del I.E.S Doctor Fleming

El número de alumnos matriculados en el centro es aproximadamente de 722, en cuanto a lo que Educación Secundaria Obligatoria y Postobligatoria se refiere, que se distribuyen como se indica a continuación:

Alumnado de I.E.S Doctor Fleming					
Educación Secundaria Obligatoria	1º	141	Ciclos Formativos de Grado Medio	1º	82
	2º	130		2º	66
	3º	154	Ciclos Formativos de Grado	1º	244

Programación didáctica para Química de 2º de Bachiller

	4º	99	Superior	2º	167
Bachillerato	1º	100	Programa de Cualificación	EDG	14
	2º	98	Profesional Inicial	ELE	16
TOTAL = 1311					

La plantilla de profesorado con la que cuenta el centro para dar cobertura al conjunto de alumnos matriculados es de 131 docentes, de los que 5 configuran la plantilla orgánica del Departamento de Física y Química.

4.2 CARACTERÍSTICAS DEL GRUPO (QUÍMICA DE 2º DE BACHILLER)

Se trata de un grupo de 26 alumnos, perteneciente a la modalidad de Ciencias de la salud. Ninguno de los alumnos es repetidor en la materia de Química de 2º Bachillerato. De los 26 alumnos, sólo uno tiene pendiente la materia de “Física y Química” de 1º de Bachillerato.

La argumentación para matricularse en esta modalidad gira en torno a que la mayoría de sus estudiantes quieren continuar con estudios tales como Medicina y Psicología principalmente.

4.3 COMPETENCIAS BÁSICAS

En la LOE, en su capítulo III, artículo 6, referido al currículo, se dice textualmente:

“(…) a los efectos de los dispuesto en esta Ley, se entiende por currículo el conjunto de objetivos, competencias básicas, contenidos, métodos pedagógicos y criterios de evaluación de cada una de las enseñanzas reguladas en la presente Ley” (LOE, 2006, p.54).

Así pues, tanto en la ESO como en el bachillerato se debería hablar de competencias básicas; sin embargo, en el Real Decreto 1467/2007, que regula el Bachillerato en toda España, no se introduce en ningún momento el tema de las competencias básicas en el tema del currículo, ni se alude a ello a lo largo de todo el articulado legislativo. Esto debe interpretarse en el sentido de que la ESO es una etapa de enseñanza obligatoria en la cual se debe enfocar todo el proceso de enseñanza y aprendizaje hacia el logro de las competencias básicas; en cambio, en la enseñanza de bachillerato, al ser etapa postobligatoria, no puede considerarse que su finalidad sea la adquisición de unas competencias que ya deben estar logradas en la etapa anterior de escolarización. (Gil Pérez, 2011).

5. OBJETIVOS

5.1 OBJETIVOS GENERALES DEL BACHILLERATO

La Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación, establece que el Bachillerato tiene

como finalidad «proporcionar al alumnado formación, madurez intelectual y humana, conocimientos y destrezas que le permitan progresar en su desarrollo personal y social e incorporarse a la vida activa y a la educación superior».

Por su parte, el artículo 3 del Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre, por el que se establece la estructura del bachillerato y se fijan sus enseñanzas mínimas, señala que esta etapa educativa debe contribuir a desarrollar entre el alumnado las capacidades que le permitan:

- Ejercer la ciudadanía democrática, desde una perspectiva global, y adquirir una conciencia cívica responsable, inspirada por los valores de la Constitución española así como por los derechos humanos, que fomente la corresponsabilidad en la construcción de una sociedad justa y equitativa y favorezca la sostenibilidad.
- Consolidar una madurez personal y social que les permita actuar de forma responsable y autónoma y desarrollar su espíritu crítico. Prever y resolver pacíficamente los conflictos personales, familiares y sociales.
- Fomentar la igualdad efectiva de derechos y oportunidades entre hombres y mujeres, analizar y valorar críticamente las desigualdades existentes e impulsar la igualdad real y la no discriminación de las personas con discapacidad.
- Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje, y como medio de desarrollo personal.
- Dominar, tanto en su expresión oral como escrita, la lengua castellana y, en su caso, la lengua co-oficial de su comunidad autónoma.
- Expresarse con fluidez y corrección en una o más lenguas extranjeras.
- Utilizar con solvencia y responsabilidad las tecnologías de la información y la comunicación.
- Conocer y valorar críticamente las realidades del mundo contemporáneo, sus antecedentes históricos y los principales factores de su evolución. Participar de forma solidaria en el desarrollo y mejora de su entorno social.
- Acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y dominar las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.
- Comprender los elementos y procedimientos fundamentales de la investigación y de los métodos científicos.
- Conocer y valorar de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, así como afianzar la sensibilidad y el respeto hacia el medio ambiente.
- Afianzar el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa,

trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.

- m) Desarrollar la sensibilidad artística y literaria, así como el criterio estético, como fuentes de formación y enriquecimiento cultural.
- Utilizar la educación física y el deporte para favorecer el desarrollo personal y social.
- Afianzar actitudes de respeto y prevención en el ámbito de la seguridad vial.

Estas capacidades han de alcanzarse cursando materias comunes, de modalidad y optativas.

Las materias de modalidad, entre las que se encuentra nuestra asignatura de Química, en el área de Ciencia y Tecnología, tienen como finalidad, según el artículo 7 de dicho Real decreto, *“proporcionar una formación de carácter específico vinculada a la modalidad elegida que oriente en un ámbito de conocimiento amplio, desarrolle aquellas competencias con una mayor relación con el mismo, prepare para una variedad de estudios posteriores y favorezca la inserción en un determinado campo laboral”*.

El mismo Real Decreto define el currículo del Bachillerato como *“el conjunto de objetivos, contenidos, métodos pedagógicos y criterios de evaluación de estas enseñanzas”* y fija los aspectos básicos que constituyen las enseñanzas mínimas de cada materia a los que se refiere el artículo 6.2 de la Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación.

5.2 OBJETIVOS ESPECÍFICOS QUÍMICA.

- La enseñanza de la Química en el Bachillerato tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:
- Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
- Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
- Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener 3. y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
- Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera 4. habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.
- Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías 5. químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
- Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a 6. la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los

problemas que sus aplicaciones pueden generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables, así como a la superación de los estereotipos, prejuicios y discriminaciones, especialmente los que por razón de sexo, origen social o creencia han dificultado el acceso al conocimiento científico a diversos colectivos a lo largo de la historia.

- Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.
- Relacionar los contenidos de la Química con otras áreas científicas como pueden ser la Biología, la Geología, Ciencias del mundo contemporáneo, la tecnología.

6. CONTENIDOS

Como se ha indicado anteriormente, el currículo de Bachillerato se recoge en el Decreto 75/2008, 6 de agosto, por el que se establece la ordenación y el currículo del Bachillerato. Asimismo incluye tres anexos referidos a: currículo de las materias comunes y de modalidad, Currículos de las materias optativas, horario escolar del Bachillerato.

La presente Programación está constituida por un conjunto de 15 unidades didácticas, agrupadas según 7 bloques temáticos. Están secuenciadas y distribuidas en el tiempo, tal y como se presenta en la tabla adjunta. Dicha secuenciación se ha realizado en base a un orden lógico de aprendizaje para el alumnado, de tal modo que, al principio debe conocer los conocimientos previos de cursos anteriores, que sirvan de sostén para poder correcto seguimiento de la asignatura de Química.

Los contenidos se agrupan en 7 bloques temáticos

Bloques	Unidades Didácticas	Sesiones
BLOQUE 1 Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas.	1. Termoquímica.	8
	2. Espontaneidad de las reacciones químicas.	6
BLOQUE 2 El equilibrio químico.	3. Equilibrio químico.	8
	4. Equilibrios de solubilidad.	6
BLOQUE 3 Ácidos y bases Enlace químico y propiedades de las sustancias.	5. Reacciones de transferencia de protones.	8
	6. Aplicaciones de los equilibrios ácido.-	8

	base.	
BLOQUE 4	7. Reacciones de oxidación-reducción.	8
Introducción a la electroquímica.	8. Electroquímica.	8
BLOQUE 5	9. Estructura atómica de la materia.	8
Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos.	10. Sistema periódico.	8
BLOQUE 6	11. Uniones entre átomos.	8
El enlace químico y las propiedades de las sustancias.	12. Enlace covalente.	8
BLOQUE 7	13. La química del carbono.	8
Química del carbono: estudio de algunas funciones orgánicas	14. Reactividad de los compuestos de carbono.	8
	15. Polímeros y macromoléculas.	6

7. METODOLOGÍA

La metodología constituye el conjunto de criterios y decisiones que organizan, de forma global, la acción didáctica en el aula: papel que juegan los alumnos y profesores, utilización de medios y recursos, tipos de actividades, organización de los tiempos y espacios, agrupamientos, secuenciación y tipo de tareas, etc. Este conjunto de decisiones caracteriza cada uno de los elementos curriculares (objetivos, contenidos, evaluación, medios...) de tal forma que conforme un estilo educativo y un ambiente que facilite el desarrollo de los procesos de enseñanza-aprendizaje.

7.1 PRINCIPIOS PEDAGÓGICOS

Desde el punto de vista de la educación y su práctica, se entiende por principios metodológicos aquellos postulados fundamentales que se establecen como guía práctica y que a su vez están sustentados por teorías que pertenecen al ámbito educativo. Al hablar de principios metodológicos se tiene que hacen referencia a los principios que se establecen en la legislación, que están relacionados con las fuentes psicológicas y pedagógicas del currículo (Domínguez Chillón & Barrio Valencia, 2001).

Analizando las orientaciones generales de esta etapa de Bachillerato y las específicas para la materia de Química, se extraen los siguientes principios metodológicos:

- Se partirá de los intereses y capacidades del alumno, para construir a partir de ahí, nuevos aprendizajes que favorezcan y mejoren su rendimiento. Este principio exige

considerar los rasgos psicológicos generales característicos de un grupo de edad y, también, los conocimientos que los alumnos han construido con anterioridad y que condicionan la asimilación de los nuevos contenidos.

- La metodología favorecerá la capacidad de los alumnos para aprender por sí mismos y para trabajar en equipo.
- La organización docente deberá atender a las necesidades, aptitudes e intereses que demanden los alumnos según se vayan detectando en el proceso de enseñanza-aprendizaje.
- La agrupación de alumnos en el aula podrá ser variable y flexible, en función de las actividades que se vayan a realizar en el aula, sin despreciar por ello el trabajo personal e individualizado.
- Se dará prioridad a la comprensión de los contenidos frente al aprendizaje puramente mecánico o memorístico.
- Se propiciarán las oportunidades para que los alumnos puedan poner en práctica los nuevos conocimientos, de modo que puedan comprobar la utilidad de lo que han aprendido, y sepan aplicarlo en otros contextos a su vida cotidiana.
- La actividad educativa procurará dar una formación personalizada, fomentará la participación de los alumnos, asegurará una efectiva igualdad entre el alumnado, y promoverá la relación con el entorno.
- Se fomentará, de acuerdo con las competencias, la reflexión personal sobre lo realizado y la elaboración de conclusiones con respecto a lo que se ha aprendido; de esta forma, los alumnos analizarán su progreso respecto a sus conocimientos.

7.2 MÉTODOS Y ESTRATEGIAS

Las Orientaciones metodológicas se concretan en la utilización de unos determinados Métodos Didácticos, es decir, el modo de llevar a la práctica la metodología.

En la presente Programación se podrían emplear diversos métodos, pero los que se consideran más importantes son:

- **Exposición:** transmisión de información verbal, gráfica, audiovisual o instrumental para que el alumnado la asimile. Este método será el utilizado para la exposición de las diferentes unidades didácticas.
- **Explicación mediante un diálogo profesora-alumno.** Consiste en el planteamiento de preguntas o cuestiones que el alumno responde.
- **Trabajo cooperativo en grupos:** este método se utiliza para trabajo que se realicen en

grupos, y como su propio nombre indica se trata de realizar tareas en común.

- **Método de indagación:** con este método, el alumno elabora conocimiento a partir de situaciones o referencias que el docente le proporciona. Se trata de que el alumno busque información referente a los temas que se le indiquen.
- **Resolución de problemas:** consiste en que el alumno ha de encontrar por si mismo la respuesta o respuestas a un determinado ejercicio. Ha de procurarse que el problema planteado, no sea del todo conocido por el alumno, para que no sea un hecho meramente de repetición. Este método se utilizará mucho en cada una de las 15 unidades, ya que cada unidad plantea diferentes problemas con diferentes estrategias de resolución.
- **Observación activa:** consiste en observar las diferentes actuaciones del alumno en el aula, laboratorio...

7.3 ACTIVIDADES

En la metodología del proceso de enseñanza aprendizaje de esta Programación se plantearán las siguientes actividades.

- **Actividades de iniciación-motivación.** Lecturas, experiencias de cátedra, de tal forma que susciten interés, curiosidad al alumnado.
- **Actividades de desarrollo.** Se plantean un conjunto de actividades, tales como:
 - Resolución de problemas

Para dar cumplimiento al objetivo general nº 2: “resolver problemas que se les planteen en la vida cotidiana, seleccionando y aplicando los conocimientos físicos relevantes”, es imprescindible el planteamiento y la resolución de cuestiones tanto teóricas como numéricas. También se plantearán problemas abiertos o situaciones problemáticas, pero sin datos numéricos, ya que ello lleva a comenzar por un estudio cualitativo del problema, intentando comprender y definir bien la situación, señalando correctamente las condiciones que se cumplen, emitir hipótesis sobre los factores de los que puede depender la magnitud buscada y sobre la forma de ésta dependencia. Elaborar estrategias varias, sopesando la más conveniente. Llevar a cabo la resolución propiamente dicha y finalmente analizar los resultados, teniendo en cuenta las hipótesis.

- Prácticas con guión.

Con esta actividad se pretende estimular al alumno hacia un tipo de tareas de investigación autónoma que conlleve a un aprendizaje significativo. El modo de

proceder para la realización de las mismas consiste en entregar a los alumnos un guión de prácticas con antelación, de forma que dispongan del tiempo suficiente para leerlo antes de entrar en el laboratorio, se explicarán los aspectos y dificultades más notorios que presente la práctica. Después de la realización de la práctica se debe presentar un informe de prácticas individual.

- Lecturas de refuerzo
- Lecturas ampliación

Su objeto es no quedarse con el estudio escueto y simple del libro de texto. Se trata de suscitar el interés del alumno, acercando la química a la realidad.

- Proyectos de investigación

Este tipo de actividades tienen como objetivo estimular la creatividad del alumnado. En este tipo de actividad la profesora asesora al grupo orientándolo y ofreciendo nuevos puntos de vista que favorezcan la creatividad. Este tipo de actividades se pueden realizar en cualquier momento y sería interesante y motivador trabajar en grupos, de tal manera que cuando se finalice se puedan comparar los resultados de las investigaciones.

■ **Actividades de finalización**

- Actividades de síntesis, generalización. Éstas permiten al alumno recapitular, aplicar y generalizar los aprendizajes. Se proponen ejercicios de refuerzo, ejercicios de resolución online y actividades de síntesis (esquemas y mapa conceptuales).
- Actividades de evaluación: estas actividades están ligadas a las de desarrollo puesto que la evaluación está unida al proceso de enseñanza-aprendizaje. Estas actividades específicas son pruebas de resolución teórico-prácticas.

7.4 RECURSOS

El valor de los materiales en la programación de aula y en sus unidades es esencial. La selección de los recursos debe realizarse atendiendo a los siguientes aspectos. (Escamilla González, 2011):

- Adecuación al contexto educativo del centro.
- Correspondencia de los objetivos promovidos.
- Coherencia de los contenidos propuestos con los objetivos, presencia de los diferentes tipos de contenido e inclusión de los temas transversales.

- La acertada progresión de los contenidos y objetivos, su correspondencia con el nivel y la fidelidad a la lógica interna de cada materia.
- La adecuación a los criterios de evaluación del centro.
- La variedad de las actividades, diferente tipología y su potencialidad para la atención a las diferencias individuales.
- La claridad y amenidad gráfica y expositiva.
- La existencia de otros recursos que facilitan la actividad educativa.

A la vista de los aspectos anteriores, en este apartado se hace hincapié en los recursos y materiales que tiene el departamento de “Física y Química” del I.E.S. «Doctor Fleming».

- **Aula que posee ordenador y proyector.** Esto permite la exposición de las clases mediante transparencias. Además debido a que están conectados a un servidor, permite la visualización de muchos recursos multimedia que proporciona la web. Entre los que podemos mencionar, vídeos, simulaciones, laboratorios virtuales e incluso multitud de ejercicios/problemas a resolver online.
- **Materiales impresos** que son un medio valioso porque permiten la transmisión de información tanto verbal, gráfica o numérica, permiten que el aprendizaje pueda efectuarse en cualquier lugar y tiempo. Los recursos de este tipo que serán usado son: libros de consulta, apuntes elaborados por el Departamento.
- **Dos pizarras.** Esto permite tener siempre disponible una pizarra, a pesar de estar utilizando simultáneamente el proyector.
- **Dos Laboratorios de Ciencias.** A pesar de que el centro dispone de dos laboratorios, el problema radica que no son de uso exclusivo del Departamento, sino que se comparte con el de Biología y Geología. Esto origina problemas en cuanto a su uso y manejo.
- Aula de informática. Se dispone de los ordenadores y material informático del centro, así como el uso de internet.
- **Tabla periódica mural** en el aula.
- **Departamento** compartido con Biología y Geología.
- **Biblioteca.** Permite al alumnado proveerse de otros libros de química alternativos al libro de texto.

8. EVALUACIÓN

En la vida, cotidiana, constantemente se usa el concepto de “evaluación”, el cual asume especial importancia en la actividad educativa. Es un elemento inherente al proceso de enseñanza-

aprendizaje, una labor que todo docente debe desarrollar.

La evaluación tiene varios alcances y, dependiendo de la concepción educativa que se posea, así se percibe y se aplica.

Es frecuente entender la evaluación como sinónimo de examen, como una actividad de los profesores sobre el alumno. Tradicionalmente se ha concebido como la práctica o aplicación de pruebas, llamadas comúnmente exámenes, que se hacen formalmente al finalizar la unidad didáctica, un curso, o un ciclo escolar, para obtener información y con base a ella asignar una calificación a los estudiantes. Esta manera de entender la evaluación, sólo permite comprobar si el alumno sabe o no los conocimientos mínimos establecidos, restándole importancia a cómo el alumno aprende y en qué nivel de aprendizaje y de desarrollo se encuentra para ayudarle en un aprendizaje comprensivo y con sentido. (Picado Godínez, 2006)

De acuerdo con Gimeno, J. (1996), la evaluación “en un sentido amplio hace referencia a cualquier proceso por medio del que alguna o varias características de un alumno, de un grupo de estudiantes, de un ambiente educativo, de objetivos educativos, profesores, programas, etc., reciben la atención del que evalúa, se analizan y se valoran sus características y condiciones en función de unos criterios o puntos de referencia para emitir un juicio que sea relevante para la educación”. (Sacristán & Pérez Gómez, 1996).

8.1 CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Los Criterios de Evaluación establecen el tipo (qué) y el grado (nivel) del aprendizaje que los alumnos tienen que haber alcanzado, con respecto a las capacidades indicadas en los objetivos, es decir, son como los indicadores que señalan qué aprendizaje se ha realizado y en qué grado se ha realizado.

Los Criterios de Evaluación, **marcados por el Decreto 75/2008**, de 6 de agosto, por el que se establece la ordenación y el currículo del Bachillerato, para la materia de Química, son los siguientes:

- **Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico, valorando las repercusiones sociales y medioambientales de la actividad científica con una perspectiva ética compatible con el desarrollo sostenible.**

Este criterio, que ha de valorarse en relación con el resto de los criterios de evaluación, trata de evaluar si los estudiantes aplican los conceptos y las características básicas del trabajo científico al analizar fenómenos, resolver problemas y realizar trabajos

prácticos. Para ello, se propondrán actividades de evaluación que incluyan el interés de las situaciones, análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias, realización de experiencias en condiciones controladas y reproducibles cumpliendo las normas de seguridad, análisis detenido de resultados y comunicación de conclusiones. Asimismo, el alumno deberá analizar la repercusión social de determinadas ideas científicas a lo largo de la historia, las consecuencias sociales y medioambientales del conocimiento científico y de sus posibles aplicaciones y perspectivas, proponiendo medidas o posibles soluciones a los problemas desde un punto de vista ético comprometido con la igualdad, la justicia y el desarrollo sostenible. También se evaluará la búsqueda y selección crítica de información en fuentes diversas, y la capacidad para sintetizarla y comunicarla citando adecuadamente autores y fuentes, mediante informes escritos o presentaciones orales, usando los recursos precisos tanto bibliográficos como de las tecnologías de la información y la comunicación. En estas actividades se evaluará que el alumno o la alumna muestra predisposición para la cooperación y el trabajo en equipo, manifestando actitudes y comportamientos democráticos, igualitarios y favorables a la convivencia.

- **Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.**

Se trata de comprobar si el alumnado conoce las insuficiencias del modelo de Bohr y la necesidad de otro marco conceptual que condujo al modelo cuántico del átomo, si distingue entre la órbita de Bohr y el orbital del modelo mecanocuántico. También se evaluará si aplica los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas, los números cuánticos asociados a cada uno de los electrones de un átomo y es capaz de justificar, a partir de dichas estructuras electrónicas, la ordenación de los elementos y su reactividad química, interpretando las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo y la variación periódica de algunas de sus propiedades como son los radios atómicos e iónicos, la electronegatividad, la afinidad electrónica y las energías de ionización.

Se valorará si conoce la importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

- **Utilizar el modelo de enlace para comprender tanto la formación de moléculas como de cristales y estructuras macroscópicas y utilizarlo para deducir algunas de las propiedades de diferentes tipos de sustancias.**

Se evaluará si se sabe deducir la fórmula, la forma geométrica y la posible polaridad de moléculas sencillas aplicando estructuras de Lewis y la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos. Asimismo, se evaluará el conocimiento de la formación y propiedades de las sustancias iónicas.

Se comprobará la utilización de los enlaces intermoleculares para predecir si una sustancia molecular tiene temperaturas de fusión y de ebullición altas o bajas y si es o no soluble en agua. También ha de evaluarse que los estudiantes explican la formación y propiedades de los sólidos con redes covalentes y de los metales, justificando sus propiedades.

También se evaluará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien propiedades como la solubilidad de diferentes sustancias en disolventes polares y no polares, así como la conductividad de sustancias (puras o de sus disoluciones acuosas). Por último debe valorarse si los estudiantes comprenden que los modelos estudiados representan casos límites para explicar la formación de sustancias.

- **Explicar el significado de la entalpía de un sistema y determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir, de forma cualitativa, la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones.**

Este criterio pretende averiguar si los estudiantes comprenden el significado de la función entalpía así como de la variación de entalpía de una reacción y si son capaces de construir e interpretar diagramas entálpicos y asociar los intercambios energéticos a la ruptura y formación de enlaces. Deben también aplicar la ley de Hess, utilizar las entalpías de formación, hacer balances de materia y energía y determinar experimentalmente calores de reacción. También deben predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre. Asimismo se comprobará si reconocen y valoran las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen en la salud, en la economía y en el medioambiente.

En particular, han de conocer las consecuencias del uso de combustibles fósiles en el incremento del efecto invernadero y el cambio climático que está teniendo lugar, así como los efectos contaminantes de otras especies químicas producidas en las combustiones (óxidos de azufre y de nitrógeno, partículas sólidas de compuestos no volátiles, etc.).

- **Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema y resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.**

A través de este criterio se trata de comprobar si se reconoce macroscópicamente cuándo un sistema se encuentra en equilibrio, se interpreta microscópicamente el estado de equilibrio y se resuelven ejercicios y problemas tanto de equilibrios homogéneos como heterogéneos, diferenciando cociente de reacción y constante de equilibrio.

También se evaluará si predice, aplicando el principio de Le Chatelier, la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él. Por otra parte, se tendrá en cuenta si justifican las condiciones experimentales que favorecen el desplazamiento del equilibrio en el sentido deseado, tanto en procesos industriales (obtención de amoníaco o del ácido sulfúrico) como en la protección del medioambiente (precipitación como método de eliminación de iones tóxicos) y en la vida cotidiana (disolución de precipitados en la eliminación de manchas).

Asimismo se valorará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.

- **Aplicar la teoría de Brönsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.**

Este criterio pretende averiguar si los estudiantes clasifican las sustancias o sus disoluciones como ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brönsted y conocen el significado y manejo de los valores de las constantes de equilibrio y las utilizan para predecir el carácter ácido o básico de las disoluciones acuosas de sales, comprobándolo experimentalmente. Así mismo se evaluará si calculan el pH en disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles.

También se valorará si conocen el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base eligiendo el indicador más adecuado en cada caso y saben realizarlo experimentalmente. Asimismo deberán valorar la importancia práctica que tienen los ácidos y las bases en los distintos ámbitos de la química y en la vida cotidiana (antiácidos, limpiadores,...),

así como alguna aplicación de las disoluciones reguladoras.

Por último se describirán las consecuencias que provocan la lluvia ácida y los vertidos industriales en suelos, acuíferos y aire, proponiendo razonadamente algunas medidas para evitarlas.

- **Ajustar reacciones de oxidación-reducción y aplicarlas a problemas estequiométricos. Saber el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, predecir, de forma cualitativa, el posible proceso entre dos pares redox y conocer algunas de sus aplicaciones como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas y la electrólisis.**

Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, reconocen este tipo de reacciones, las ajustan empleando semireacciones y las aplican a la resolución de problemas estequiométricos y al cálculo de cantidades de sustancias intervinientes en procesos electroquímicos. También si, empleando las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, predicen la posible evolución de estos procesos, comprobándolo experimentalmente.

También se evaluará si conocen y valoran la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales y las soluciones a los problemas ambientales que el uso de las pilas genera. Asimismo deberán describir los procesos electroquímicos básicos implicados en la fabricación de cinc o aluminio en el Principado de Asturias.

Asimismo, debe valorarse si son capaces de describir los elementos e interpretar los procesos que ocurren en las células electroquímicas y en las electrolíticas, mediante experiencias tales como: la construcción de una pila Daniell, la realización de procesos electrolíticos como deposiciones de metales, la electrólisis del agua, etc.

- **Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.**

El objetivo de este criterio es comprobar si los estudiantes conocen las posibilidades de enlace del carbono y formulan y nombran hidrocarburos saturados e insaturados, derivados halogenados y compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados con una única función orgánica. Asimismo se evaluará si reconocen y clasifican los diferentes tipos de reacciones, aplicándolas a la obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y

ésteres. También ha de valorarse si relacionan las propiedades físicas de estas sustancias con la naturaleza de los enlaces presentes (covalentes y fuerzas intermoleculares) y las propiedades químicas con los grupos funcionales como centros de reactividad. Por otra parte se valorará la importancia industrial y biológica de dichas sustancias, sus múltiples aplicaciones y las repercusiones que su uso genera (fabricación de pesticidas, etc.).

- **Describir la estructura general de los polímeros y valorar su interés económico, biológico e industrial, así como el papel de la industria química orgánica y sus repercusiones.**

Mediante este criterio se comprobará si el alumno o la alumna describe el proceso de polimerización en la formación de estas sustancias macromoleculares, identifica la estructura monomérica de polímeros naturales (polisacáridos, proteínas, caucho, etc.) y artificiales (polietileno, PVC, poliamidas, poliésteres, etc.). También se evaluará si conoce el interés económico, biológico e industrial que tienen, así como los problemas que su obtención, utilización y reciclaje pueden ocasionar. Además, se valorará el conocimiento del papel de la química en nuestra sociedad y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

8.2 PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS PARA LA EVALUACIÓN

Los instrumentos que se van a utilizar para evaluar el proceso de aprendizaje de los alumnos adecuados con los criterios de evaluación, objetivos y contenidos son los siguientes:

■ Pruebas escritas

Se realizarán dos pruebas escritas por trimestre, que comprenderán un 70% de la calificación final de la evaluación. La primera prueba supondrá un 20% de la nota, la segunda prueba incluirá los contenidos de la primera y supondrá el 50% restante. Para poder promediar es necesario que cada prueba obtener una nota igual o superior a 3,5.

■ Prácticas

Serán en equipo, permitirán observar los aspectos relacionados con el uso de materia, respeto a la normas de seguridad, autonomía en el trabajo y comprensión del mismo, así como la elaboración de un informe. Supondrá un 10% de la nota de cada evaluación.

■ Series de ejercicios

Para cada unidad se propondrá una ficha con series de ejercicios, que supondrán un 15% de

la nota de cada evaluación.

■ Trabajos/Lecturas

Se valorará con un 5%, la realización de pequeños trabajo, exposiciones orales y lecturas realizadas.

■ Prueba final

Se realizará una prueba final con todos los contenidos dados durante el curso. Tendrá un valor de un 10%, con respecto a la nota final. La nota final será la media ponderada de las notas de las tres evaluaciones más la nota del examen final.

<i>Trimestre</i>	<i>Unidades</i>	<i>Prueba</i>	<i>Calificación</i>
<i>Primer trimestre</i>	1,2,3	Primer Prueba (P1)	20%
	1,2,3,4,5,6	Segunda Prueba (P2)	50%
		Prácticas (L)	10%
		Series de ejercicios (S)	15%
		Trabajos/Lecturas (T)	5%
<i>NOTA FINAL PRIMERA EVALUACIÓN (M1)= 0,2·P1+0,5·P2+0,1·L+0,15 S+0,05·T</i>			
<i>Segundo trimestre</i>	7,8,9	Tercera Prueba	20%
	7,8,9,10,11	Cuarta Prueba	50%
		Prácticas (L)	10%
		Series de ejercicios (S)	15%
		Trabajos/Lecturas (T)	5%
<i>NOTA FINAL SEGUNDA EVALUACIÓN (M2)= 0,2·P1+0,5·P2+0,1·L+0,15 S+0,05·T</i>			
<i>Tercer Trimestre</i>	11,12,13	Quinta Prueba	20%
	11,12,13,14,15	Séptima Prueba	50%
		Prácticas (L)	10%
		Series de ejercicios (S)	15%
		Trabajos/Lecturas (T)	5%
<i>NOTA FINAL TERCERA EVALUACIÓN (M3)= 0,2·P1+0,5·P2+0,1·L+0,15 S+0,05·T</i>			
<i>NOTA FINAL=0,3·M1+0,3·M2+0,3 M3+0,1 EXAMEN GLOBAL</i>			

8.3 RECUPERACIÓN DE EVALUACIONES

Los alumnos que no superen cada una de las evaluaciones parciales tendrán que recuperar un examen. Los alumnos que no aprueben este examen tendrán que realizar un examen final de la

asignatura.

La prueba de recuperación de la tercera evaluación se incorporará al examen final.

Serán requisitos indispensables para poder aprobar la asignatura:

- Tener una calificación media igual o superior a cinco puntos.
- Aprobar el examen final según una selección de indicadores preferentemente prácticos de los que se informará previamente

8.4 CRITERIOS DE PROMOCIÓN

Al finalizar el 2º curso de la etapa, el equipo docente, como consecuencia del proceso de evaluación, tomará las decisiones relativas a la **titulación del alumnado**. A saber:

- En la evaluación ordinaria de mayo y en la extraordinaria, alcanzarán el título de Bachiller aquellos alumnos que hayan superado todas las materias cursadas.
- Excepcionalmente, y con el fin de valorar la evolución del alumno en el conjunto de las materias, su madurez académica y sus posibilidades de progreso en estudios posteriores (artículo 14.c del Decreto 75/2008), tanto en la evaluación ordinaria como en la extraordinaria, el equipo docente decidirá la titulación de un alumno con calificación negativa en una sola materia y otorgarle la calificación de 5 puntos en la misma, cuando concurren las siguientes circunstancias:

Procede entonces definir el concepto de **madurez académica**, de aplicación en aquellos alumnos que no superen todas las materias, para que las distintas juntas de evaluación decidan con criterios similares. Se entenderá que un alumno de segundo curso de bachillerato, aún no superando todas las materias, tiene madurez académica si cumple todos los requisitos reflejados a continuación:

- Que la calificación obtenida en dicha materia no sea inferior a 3 puntos.
- Que en el conjunto de las restantes materias del segundo curso haya obtenido una nota media de 6 puntos. Para ello deberán tenerse en cuenta las calificaciones obtenidas en las convocatorias anteriores.
- Que no haya sido amonestado por escrito en la referida materia a lo largo del curso, ni por faltas de asistencia ni por su actitud en clase.

En caso de discrepancia entre los miembros del equipo docente, la titulación del alumno se someterá a votación, requiriéndose para adoptar una decisión la mayoría simple del profesorado que le imparte docencia. En caso de empate decidirá el voto de calidad del tutor.

8.5 ALUMNOS A LOS QUE NO SE LES PUEDE APLICAR LA EVALUACIÓN CONTINUA

Aquellos alumnos que hayan perdido el derecho a la evaluación continua por faltas reiteradas de asistencia concurrirán a una prueba escrita de acuerdo con los contenidos desarrollados durante el curso y semejante a las realizadas por el resto de los alumnos (no la prueba de mínimos). Para poder aprobar deberá tener una calificación igual o superior a 5.

8.6 PRUEBA EXTRAORDINARIA

La prueba extraordinaria se establecerá sobre los contenidos y/o tareas no superadas durante el curso, aunque el alumno podrá optar a la realización de un examen global de toda la materia. Al no tratarse de una prueba de mínimos exigibles, su calificación no estará limitada. Esta calificación tendrá además en cuenta las calificaciones de los aprendizajes superados durante el curso, excepto si se realizara la prueba global.

La calificación de la prueba extraordinaria se hará basándose solamente en una prueba escrita de todo lo no superado durante el curso. Esta prueba no será de contenidos mínimos, como ya se ha mencionado. Para la nota final se tendrá en cuenta, además de las nota de la prueba las de las evaluaciones aprobadas durante el curso.

El alumno puede optar por hacer una prueba de todos los contenidos desarrollados durante el curso y en este caso la nota final será la obtenida en dicha prueba.

8.7 ALUMNOS CON FÍSICA Y QUÍMICA DE 1º DE BACHILLER PENDIENTE

Para aquellos alumnos de 2º Bachillerato, que tengan la materia de Física y Química pendiente, será de especial importancia el trabajo durante el curso con los docentes del Departamento de Física y Química.

Al comienzo de curso, se realiza una entrevista con aquellos alumnos que tengan la asignatura pendiente, y se le proporciona material para trabajar.

La recuperación de la asignatura, se realizará mediante un prueba escrita, realizada durante el segundo cuatrimestre.

9. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

El Bachillerato es una etapa postobligatoria, cuyas finalidades propedéutica y orientadora implican que los alumnos puedan ir encauzando sus intereses a través de un contexto educativo caracterizado por la diversificación y especialización crecientes.

La atención a la diversidad debe ser entendida como el conjunto de actuaciones educativas dirigidas a dar respuesta a las diferentes capacidades, ritmos y estilos de aprendizaje, motivaciones e intereses, situaciones sociales, culturales, lingüísticas y de salud del alumnado.

Los principios y estrategias generales de atención a la diversidad, no deben ser ajeno a toda intervención educativa, aún en el contexto de encontrarse en una etapa postobligatoria.

9.1 MEDIDAS DE APOYO ORDINARIO

Las medidas de apoyo ordinario, tienen carácter organizativo y metodológico¹. Entre estas medidas podrá considerarse, preferentemente:

- La propia metodología del profesorado.
- La optatividad que la estructura del Bachillerato ofrece a cada alumno.
- Los programas de recuperación para el alumnado que promociona a segundo curso con materias pendientes.
- Las medidas organizativas que permitan una organización flexible del Bachillerato.

9.2 MEDIDAS DE APOYO ESPECÍFICO

Las medidas de apoyo específico son todos aquellos programas, organizativos y curriculares, de tratamiento personalizado. Entre las medidas² que se pueden considerar se destacan:

- **Las adaptaciones curriculares y apoyos.** El Departamento de Orientación asesorará a los órganos de coordinación docente para el diseño y aplicación de adaptaciones curriculares y apoyos para el alumnado con necesidades educativas especiales asociadas a problemas graves de audición, visión o motricidad y para el alumnado con altas capacidades intelectuales. Las adaptaciones curriculares tienen como finalidad que dicho alumnado pueda desarrollar el currículo ordinario, incorporando los recursos espaciales, materiales, espacios adaptados, o materiales específicos de enseñanza-aprendizaje.
- **Distribución del Bachillerato en bloques de materias.** Aquellos alumnos con necesidades educativas especiales pueden cursar el conjunto de materias de cada uno de los cursos del Bachillerato fragmentándolo en bloques anuales, con una permanencia máxima en la etapa, en régimen escolarizado diurno de seis años. Este modo de organizar el Bachillerato requiere la autorización previa de la Dirección competente en materia de ordenación académica.
- **Exención de materias.** El alumno con necesidades educativas especiales, podrá obtener

¹ Resolución 4 de marzo de 2009, artículo 31.

² Resolución 4 marzo de 2009, artículos 33,34, 35 y 36.

una exención parcial o total en una o varias materias del Bachillerato, cuando se den determinadas circunstancias excepcionales.

- **Flexibilización de la duración del Bachillerato para alumnos con altas capacidades intelectuales.** Se podrá condensar los dos cursos de Bachillerato en un solo.

10. UNIDADES DIDÁCTICAS

BLOQUE 1. TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS EN LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. TERMOQUÍMICA

1. Introducción

La humanidad ha utilizado desde la Antigüedad reacciones químicas para producir energía. Desde las más rudimentarias, de combustión de madera o carbón, hasta las más sofisticadas, que tienen lugar en los motores de los modernos aviones o naves espaciales. La termoquímica es la parte de la Química que estudia las variaciones de energía en las reacciones químicas. Esta variación de energía suele manifestarse en forma de calor. Su estudio es muy importante, porque hay muchas reacciones químicas cuya principal aplicación es la producción de energía.

Duración estimada	Fecha
8 horas	15-Septiembre-2011

2. Objetivos

- Interpretar las reacciones químicas en términos de reordenación de átomos, rotura y formación de enlaces.
- Comparar las diferencias entre los estados inicial y final de un sistema en términos energéticos.
- Extraer toda la información posible de una ecuación termoquímica.
- Distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- Relacionar la estequiometría de una reacción y la energía intercambiada en el proceso.
- Aplicar la ley de Hess a distintos procesos químicos.
- Valorar de forma crítica la necesidad que tiene la humanidad de obtener energía y los problemas medioambientales que las reacciones de combustión provocan.
- Expresar las medidas y resultados de experiencias con sus unidades y cifras significativas, teniendo en cuenta los errores asociados y su propagación.

3. Contenidos

- Sistemas termodinámicos.
- Variables termodinámicas.
- Primer principio de la termodinámica.
 - Transferencias de calor a presión o volumen constante.
- Concepto de entalpía.
 - Entalpías de reacción y formación.
 - Diagramas entálpicos.
- Ley de Hess.
- Entalpías de enlace.

4. Criterios de evaluación

- Diferenciar entre los sistemas termoquímicos y las transformaciones que pueden sufrir.
- Enunciar el primer principio de la termodinámica y aplicarlo a un proceso químico.
- Aplicar correctamente los criterios de signos de la IUPAC en la Termodinámica.
- Relacionar Q_v con Q_p , e identificarlos con ΔU y ΔH , respectivamente.
- Calcular ΔH_r° a partir de las entalpías de formación.
- Calcular ΔH_r° de un proceso químico aplicando la ley de Hess.
- Construir e interpretar diagramas de energía para reacciones endotérmicas y exotérmicas.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Reflexionar sobre cómo el uso de los combustibles fósiles genera una gran cantidad de emisión de CO_2 a la atmósfera, que contribuye al efecto invernadero. Se hace necesario también resaltar la necesidad de hacer un consumo responsable de este tipo de combustibles, ya que constituyen una energía no renovable. Proponer como medida que pueden tomar ellos y sus familias el uso del transporte público.

Educación para la salud → Analizar con los alumnos el contenido energético de algunos de los alimentos que ingieren de forma habitual, resaltando el alto nivel calórico de alguno de ellos, sin que aporten ningún otro beneficio. Potenciar el consumo de alimentos saludables. Y la importancia de comenzar el día con un buen desayuno que permita afrontar las clases con suficiente energía.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • McGraw-Hill, 73-91. Edición 2009. • Santillana, 128-146.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 164-165. • McGraw-Hill, 94. Edición 2009. • Ejercicios de Química PAU desde 1994-2011.
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • “La fabricación de nieve y el inflado de un neumático de bicicleta”. CHANG, 233. 7ª Edición. • Calorimetría a presión constante. CHANG, 215. • Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales. McGraw-Hill, 100-101.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Determinación el calor de la reacción entre el hidróxido sódico y el ácido clorhídrico (OBLIGATORIA PAU). • Medida del calor específico de una tuerca. Vicens-Vives,106.
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Elementary Productions: Ammonium Dichromate.: http://www.youtube.com/watch?v=4_X10DYIuSI
webs	<ul style="list-style-type: none"> • Guía de Alimentación y salud. UNED. http://www.uned.es/pea-nutricion-y-dietetica-I/guia/guia_nutricion/index.htm?ca=n0
	<ul style="list-style-type: none"> • Centrales de biomasa. Endesa Educa.: http://www.endesaeduca.com/Endesa_educa/recursos- interactivos/produccion-de-electricidad/xiv.-las-centrales-de-biomasa
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Educaplus. Transformaciones termodinámicas. http://www.educaplus.org/games.php?search=transformaciones+termodin %C3%A1micas&x=0&y=0 • Simulador de un calorímetro. http://webs.uvigo.es/eqf_web/eqf_calorimetro.htm

2. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1. Introducción

En cualquier proceso la energía del universo se conserva (Primer Principio de la Termodinámica). Por otra parte, muchos procesos físicos y químicos que se observan a nuestro alrededor, sólo puede tener lugar si la entropía del universo aumenta (Segundo Principio de la

Termodinámica). La Segunda Ley de la termodinámica es clave para comprender por qué una reacción química tiene tendencia natural a producirse mientras que otra no la tiene.

Duración estimada	Fecha aproximada
6 horas	29-Septiembre-2011

2. Objetivos

- Reconocer la espontaneidad de muchos procesos físicos y químicos del entorno inmediato.
- Enumerar ejemplos de reacciones químicas que corresponden a procesos espontáneos y no espontáneos.
- Relacionar el grado de desorden que caracteriza a un sistema aislado con el concepto de entropía.
- Enunciar e interpretar el segundo principio de la Termodinámica a escala de un sistema aislado y a escala del Universo.
- Describir la variación de entropía en algunas transformaciones: cambio de temperatura, cambio de estado y disolución.
- Medir la variación de entropía de transformaciones simples y enunciar el tercer principio de la Termodinámica.
- Definir el concepto de energía libre de Gibbs de reacción e interpretarlo relacionándolo con el trabajo útil que puede obtenerse de una reacción.
- Predecir la espontaneidad de una reacción química utilizando como criterio la variación de energía libre de Gibbs.

3. Contenidos

- Segundo principio de la termodinámica.
 - Entropía.
 - Variación de entropía en los procesos químicos.
 - Entropía molar estándar.
 - Entropía estándar de reacción.
- Energía libre.
 - Energía libre de Gibbs.
 - Energía libre estándar de formación.
 - Energía libre estándar de reacción.
 - Variación de energía libre y espontaneidad.

4. Criterios de evaluación

- Proponer y reconocer ejemplos de procesos espontáneos y no espontáneos.
- Cerciorarse de que se conoce el concepto de entropía y su relación con el segundo principio de la Termodinámica.
- Calcular correctamente la variación de entropía de las transformaciones y expresarla en las unidades adecuadas.
- Enunciar el tercer principio de la Termodinámica describiendo alguna transformación demostrativa de la afirmación que contiene.
- Conocer y aplicar el concepto de energía libre de Gibbs de una reacción química.
- Comprender el significado de la energía libre de Gibbs aplicándolo en casos concretos.
- Definir el concepto de energía libre estándar de formación de una sustancia.
- Observar que el alumnado calcula la variación de energía libre estándar de una reacción química a partir de las energías libres de formación de los reactivos y los productos.
- Predecir la espontaneidad de una reacción química a partir de su variación de energía libre.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Tomar conciencia del carácter limitado de los combustibles fósiles (gas natural, butano, gasóleo, gasolina) y, por tanto, la necesidad de desarrollar fuentes de energía renovables (biomasa, eólica, solar, hidráulica).

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • McGraw-Hill, 98-100. Edición 2009. • Santillana, 151-154.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 164-165, • Mc Graw Hill, 94. Edición 2009, • Ejercicios de Química PAU desde 1994-2011,
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Criogenia. Vicens-Vives,155 • Cambio espontáneo. Principio de Química: los caminos del descubrimiento. Atkins,245.
Práctica	<ul style="list-style-type: none"> • Entropía de vaporización del agua. Vicens-Vives, 154 (2009).

webs	Vídeos	<ul style="list-style-type: none">Las leyes de termodinámica (entropía, principio cero...) N° 3: http://www.youtube.com/watch?gl=ES&hl=es&v=r-IxlgqBxY
	Simulaciones	<ul style="list-style-type: none">Educaplus. Energía libre de Gibbs: http://www.educaplus.org/games.php?search=gibbs&x=0&y=0

BLOQUE 2. EL EQUILIBRIO QUÍMICO

3. EQUILIBRIO QUÍMICO

1. Introducción

No todas las reacciones químicas conducen a la transformación completa de los reactivos en productos; de hecho, en una gran parte de ellas el proceso se hace reversible, es decir, los productos acaban reaccionando entre sí para dar otra vez las sustancias iniciales (los reactivos). Al cabo de un cierto tiempo, más o menos largo, se llega a una situación de equilibrio dinámico en la que coexisten todas las especies en unas determinadas cantidades.

Para abordar este estudio, es necesario que conozcan una serie de conceptos previos (tratado en niveles anteriores), tales como: expresar la concentración de diferentes formas, tener clara la ecuación de los gases ideales y las variables que en ella intervienen, cálculos estequiométricos etc.

No es fácil que el alumnado asimile rápidamente el concepto de equilibrio y sepan resolver los ejercicios pertinentes. Esta situación es comprensible ya que las reacciones químicas estudiadas hasta este momento eran procesos irreversibles, con cálculos más sencillos. Ahora, el planteamiento es totalmente diferente ya que la resolución de cualquier problema gira en torno a la expresión que toma la ley del equilibrio químico, y su posterior uso.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	10-October-2011

2. Objetivos

- Conocer el significado de equilibrio físico y de equilibrio químico y diferenciar entre equilibrio químico homogéneo y heterogéneo.
- Deducir la expresión algebraica de la constante de equilibrio de una reacción reversible.
- Valorar la importancia de las constantes de equilibrio, comprender su significado y expresarlas correctamente en las distintas reacciones reversibles.
- Calcular el cociente de reacción que permite evaluar el estado de un sistema y averiguar el sentido de la reacción.
- Aplicar el cociente de reacción de una reacción reversible para realizar cálculos

estequiométricos.

- Reconocer reacciones de disociación y determinar el grado de disociación de los reactivos.
- Comprender el significado de la constante de equilibrio en función de las presiones parciales en una reacción con mezclas de gases y relacionarla con la constante de equilibrio químico.
- Aplicar las constantes de equilibrio en reacciones de equilibrio heterogéneo.
- Analizar los factores que modifican el equilibrio de un sistema: concentración, presión, temperatura.
- Conocer el proceso industrial de síntesis de amoníaco y las condiciones reales en que se logra el desplazamiento del equilibrio para producir amoníaco.

3. Contenidos

- Concepto de equilibrio.
 - Equilibrios homogéneos y heterogéneos.
 - La constante de equilibrio K_C .
 - Ley de acción de masas.
 - Significado del valor de la constante K_C .
 - Relación entre K_C y la ecuación ajustada.
 - El cociente de reacción Q_C .
 - Cálculos en equilibrios homogéneos en fase gas.
 - La constante de equilibrio K_p . Relación entre las constantes K_C y K_p .
 - Grado de disociación.
- Alteración del equilibrio. Principio de Le Châtelier.
 - Cambio en las concentraciones.
 - Cambios de presión por variación de volumen.
 - Cambios de temperatura.
 - Adición de un catalizador
- Síntesis industrial del amoníaco. Proceso Haber-Bosch.

4. Criterios de evaluación

- Discernir entre equilibrios químicos homogéneos y heterogéneos.
- Deducir y expresar la constante de equilibrio a partir de la ecuación química de una reacción reversible.

- Determinar el sentido del desplazamiento de sistema por análisis de Q (cociente de reacción).
- Conocer el concepto de grado de disociación de una reacción de disociación.
- Calcular el grado de disociación en determinadas condiciones.
- Expresar y aplicar la constante de equilibrio en función de las presiones parciales en un equilibrio con mezcla de gases.
- Conocer la relación que hay entre la constante de equilibrio y la constante de equilibrio en función de las presiones parciales.
- Calcular el valor de K_p conocido el de K_c , y viceversa.
- Realizar cálculos estequiométricos con la constante de equilibrio en función de las presiones parciales.
- Deducir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar P, T o concentración.
- Reconocer el efecto de un catalizador en el equilibrio.
- Predecir las condiciones óptimas para obtener una sustancia determinada en una reacción reversible y aplicarlo al proceso de Haber-Bosch de síntesis del amoníaco.

5. Educación en valores

Educación ambiental → En relación con la solubilidad de las sustancias, se debe hacer a los alumnos tomar conciencia del efecto perjudicial que tiene el vertido de aguas calientes a los ríos por parte de las centrales térmicas y nucleares. Este hecho aumenta la temperatura del agua, disminuyendo la solubilidad del oxígeno en ella y pone en peligro la vida de todos los organismos acuáticos.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • McGraw-Hill. Páginas, 138-152 (Excluir página 148, ecuación Van't Hoff. Edición 2009.). • Santillana, 199-209. Edición 2009.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 231-233. • McGraw-Hill, 164-169. • Ejercicios de Química PAU desde 1994-2011.
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • El proceso de Haber-Bosh para la obtención de amoníaco. Editex, 232. • La vida en las grandes altitudes y la producción de hemoglobina. CHANG, 589. 7ª Edición.
Práctica	<ul style="list-style-type: none"> • A) Efecto de algunos cambios sobre el equilibrio químico. • B) Influencia de la temperatura en el desplazamiento del equilibrio: sistema. Dióxido de nitrógeno/tetróxido de dinitrógeno (OBLIGATORIA PAU). • Efecto de la temperatura sobre el equilibrio. Vicens-Vives, 134.
Vídeos	<ul style="list-style-type: none"> • Principio de Le Châtelier. http://www.youtube.com/watch?v=G1TN8gYVLMk • Dynamic equilibrium between Nitrogen Dioxide and Dinitrogen Tetroxide. http://www.youtube.com/watch?v=j1ALRRos-AA&feature=player_embedded
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Educaplus. Equilibrio químico: influencia de la presión. • Educaplus. Equilibrio químico: influencia de la temperatura. http://www.educaplus.org/cat-68-p1-Reacciones_Qu%C3%ADmica.html?PHPSESSID=402fbb1c850f59b774089003eb050ebb • Equilibrio entre el NO₂ y el N₂O₄. http://depa.fquim.unam.mx/equilibrio/animaciones/new

webs

4. EQUILIBRIOS DE SOLUBILIDAD

1. Introducción

La presente unidad describe un tipo de equilibrios heterogéneos muy importante: los equilibrios de precipitación de sustancias poco solubles (equilibrios sólido-líquidos). Su importancia en procesos químicos y biológicos es evidente y su conocimiento ha permitido múltiples aplicaciones como el análisis de cationes o la producción de sales por precipitación.

Antes de iniciar el estudio de este tema, el estudiante debe de conocer las características del equilibrio químico, así como la expresión y significado de la constante de equilibrio. Otro aspecto que el alumnado debe saber, y que frecuentemente es causa de error, es la descomposición de una sal en los correspondientes iones.

Duración estimada	Fecha aproximada
6 horas	24-October-2011

2. Objetivos

- Conocer el concepto de solubilidad y las unidades de concentración en que suele expresarse.
- Reconocer las condiciones en las que se produce el equilibrio de solubilidad y el significado de la constante de solubilidad o producto de solubilidad.
- Describir el equilibrio de solubilidad de los compuestos iónicos y expresarlo correctamente mediante la correspondiente ecuación.
- Determinar el producto de solubilidad de una sustancia cualquiera a partir de la solubilidad de dicha sustancia.
- Conocer el concepto de reacciones de precipitación y expresarlas en forma iónica.
- Deducir si al mezclar dos disoluciones, se producirá o no la precipitación de alguna sustancia poco soluble. Deducir la concentración mínima para provocar la precipitación del compuesto.
- Enumerar los factores que afectan al equilibrio de solubilidad.
- Estudiar experimentalmente la solubilidad de una sustancia.

3. Contenidos

- Solubilidad.
- Producto de solubilidad K_s .
 - Significado de K_s .

- Relación entre la solubilidad y K_s .
- Producto iónico Q_s .
- Reacciones de precipitación.
 - Predicción de la formación de precipitados.
 - Efecto del ion común.
 - Efecto del pH sobre el equilibrio.
 - Efecto sobre el equilibrio debido a la formación de un ion complejo.

4. Criterios de evaluación

- Conocer el concepto de solubilidad y saber expresar este parámetro en diferentes unidades de concentración.
- Utilizar el producto de solubilidad de una sustancia para resolver cálculos estequiométricos.
- Expresar la ecuación iónica neta de un proceso de precipitación.
- Predecir una reacción de precipitación a partir del producto iónico de la reacción.
- Analizar de forma cuantitativa la evolución de un sistema en equilibrio, al añadir una determinada cantidad adicional de un reactivo o de un producto de reacción al sistema.
- Conocer los diferentes factores que afectan al equilibrio de solubilidad.
- Describir el efecto del ión común sobre un equilibrio de solubilidad.
- Interpretar correctamente el proceso de redisolución de sales provenientes de ácidos débiles.

5. Educación en valores

Educación para la salud → Es interesante que los estudiantes conozcan la relación entre la formación de la caries dental y la precipitación y disolución de sales en determinadas condiciones de pH. Esto favorecerá que mejoren sus hábitos para prevenir su aparición.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none">• Santillana. Páginas 216-222.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none">• Santillana, 223.• Edebé, 281-283. Edición 2003.• Ejercicios de Química PAU desde 1994-2010.
Lecturas	<ul style="list-style-type: none">• “Una indeseable reacción de precipitación”. CHANG, 112. 7ª

Edición.	
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> Reacciones de precipitación: formación de precipitados y desplazamiento del Equilibrio químico en estas reacciones (OBLIGATORIA PAU).
webs	Vídeos <ul style="list-style-type: none"> Experimento de química. Lluvia de oro. http://www.youtube.com/watch?v=VeWZ6cNa_ro
	Información <ul style="list-style-type: none"> Las caries, la formación de la cal. http://todoesquimica.blogia.com/temas/equilibrio-quimico.php

BLOQUE 3. ÁCIDOS Y BASES

5. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

1. Introducción

Muchas sustancias de uso cotidiano son ácidas o básicas (zumo de limón, vinagre, lejía, etc.). Su importancia y conocimiento se remonta a muchos siglos atrás, cuando los antiguos alquimistas ya clasificaban las sustancias como ácidos y bases debido a características comunes.

El desarrollo de esta unidad no debe plantear excesivas dificultades a los estudiantes si dominan los cálculos estequiométricos y han comprendido, y saben utilizar la ley del equilibrio químico, cuyo uso es imprescindible a la hora de la resolución de problemas donde aparezcan ácidos o bases débiles. La resolución de estos problemas terminará con cierta frecuencia en el cálculo de la magnitud pH. En otros casos, no será imprescindible el cálculo numérico, pero sí habrá que estimar la variación que el pH va a experimentar en algunas reacciones determinadas, como, por ejemplo, la hidrólisis de sales. Finalmente la realización de algunas experiencias sencillas sobre valoraciones ácido-base permitirá al estudiante comprender mejor qué es un indicador y sus utilidades.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	7-Noviembre-2011

2. Objetivos

- Diferenciar entre ácidos y bases enumerando las principales propiedades de cada tipo de sustancia.
- Entender la teoría de Arrhenius sobre la disociación iónica y sus definiciones de ácido y base.

- Describir las limitaciones de la teoría de Arrhenius para explicar determinadas evidencias experimentales.
- Conocer las definiciones de ácido-base conjugada y base-ácido conjugado propuestas por la teoría de Brønsted y Lowry.
- Describir la autoionización del agua y conocer el valor del producto iónico del agua.
- Diferenciar entre soluciones neutras, ácidas y básicas relacionándolas con la escala pH.
- Conocer la fuerza relativa de ácidos y bases interpretando tablas de constantes de acidez y de basicidad.
- Determinar el pH de disoluciones y el grado de ionización de ácidos y bases.
- Relacionar las constantes de acidez y de basicidad en un par ácido-base conjugado a través del producto iónico del agua.
- Determinar los valores de pH de disoluciones de sales que impliquen una hidrólisis.

3. Contenidos

- Ácidos y bases.
- Teoría de Arrhenius.
- Teoría de Brønsted-Lowry. Comparación de las definiciones de ácido y base de Brønsted-Lowry y Arrhenius.
- Autoionización del agua.
- Disoluciones acuosas neutras, ácidas y básicas.
- Fuerza de los ácidos y de las bases.
 - Relación entre la fuerza de un ácido y la de su base conjugada.
- Ácidos y bases débiles.
 - Constante de ionización. Cálculo de la constante de ionización. El grado de ionización en el cálculo de K_a y K_b .
 - Ácidos polipróticos.
- El pH. El pOH.
 - El pH de ácidos y bases fuertes.
- Hidrólisis de las sales.
 - Tipos y constantes.
 - Grado de hidrólisis.

4. Criterios de evaluación

- Conocer el concepto de ácido y de base de Brønsted y Lowry, y clasificar distintas

sustancias según este criterio, asignando además sus especies conjugadas.

- Conocer el concepto de fortaleza de un ácido o de una base e identificar ácidos y bases fuertes y débiles.
- Resolver problemas y cuestiones sobre equilibrios ácido-base donde se trabaje con constantes de equilibrio, concentraciones y pH.
- Realizar predicciones de posibles reacciones ácido-base en función de sus constantes de disociación.
- Justificar el pH de disoluciones acuosas de sales.
- Escribir los distintos equilibrios y constantes de disociación de ácidos polipróticos comprendiendo la variación en la fortaleza de las especies involucradas.

5. Educación en valores

Educación para la vida → muchas reacciones químicas en las participan los ácidos y las bases juegan un importante papel en los seres vivos. Por ejemplo, el ácido carbónico es fundamental en mantener constante el pH de la sangre. Por ello el alumnado debe conocer algunos ácidos y bases más comunes presentes en la vida diaria.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 236-250; 257-258. • Mc Graw Hill, 182-201.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • SM, 222-227. • Mc Graw Hill, 210. • Ejercicios de Química PAU desde 1994-2011.
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Antiácidos y el balance del pH en el estómago. CHANG, 638. • Resolución de problemas que implican equilibrios ácido débil. SILBERBERG, 787.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Reacción de carbonato con los ácidos. SM, 221.
webs Vídeos	<ul style="list-style-type: none"> • Ácidos. http://www.youtube.com/watch?v=xfEvuaqma7w&feature=player_embedded#! • Los ácidos y las bases.

	http://www.youtube.com/watch?v=1frKz0iEYJQ&feature=player_embedded
Información	<ul style="list-style-type: none">• Soren Sorensen. Inventor de la escala de pH. http://www.carlsberggroup.com/Company/Research/Pages/pHValue.aspx
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none">• Animación que permite calcular el pH de una disolución. http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/acidbasepH/ph_meter.html

6. APLICACIONES DE LOS EQUILIBRIOS ÁCIDO-BASE

1. Introducción

En esta unidad se pretende culminar el estudio de los equilibrios ácido-base comenzado en la unidad anterior. Este tema gira en torno a las valoraciones ácido-base. Además, la preocupación permanente por el medio ambiente que se perfila a lo largo de todo el currículo de Bachillerato tiene una de sus concreciones en los comentarios que sobre la lluvia ácida se desarrollan en esta unidad.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	21-Noviembre-2011

2. Objetivos

- Comprender los procesos que se producen en las reacciones de neutralización.
- Conocer en qué consiste una volumetría de neutralización y saber diferenciar en la misma el punto de equivalencia del punto final de la misma, en el caso de utilizar un indicador colorimétrico.
- Realizar cálculos de puntos de equivalencia y construir gráficas de valoración, eligiendo los indicadores correctos en cada caso.
- Interpretar la curva de valoración.
- Entender el fundamento de los indicadores para la determinación del pH de una disolución.
- Reconocer disoluciones amortiguadoras y entender su importancia biológica e industrial.
- Saber cuáles son las bases de los procesos industriales de obtención de las bases y de los ácidos más representativos desde el punto de vista de la vida cotidiana.
- Interpretar el problema de la lluvia ácida como una consecuencia de las reacciones ácido-base.

- Conocer los efectos contaminantes de la lluvia ácida.

3. Contenidos

- Valoraciones ácido-base.
- pH y punto de equivalencia.
- Indicadores ácido-base.
- Disoluciones reguladoras. Ecuación de Henderson.
- Equilibrios ácido-base de interés biológico.
- La lluvia ácida.

4. Criterios de evaluación

- Realizar cálculos estequiométricos en reacciones de neutralización sencillas.
- Calcular concentraciones desconocidas de ácidos o bases y puntos de equivalencia a partir de volumetrías de neutralización.
- Seleccionar el indicador más adecuado para una determinada reacción de neutralización a partir del intervalo de viraje.
- Explicar la curva de valoración.
- Indicar ejemplos e identificar disoluciones amortiguadoras, y justificar sus aplicaciones más importantes.
- Enumerar los principales efectos de la lluvia ácida sobre medio ambiente, explicar su formación.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Resaltar la influencia negativa que tiene la variación del pH del suelo, del agua y del aire a través de la contaminación química, ya que, por ejemplo, provoca la disminución de poblaciones de corales y la lluvia ácida, capaz de atacar a monumentos esculpidos con piedra caliza y disolverlos.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none">• Santillana, 257-265.• Mc Graw Hill, 201-208.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none">• Santillana, 266-275.• SM, 248-251• Ejercicios de Química PAU de Asturias (1994-2011).

Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • La lluvia ácida y la reserva de genes. ATKINS,396 • Equilibrios de sistemas amortiguadores ácido-base. Silberberg, 821.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Determinación del contenido de ácido acético en un vinagre comercial (OBLIGATORIA PAU).
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Valoración ácido-base. http://www.youtube.com/watch?v=yrkgdRKSGWk&feature=player_embedded#!
webs	<ul style="list-style-type: none"> • Disoluciones reguladoras. http://recursostic.educacion.es/newton/web/materiales_didacticos/acidobases/regulador.html
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Buffer solutions. http://employees.oneonta.edu/viningwj/sims/buffer_solutions_s.html

BLOQUE 4. INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUÍMICA

7. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

1. Introducción

En esta unidad se estudian las reacciones de oxidación-reducción. Estas reacciones son la base de la electroquímica (siguiente unidad), que estudia dos procesos químicos muy importantes. El primero consiste en la producción de una corriente eléctrica mediante una reacción de oxidación-reducción, lo que constituye la base de las conocidas pilas. El segundo es el proceso inverso del anterior; esto es, producir una reacción química aplicando una corriente eléctrica, lo que recibe el nombre de electrólisis. Pero, además, existen otros muchos procesos donde están presentes, directamente o indirectamente, las reacciones de oxidación-reducción.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	9-Diciembre-2011

2. Objetivos

- Definir y comprender la evolución del concepto de oxidación-reducción desde el de Lavoisier hasta el electrónico actual.
- Entender el concepto de número de oxidación, así como su variación en los procesos redox.
- Comprender que todo proceso de oxidación va asociado a uno de reducción, y viceversa.

- Saber ajustar reacciones redox por el método ión-electrón en medio ácido-neutro y en medio básico.
- Conocer el fundamento de las valoraciones redox.

3. Contenidos

- Oxidación y reducción.
 - Concepto de oxidación-reducción
 - Variación del número de oxidación.
- Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón.
 - Medio ácido, neutro, básico.
- Estequiometría de las reacciones redox.
- Valoraciones redox.

4. Criterios de evaluación

- Reconocer una reacción de oxidación-reducción por la transferencia de electrones entre dos especies químicas.
- Determinar el número de oxidación de un elemento en una especie química aplicando las reglas establecidas.
- Identificar el agente oxidante y el agente reductor en una reacción redox.
- Ajustar ecuaciones redox aplicando el método del ión-electrón en medios ácidos, neutros y básicos.

5. Educación en valores

Educación para el consumidor → Se puede utilizar el tema para crear conciencia de buenos hábitos alimenticios. El consumo de fruta y verdura, fuente de antioxidantes naturales, protege el organismo de agresiones externas como los radicales libres. De esta manera se previene el envejecimiento, enfermedades neurodegenerativas como el Alzheimer y el cáncer. También se puede hacer referencia a la prevención del tabaquismo, ya que la combustión de un cigarrillo es también una reacción de oxidación.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de
Bachillerato

- Santillana, 278-286.

Ejercicios

- Santillana, 308-310.

	<ul style="list-style-type: none"> • Ajuste de reacciones redox online. Educaplus. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Valoración de un agua oxigenada comercial con permanganato de potasio. (OBLIGATORIA PAU).
webs	<p>Información</p> <ul style="list-style-type: none"> • Ajuste de reacciones redox. Ejercicios online. http://www.educaplus.org/play-86-Reacciones-redox.html • Valoración de una lejía doméstica. http://www.antonibatista.es/Documentos/2%C2%BA%20BCH/RED OX/Cloro_lej%C3%ADa_an%C3%A1lisis(8).swf
	<p>Simulaciones</p> <ul style="list-style-type: none"> • Valoración redox. http://group.chem.iastate.edu/Greenbowe/sections/projectfolder/flashfiles/redoxNew/redox.swf

8. ELECTROQUÍMICA

1. Introducción

La electroquímica, estudia la conversión de la energía química en eléctrica, y viceversa. Entre sus numerosas aplicaciones podemos destacar la construcción de pilas o acumuladores eléctricos, la electrodeposición u obtención industrial de metales y la solución del problema de la corrosión de metales. Los alumnos encuentran dificultades a la hora de diferenciar la terminología y funcionamiento de una pila galvánica y una cuba electrolítica, por lo que es imprescindible que aprendan a realizar esquemas-dibujos de ambos dispositivos, poniendo de manifiesto sus diferencias.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	9-Enero-2012

2. Objetivos

- Conocer la estructura y funcionamiento de una pila galvánica y en concreto la pila Daniell.
- Comprender los conceptos de potencial y potencial normal de una pila, asimilando los de potencial de electrodo y de electrodo de referencia.
- Manejar correctamente las tablas de potenciales normales de reducción para predecir la espontaneidad de un proceso redox.
- Entender el funcionamiento de una cuba electrolítica y saber aplicar las leyes de

Faraday.

- Comparar pila galvánica (proceso redox espontáneo que genera energía eléctrica) con celda electrolítica (se requiere energía eléctrica para producir reacción redox no espontánea).
- Conocer aplicaciones industriales de estos procesos (pilas, baterías, acumuladores, metalurgia).

3. Contenidos

- Pilas voltaicas.
 - Montaje y funcionamiento de la pila Daniell.
 - Potenciales estándar de electrodo.
 - Serie de potenciales estándar de reducción.
 - Poder oxidante y reductor.
 - Potencial estándar de una pila.
 - Espontaneidad de las reacciones redox.
 - Tipos de pilas.
 - Pila de combustible.
- Electrólisis.
 - Electrólisis del agua, cloruro sódico fundido y en disolución y del sulfato de cobre en disolución.
 - Aspectos cuantitativos de la electrolisis. Leyes de Faraday.
 - Aplicaciones industriales de la electrolisis.
 - Producción de elementos químicos altamente reactivos y de compuestos de importancia industrial.
- Problemas medioambientales en el reciclado de pilas.
- Corrosión de metales.
 - Prevención.
 - Protección contra la corrosión.

4. Criterios de evaluación

- Conocer el funcionamiento de una pila voltaica y saben representar e interpretar un diagrama de pila.
- Relacionar el potencial de reducción de un electrodo con la fuerza electromotriz de una pila compuesta por dicho electrodo y un electrodo de hidrógeno en condiciones estándar.

- Calcular el potencial redox de una pila utilizando la ecuación de Nernst.
- Predecir la espontaneidad de una reacción redox considerando los valores del potencial redox y de variación de energía libre.
- Describir el proceso de corrosión del hierro a causa del oxígeno y del agua en términos de proceso redox.
- Cerciorarse de que los estudiantes saben enumerar algunas medidas preventivas de la corrosión.
- Describir el proceso de electrolisis en una cuba electrolítica que contiene un electrolito.
- Conocer las leyes de Faraday y aplicarlas a la estequiometría de la electrólisis.
- Conocer el proceso de obtención de aluminio y zinc en Asturias.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Reflexionar con los alumnos sobre los efectos nocivos de desechar las pilas y baterías directamente al medio ambiente, ya que en muchas ocasiones son incorporados metales pesados a la cadena trófica. Concienciación del depósito de pilas y baterías en los puntos limpios.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 287-303. • Mc Graw Hill, 229-250.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 307-307; 310-311. • Mc Graw Hill, 252-255. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • “Potenciales de membrana”. PETRUCCI, 860. • “Molestias causadas por las obturaciones dentales”. CHANG, 799.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Pilas voltaicas y electrólisis. (OBLIGATORIA PAU).
webs	Vídeos <ul style="list-style-type: none"> • Electrolisis. http://www.youtube.com/watch?v=aajxNoeiRFk&feature=player_embedded
	Información <ul style="list-style-type: none"> • ASTURIANA DE ZINC. http://www.azsa.es/ES/Paginas/default.aspx <ul style="list-style-type: none"> • ALCOA. Obtención de aluminio. http://www.alcoa.com/locations/spain_aviles/es/home.asp

Simulaciones

- Calcular el voltaje de la pila formada a partir de los potenciales estándar reducción de las sustancias elegidas.

<http://www.iesaguilarycano.com/dpto/fyq/electroq.html>

BLOQUE 5. ESTRUCTURA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS.

9. ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

1. Introducción

Desde la Antigüedad el hombre ha buscado los componentes más pequeños (esto es, indivisibles) de la materia. Así, por ejemplo, para Dalton el átomo era la partícula más pequeña que formaba todos los materiales. Posteriormente se han ido proponiendo diferentes modelos científicos, que no son más que aproximaciones a una realidad física que intenta explicar una teoría formulada. Como se va a ver a largo del tema, no existe ningún modelo totalmente infalible; y así, según se van observando nuevos fenómenos, los modelos se van modificando o abandonando.

Este tema genera ciertas dificultades al alumnado, acostumbrados a contemplar la realidad desde el punto de vista macroscópico.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	23-Enero-2012

2. Objetivos

- Distinguir y comprender los hechos experimentales que llevaron al descubrimiento de las partículas subatómicas (electrón, protón y neutrón) y a la formulación de los modelos atómicos.
- Diferenciar una estructura atómica de una estructura electrónica para un mismo átomo y su relación con los iones o isótopos existentes para un determinado elemento químico.
- Comparar los modelos atómicos clásicos de Rutherford-Bohr con el actual de Schrödinger-Heisenberg.
- Conocer la diferencia entre los conceptos de órbita electrónica y orbital atómico.
- Conocer el fundamento de los espectros atómicos y la información que proporcionan sobre la materia.
- Comprender qué es un salto entre niveles energéticos y calcular los parámetros de la radiación asociada.

- Obtener los números cuánticos que describen la situación de los electrones en un átomo y comprender su significado.
- Conocer los principios que rigen el llenado de orbitales atómicos (Aufbau, Pauli y Hund).

3. Contenidos

- Magnitudes atómicas. Número atómico y número másico.
 - Iones e isótopos.
- Historia de los modelos atómicos.
 - Modelo atómico de Dalton.
 - Modelo atómico de Thomson.
 - Modelo atómico de Rutherford.
- Orígenes de la teoría cuántica.
 - Radiación del cuerpo negro.
 - Efecto fotoeléctrico.
 - Espectros atómicos.
- Modelo atómico de Bohr.
- Modificaciones al modelo de Bohr.
 - Modelo de Bohr-Sommerfeld.
 - Efecto Zeeman.
 - Espín electrónico.
- Mecánica cuántica.
 - Dualidad onda-corpúsculo.
 - Principio de incertidumbre.
 - Orbitales atómicos y números cuánticos.
- Configuración electrónica.
 - Energía de los orbitales.
 - Proceso Aufbau.
 - Configuración electrónica de los iones.

4. Criterios de evaluación

- Describir y valorar de forma crítica cómo los hechos experimentales justifican la evolución en el planteamiento de los diferentes modelos atómicos.
- Obtener las configuraciones atómica y electrónica de un átomo o ión a partir del número

atómico, Z.

- Explicar diferencias entre átomos isótopos o iones utilizando la cantidad de partículas subatómicas.
- Señalar diferencias entre modelos atómicos clásicos y modelo mecano-cuántico.
- Explicar razonadamente la diferencia entre el concepto de órbita electrónica y orbital atómico.
- Explicar el fundamento y la diferencia entre espectros atómicos de absorción y emisión.
- Calcular la energía, la longitud de onda y la frecuencia asociada a un salto electrónico y relacionarlo con una región del espectro.
- Comprender el concepto de número cuántico y aplicarlo para conocer el estado energético del electrón.
- Escribir correctamente la configuración electrónica de una especie química.

5. Educación en valores

Educación para la paz → Hacer referencia a la historia del atomismo, desde la parte más teórica a la más aplicada en forma de energía nuclear que bien puede ser utilizada para proporcionar energía a la Humanidad a través de las centrales nucleares o para producir bombas atómicas o termonucleares. Es importante destacar que científicos importantes como Bohr recibieron el premio *Átomos para la paz* por oponerse al uso bélico de la energía atómica.

Educación para la salud → Es muy importante que los alumnos analicen las posibles consecuencias de estar constantemente sometidos a tanta radiación electromagnética (móviles, arcos de seguridad, torres de alta tensión...) incluso cuando no sea ionizante y en principio no suponga un peligro inmediato para la salud.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 26-40. • Mc Graw Hill, 8-24.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 45-49. • Mc Graw Hill, 36. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Estado natural y abundancia de los elementos. PETRUCCI, 56-57.
webs Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Experimento de Rutherford. http://www.youtube.com/watch?v=sft5xx3mltM

- Panel solar.

<http://www.youtube.com/watch?v=1ntEvnlcDq8>

Información

- Documental. Central nuclear de Vandellós (Tarragona).

<http://www.youtube.com/watch?v=eR49fWdNuUY&feature=related>

10. SISTEMA PERIÓDICO

1. Introducción

La tabla periódica es un medio para organizar la química y se basa en las configuraciones electrónicas de los elementos. Su estudio ya se ha iniciado en cursos anteriores, aunque no tan en detalle. Se utiliza la tabla para examinar algunas propiedades de los elementos: radios atómicos, energías de ionización, afinidades electrónicas. Estas propiedades nos van a ser útiles en el estudio del enlace químico; además la tabla periódica en sí misma es una guía indiscutible en el estudio posterior de otros contenidos.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	6-Febrero-2012

2. Objetivos

- Relacionar la configuración electrónica de los elementos con su colocación en el Sistema Periódico.
- Conocer la evolución histórica del sistema periódico.
- Estudiar la ley periódica de Mendeléiev como eje fundamental de su tabla periódica.
- Conocer la ley de Moseley y el sistema periódico actual.
- Conocer nombres, símbolos y propiedades más importantes de los elementos de los tres primeros periodos y el primer periodo de los metales de transición.
- Manejar el sistema periódico extrayendo toda la información que proporciona, utilizándola en el estudio de las propiedades de los distintos elementos.
- Valorar la necesidad de los científicos de proponer modelos y construir teorías, y del papel que estas tienen en el avance de la ciencia.

3. Contenidos

- Tabla Periódica de Mendeleiev.
 - Antecedentes históricos de la clasificación periódica de los elementos.
- Sistema Periódico actual.
 - Estructura del Sistema Periódico: períodos y grupos.

■ Propiedades periódicas:

- Radio atómico.
- Radio iónico.
- Energía de ionización.
- Afinidad electrónica.
- Electronegatividad.

4. Criterios de evaluación

- Comprender la evolución histórica del sistema periódico dentro del papel que en la evolución de la ciencia tienen las modificaciones que llevan a la sustitución de una teoría por otra.
- Conocer posición, nombre, símbolo y propiedades de los elementos de los tres primeros periodos y el primer periodo de los metales de transición.
- Determinar la configuración electrónica de varios átomos a partir de su número atómico.
- Justificar la posición de los elementos en la tabla periódica en función de su estructura electrónica.
- Localizar e identificar elementos en la Tabla Periódica, a partir de la configuración electrónica de los átomos.
- Relacionar las propiedades periódicas de los elementos con su posición en la tabla.
- Analizar comparativamente los tamaños de varios átomos e iones.
- Comparar razonadamente la primera energía de ionización de distintos elementos de un mismo período.
- Ordenar según el valor creciente de su primera y segunda energía de ionización varios elementos de distintos grupos.
- Ordenar razonadamente varios elementos según su electronegatividad creciente.

5. Educación en valores

Educación para la igualdad entre los sexos → destacar la importancia de la mujer en la historia de la ciencia.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none">• Santillana, 54-69.• Mc Graw Hill, 24-34.
------------------------------	---

Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 70-75. • Mc Graw Hill, 37. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • El descubrimiento de los gases nobles, CHANG, 321. • Láseres de He y Ne. PETRUCCI, 346. • Partículas elementales. Mc Graw Hill, 35.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Algunas propiedades físicas del sodio, aluminio y cobre. SM, 49. • Reacción de sodio, aluminio y cobre con el agua. SM, 49.
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Las tierras raras. http://www.youtube.com/watch?v=K2xTA6DEvfk
webs Información	<ul style="list-style-type: none"> • La tabla periódica y sus curiosidades. http://www.webelements.com/index.html
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Configuración electrónica. Educaplus. http://www.educaplus.org/sp2002/configuracion.html

BLOQUE 6 ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

11. UNIONES ENTRE ÁTOMOS

1. Introducción

En esta unidad trata sobre la forma en la que se unen los átomos entre sí para constituir una sustancia dada; es decir, el enlace químico. Para ello, se necesita que el alumnado tenga claros los conceptos previos, de unidades anteriores que permiten justificar por qué se forman y cómo son dichas uniones.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	23-Febrero

2. Objetivos

- Justificar la tendencia que tienen algunos átomos a formar enlaces químicos y las condiciones en las que lo hacen.
- Conocer el modelo general de enlace químico y los parámetros que lo caracterizan: distancia y energía de enlace.
- Entender la base del enlace iónico y las propiedades características de los compuestos iónicos.

- Entender el modelo de enlace metálico, así como las propiedades de los metales.
- Predecir las propiedades generales que presentarán las sustancias iónicas y metálicas.

3. Contenidos

- El enlace químico y sus clases.
 - Energía y estabilidad.
 - Predicción del tipo de enlace a través de la configuración electrónica.
 - Parámetros de enlace: energía de enlace, longitud de enlace y ángulo de enlace.
- Enlace iónico.
 - Ciclo de Born-Haber.
 - Energía de red.
 - Propiedades de los compuestos iónicos (estado a temperatura ambiente, puntos de fusión y ebullición, solubilidad en disolventes polares, conductividad).
- Enlace metálico.
 - Modelos del enlace metálico: nube electrónica.
 - Propiedades de los metales: estructura que forman, conductividad, maleabilidad, puntos de fusión y ebullición, densidad.

4. Criterios de evaluación

- Describir el proceso de formación del enlace utilizando curvas de estabilidad.
- Describir las características básicas del enlace iónico.
- Conocer diversos conceptos: redes cristalinas, tamaño y carga de los iones y energía de red.
- Construir ciclos energéticos de tipo Born-Haber para el cálculo de la energía de red.
- Conocer las propiedades de las sustancias iónicas.
- Describir las características básicas del enlace metálico.
- Describir la teoría de la nube electrónica.
- Conocer las propiedades de las sustancias metálicas.
- Justificar las propiedades de diversas sustancias en función de las fuerzas intermoleculares presentes en ellas.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Insistir en la cantidad de metales pesados (Pb, Hg...) que son contaminantes del aire, el suelo y el agua, lo que provoca muchos problemas de contaminación de

aguas potables debido a los vertidos industriales descontrolados o a nuestra propia dejadez.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 78-114. • Mc Graw Hill, 40-47; 63-64.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 114-125. • Mc Graw Hill, 66-67. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Absorción de microondas del agua, Vicens-Vives, 49. • Espectroscopía fotoelectrónica, PETRUCCI, 467. • Cristales líquidos, PETRUCCI, 524.
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • El enlace químico. <p>http://www.youtube.com/watch?v=03IFKJ0r4SQ&feature=player_embedded#!</p>
webs	
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Modelo interactivo. Enlace iónico. <p>http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/ionico.htm</p> <ul style="list-style-type: none"> • Modelo interactivo. Enlace metálico. <p>http://concurso.cnice.mec.es/cnice2005/93_iniciacion_interactiva_materia/curso/materiales/enlaces/metallico.htm</p>

12. ENLACE COVALENTE

1. Introducción

En la unidad anterior se había comenzado con el estudio del enlace iónico y el enlace metálico, en esta unidad se completará el análisis mediante el estudio del enlace covalente.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	8-Marzo-2012

2. Objetivos

- Describir el modelo de Lewis del enlace covalente y clasificar los enlaces covalentes en simples, dobles y triples.
- Representar moléculas con estructuras de Lewis reconociendo las limitaciones de estas representaciones debido a excepciones en la regla del octeto.

- Predecir la geometría de las moléculas sencillas a partir del modelo de repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia.
- Comprender el modelo de enlace valencia y distinguir los tipos de enlace covalente que se derivan.
- Reconocer la polaridad del enlace covalente y la existencia de fuerzas intermoleculares como los enlaces de Van der Waals o los puentes de hidrógeno.
- Conocer los tipos de sustancias covalentes y sus propiedades.

3. Contenidos

- Enlace covalente.
 - Modelo de Lewis.
 - Enlaces sencillos y múltiples.
 - Fuerza, distancia y energía de enlace en moléculas covalentes.
 - Excepciones del octeto: octeto incompleto y octeto ampliado.
 - Enlace coordinado o dativo.
 - Estructuras resonantes.
- Enlace covalente: geometría molecular.
 - Teoría de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
 - Polaridad del enlace covalente.
 - Polaridad de la molécula.
 - Moléculas covalentes y redes covalentes.
 - Propiedades de las sustancias las moléculas covalentes: estado a temperatura ambiente, puntos de fusión y ebullición, conducción de la corriente eléctrica y solubilidad en agua.
 - Propiedades de las redes covalentes: estado a temperatura ambiente, puntos de fusión y ebullición, conducción de la corriente eléctrica y solubilidad en agua.
- Fuerzas intermoleculares.
 - Fuerzas de Van der Waals.
 - Enlace de hidrógeno.
- Comparación de las propiedades físicas de las sustancias en función del tipo de enlace.

4. Criterios de evaluación

- Describir las características básicas del enlace covalente.
- Escribir estructuras de Lewis de moléculas utilizando si es necesario el concepto de

resonancia.

- Conocer diversos conceptos: energía, distancia y ángulo de enlace, polaridad de enlace de la molécula.
- Predecir la geometría de diversas moléculas a través del modelo RPECV.
- Diferenciar entre sustancias covalentes moleculares y redes moleculares.
- Describir las propiedades de las sustancias covalente moleculares y redes moleculares.

5. Educación en valores

Educación del consumidor → Aprovechar el estudio del enlace de hidrógeno en el agua para inculcar a los alumnos su consumo responsable, ya que es un elemento imprescindible de nuestra vida y un bien escaso.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 78-80,86-96; 102-107. • Mc Graw Hill, 47-53; 58-62.
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Santillana, 124. • Mc Graw Hill, 66-67. • Test interactivos. http://www.100ciaquimica.net/temas/tema4/index.htm • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Absorción de microondas del agua, Vicens-Vives, 49. • Espectroscopía fotoelectrónica, PETRUCCI, 467. • Cristales líquidos, PETRUCCI, 524.
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Clasificación de las sustancias según su enlace químico. SM, 99.
WEBS	<p>VÍDEOS</p> <ul style="list-style-type: none"> • El enlace químico. http://www.youtube.com/watch?v=03ifkj0r4sq&feature=player_embedded#!
	<p>INFORMACIÓN</p> <ul style="list-style-type: none"> • Estudio exhaustivo de algunos compuestos. http://www.edinformatics.com/interactive_molecules/hydrogen_bonds.htm
	<p>SIMULACIONES</p> <ul style="list-style-type: none"> • Rotación de moléculas en 3d. Educaplus. http://www.educaplus.org/molculas3d/index.html • Formación del enlace de hidrógeno.

<http://iesdmjac.educa.aragon.es/portalfq/enlacedeh/hbonding.html>

BLOQUE 7. QUÍMICA DEL CARBONO: ESTUDIO DE ALGUNAS FUNCIONES ORGÁNICAS

13. LA QUÍMICA DEL CARBONO

1. Introducción

La química orgánica supone un campo importantísimo dentro de la química, y esto porque no sólo explica los componentes básicos de los seres vivos, sino porque además es la base de miles de compuestos que se han hecho imprescindibles en la química industrial actual y en los materiales que nos rodean diariamente (fármacos, fibras textiles, plásticos, cosméticos, pinturas...). Esta unidad trata de mostrar la singularidad de la química del carbono.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	22-Marzo-2012

2. Objetivos

- Reconocer las características del átomo de carbono relacionadas con la formación de enlaces carbono-carbono.
- Clasificar las cadenas carbonadas diferenciando entre cadenas lineales, ramificadas y cíclicas.
- Conocer los grupos funcionales de las moléculas orgánicas y las principales familias de compuestos orgánicos.
- Nombrar y formular compuestos orgánicos mono y poli-funcionales, según las normas IUPAC.
- Explicar el concepto de isomería y los distintos tipos de esta.
- Reconocer en los grupos funcionales el factor básico para interpretar la reactividad de los compuestos de carbono.

3. Contenidos

- Compuestos orgánicos: características generales.

- El carbono y sus enlaces.
- Los hidrocarburos y su nomenclatura.
 - Alcanos, alquenos, alquinos.
 - Hidrocarburos de cadena cerrada.
- Los principales grupos funcionales. Nomenclatura, formulación, propiedades.
 - Los alcoholes.
 - Aldehídos
 - Cetonas
 - Los ácidos carboxílicos.
 - Los ésteres.
 - Aminas, amidas, nitrilos
- Isomería
 - Estructural: función, posición y de cadena.
 - Estereoisomería: espacial y óptica.

4. Criterios de evaluación

- Reconocer y clasificar los diferentes tipos de cadenas carbonadas.
- Identificar las principales familias de moléculas orgánicas a través de su grupo funcional.
- Nombrar los grupos funcionales de las familias de moléculas orgánicas.
- Reconocer dos moléculas que sean isómeros.
- Distinguir entre isomería de cadena, isomería de posición e isomería de función.
- Conocer el significado de estereoisomería y diferenciar entre isomería geométrica y isomería óptica.

5. Educación en valores

Educación ambiental → Valoración del uso de determinados productos químicos, como los fertilizantes, en las tierras de cultivo, teniendo en cuenta sus ventajas y sus inconvenientes.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none">• Vicens-Vives, 233-253.• Santillana, 314-318.
------------------------------	---

	<ul style="list-style-type: none"> • Ecir, 316-321
Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Vicens-Vives, 250-253. • Santillana, 354-361. • Formulación online. Alonso Fórmula. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	Tasa de alcohol. Vicens Vives, 249.
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Historia de la química orgánica. http://www.youtube.com/watch?v=uvMW_uRuJ2o&feature=related
webs	<ul style="list-style-type: none"> • Web con diversos recursos didácticos. http://www.iestiemposmodernos.com/700appletsFQ/areas/qorganica.htm
	<ul style="list-style-type: none"> • Web para resolver online ejercicios de formulación. http://www.alonsoformula.com/
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Programa ChemSketch. • Isomería. Tipos. http://www.uhu.es/quimiorg/isomeria.html • Isomería óptica. http://www.ehu.es/biomoleculas/moleculas/optica.htm

14. REACTIVIDAD DE LOS COMPUESTOS DEL CARBONO

1. Introducción

En esta unidad se describen, lo tipos principales de reacciones orgánicas.

El buen desarrollo del tema requiere indispensablemente el conocimiento adquirido en el tema anterior, ya que son la base de este nuevo tema.

Duración estimada	Fecha aproximada
8 horas	16-Abril-2012

2. Objetivos

- Enumerar las características de las reacciones de los compuestos orgánicos que las diferencian de las reacciones inorgánicas.
- Describir las reacciones químicas más importantes de los compuestos orgánicos:

sustitución, adición, eliminación, redox, condensación (ad-el), saponificación.

- Diferenciar tipos de reacciones orgánicas atendiendo a la relación reactivos-productos.

3. Contenidos

- Reactividad de los compuestos orgánicos.
 - Reacciones de sustitución: halogenación de hidrocarburos, sustitución en compuestos aromáticos.
 - Reacciones de adición: halogenación, hidrogenación, adición de agua y hidrohalogenación.
 - Reacciones eliminación: deshidrohalogenación de haluros de alquilo, deshidratación de alcoholes.
 - Reacciones de condensación: formación de ésteres y formación de amidas.
 - Reacciones de hidrólisis: saponificación.
 - Reacciones de oxidación-reducción.
 - Reacciones de combustión.
 - Reacciones de polimerización.

4. Criterios de evaluación

- Observar las reacciones orgánicas e identificar el tipo de reacción
- Enumerar las características generales que son propias de las reacciones de los compuestos orgánicos.
- Analizar comparativamente compuestos orgánicos y su diferente reactividad.
- Reconocer y saber describir reacciones de adición, eliminación, sustitución, isomerización, etc.

5. Educación en valores

Educación vial → Hacer referencia a los alcoholímetros, que a través de una reacción redox orgánica detectan la cantidad de alcohol ingerido.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	<ul style="list-style-type: none">• Vicens-Vives, 233-253.• Santillana, 321-328.
------------------------------	---

Ejercicios	<ul style="list-style-type: none"> • Vicens-Vives, 250-253. • Santillana, 354-361. • Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	<ul style="list-style-type: none"> • Reacción entre la glicerina y el KMnO_4. Ecir, 344
Prácticas	<ul style="list-style-type: none"> • Estudio de la solubilidad y conductividad de diferentes sustancias y su relación con el enlace químico (OBLIGATORIA PAU).
Videos	<ul style="list-style-type: none"> • Adición de agua de bromo a un alqueno y alceno. http://www.youtube.com/watch?v=NjIuBvod2eM
webs	<ul style="list-style-type: none"> • Web con diversos recursos didácticos. http://www.iestiemposmodernos.com/700appletsFQ/areas/qorganica.htm
	<ul style="list-style-type: none"> • Información • Curiosidades de la química orgánica. http://quimicaorganicaluz2011.jimdo.com/ • Formulación y nomenclatura orgánica. http://www.alonsoformula.com/organica/
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Programa ChemSketch.

15. POLÍMEROS, MACROMOLÉCULAS Y MEDICAMENTOS

1. Introducción

Esta unidad es también conocida como la *ciencia de los materiales*. Prácticamente todo está de un modo u otro hecho de “plástico”, entender químicamente su estructura interna y como esto se refleja en las propiedades que presenta tiene para el alumnado una motivación añadida.

Duración estimada	Fecha aproximada
6 horas	3-Mayo-2012

2. Objetivos

- Reconocer los principales tipos de polímeros
- Clasificar los polímeros según el tipo de monómero que se repite.
- Diferenciar la polimerización por adición de la polimerización por condensación.
- Clasificar los polímeros naturales y artificiales por el tipo de polimerización de sus monómeros.
- Describir la formación de los polímeros artificiales más importantes (adición y condensación), sus monómeros de partida y los usos cotidianos a los que se les destina.

- Conocer el término macromolécula y aplicarlo a los polímeros naturales imprescindibles para la vida.
- Diferenciar los monómeros y el enlace en las macromoléculas orgánicas: glúcidos, lípidos, proteínas y ácidos nucleicos

3. Contenidos

Conceptos

- Polímeros.
 - Monómero
 - Mesómero.
 - Propiedades de los polímeros.
- Reacciones de polimerización.
 - Polímeros por condensación.
 - Polímeros por adición.
- Polímeros más comunes en la sociedad.
 - Propiedades
 - Aplicaciones de los polímeros al desarrollo social y económico.
- Macromoléculas orgánicas.
 - Glúcidos.
 - Lípidos.
 - Proteínas.
 - Ácidos nucleicos.
- La síntesis de medicamentos.
 - Historia y fases de comercialización.

4. Criterios de evaluación

- Diferenciar el significado de los términos: monómero, polímero y macromolécula.
- Identificar los dos tipos de reacciones de polimerización: adición y condensación.
- Clasificar polímeros naturales y artificiales por tipo de polimerización (adición o condensación).
- Conocer los procesos de obtención de los polímeros artificiales más importantes, sus monómeros y sus aplicaciones en la vida cotidiana.
- Identificar el enlace químico y las fuerzas intermoleculares presentes en los glúcidos,

lípidos, proteínas y ácidos nucleicos.

5. Educación en valores

Educación para la salud → Reflexión sobre los efectos nocivos en la salud de la ingestión de drogas y medicamentos sin control médico, y cómo todos ellos son productos muy relacionados con la industria química orgánica.

6. Materiales, recursos didácticos y prácticas experimentales

Libros de 2º de Bachillerato	Santillana, 334-347; 352-353. Mc Graw Hill, 334-345.
Ejercicios	Santillana, 361. Ejercicios Mc Graw Hill, 346-347. Ejercicios de Química de la PAU de Asturias (1994-2011).
Lecturas	Polímeros biodegradables. http://www.eis.uva.es/~macromol/curso05-06/medicina/polimeros_biodegradables.htm
Vídeos	<ul style="list-style-type: none"> • Polietileno. http://www.youtube.com/watch?v=DCDIQeqpkpk
Información	<ul style="list-style-type: none"> • Polímeros biodegradables. http://www.eis.uva.es/~macromol/curso05-06/medicina/polimeros_biodegradables.htm
webs	
Simulaciones	<ul style="list-style-type: none"> • Polímeros. http://www.deciencias.net/proyectos/4particulares/quimica/carbono/polimeros.htm • Macromoléculas. http://www.deciencias.net/proyectos/4particulares/quimica/carbono/biologicos.htm

PARTE III

Propuesta de innovación

1. DIAGNÓSTICO INICIAL

La dificultad de la química radica en que muchas veces no se puede relacionar el mundo macroscópico que se ve con el mundo microscópico que se debe imaginar. Las propiedades que presentan la materia se deben a este mundo microscópico.

En Química se siguen representando las moléculas en dos dimensiones, esto conlleva que los estudiantes sean incapaces de representar una molécula tridimensionalmente. De tal forma que los estudiantes pierden la capacidad de visualizar espacialmente, desarrollando una idea errónea sobre la planaridad de las moléculas.

Esta propuesta va dirigida a estudiantes de Química de 2º de Bachillerato del área de Ciencias de la Salud del I. E: S Doctor Fleming.

Los estudiantes de este aula quieren continuar sus estudios en Medicina, Biología, Enfermería y Farmacia, por lo que este programa aparte de lo comentado antes les puede ser de gran utilidad, dado que presentan numerosas plantillas de moléculas tales como: nucleótidos, aminoácidos, sacáridos...

2. JUSTIFICACIÓN Y OBJETIVOS DE LA INNOVACIÓN

La propuesta de innovación pretende dar respuesta a la representación gráfica en formato digital, de estructuras químicas, reacciones químicas y esquemas. Haciendo especial hincapié en la representación de moléculas en tres dimensiones, que permitirá una mejor comprensión por un lado de la Unidad Didáctica 12, referida al enlace covalente y por el otro lado la Unidad Didáctica 13, referida a la Química del carbono.

Se pretenden alcanzar tres objetivos básicos:

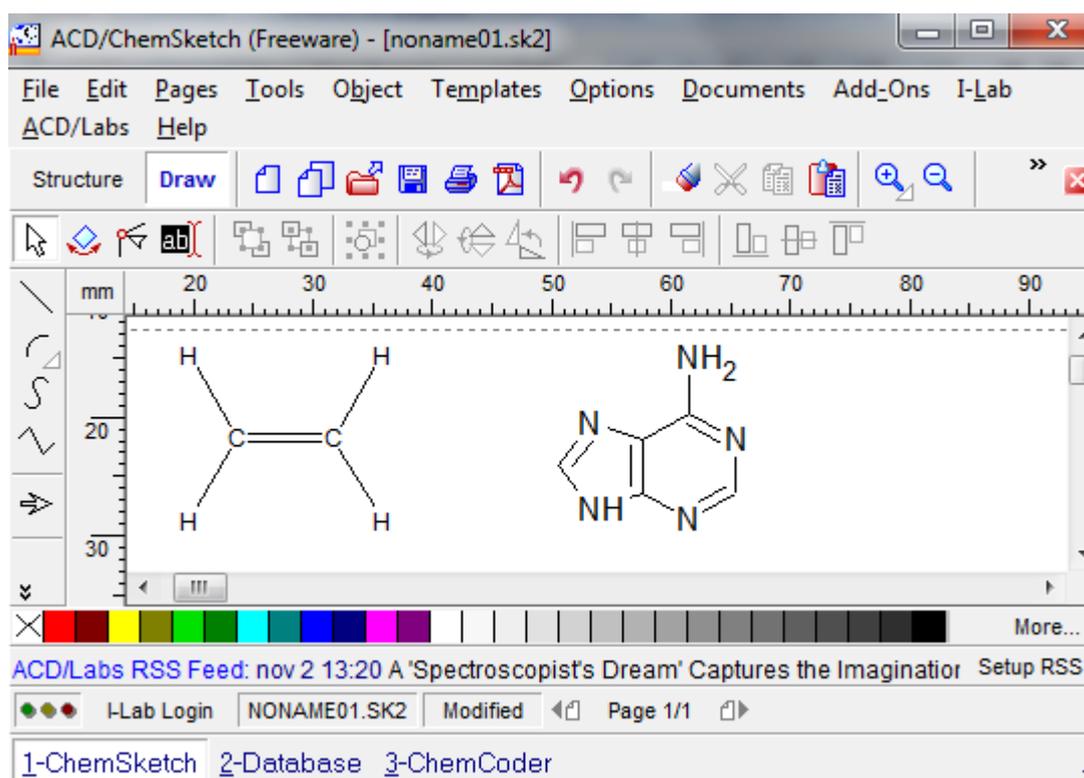
- Dotar al alumno de una herramienta informática básica para la creación y/o visualización de estructuras moleculares.
- Introducir al alumno en las formas de representación de moléculas orgánicas e inorgánicas, y facilitar el proceso de visualización molecular tridimensional.
- Comprender mediante el trabajo con el software proporcionado, el concepto de isomería y estereoquímica de compuestos orgánicos.

3. DESARROLLO DE LA INNOVACIÓN:

La innovación propone un cambio de metodología, como bien se ha mencionado a estudiantes de 2º Bachillerato de Química (Ciencias de la Salud), dentro del tema del enlace covalentes y química del carbono. La realización de la misma será en el aula de informática del centro.

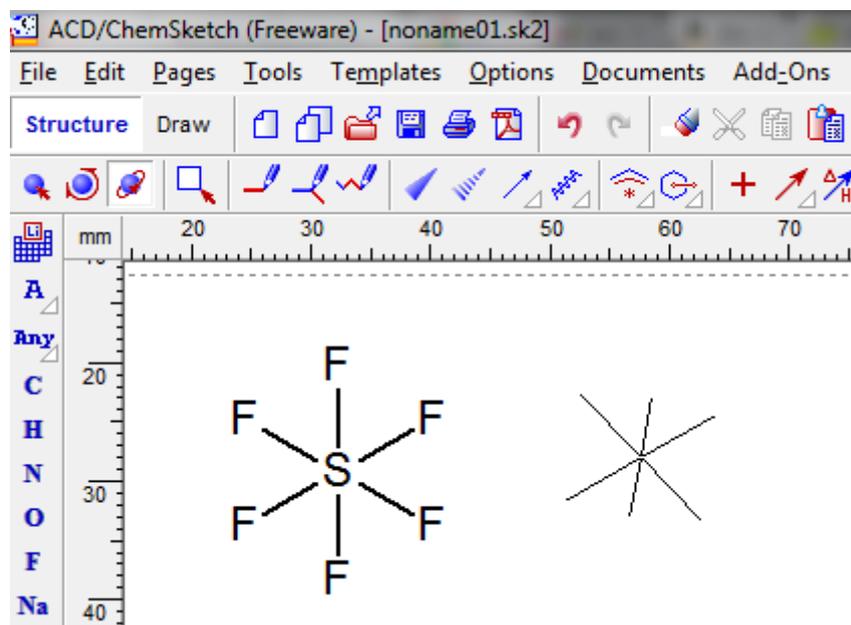
La duración de la propuesta supone 3 sesiones de clase con una duración de 55 minutos cada una. A continuación se presenta cada una de las sesiones con su respectiva finalidad.

Primera sesión: se proporciona al alumnado una guía básica de manejo de Programa ChemSketch, con una serie de actividades propuestas a realizar. De esta manera serán capaces de: conocer la barra de herramientas, dibujar moléculas y finalmente visualizarlas.

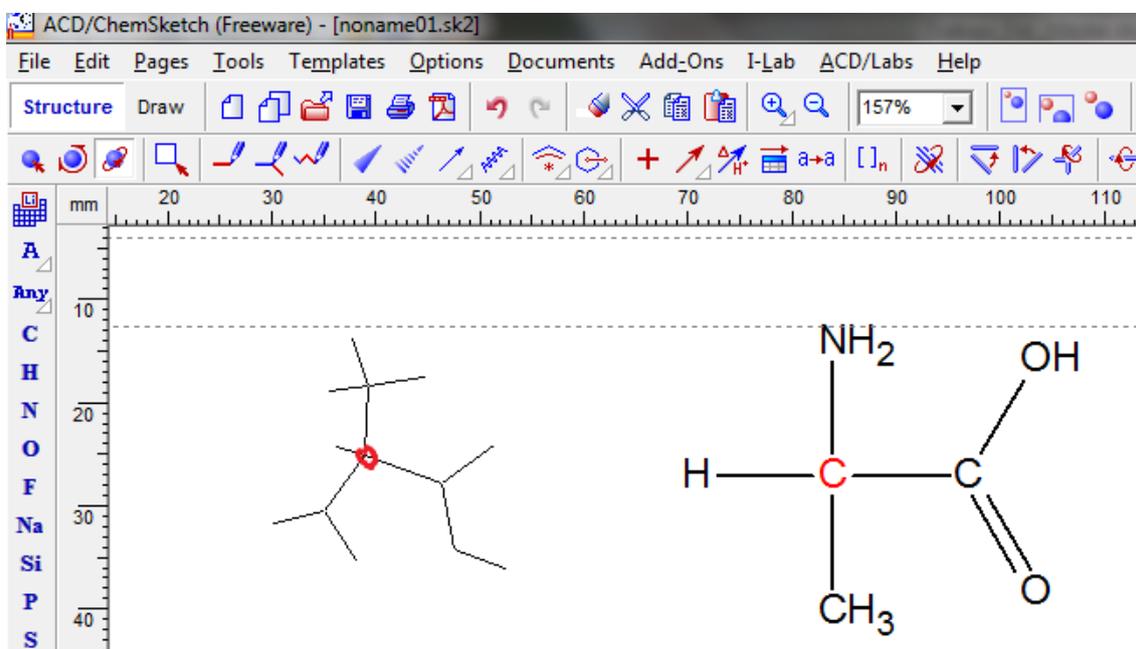


Segunda sesión: para esta sesión se utiliza una guía de actividades, en las que el alumno ha trabajado previamente con sus estructuras de Lewis en dos dimensiones y con la Teoría de Repulsión de Pares Electrónicos que permite predecir la geometría de la

molécula.. Una vez que tiene claro las actividades, el siguiente paso es su representación con el Programa y su posterior rotación.



Tercera sesión: en esta sesión se proponen distintas actividades para la representación de moléculas isómeras. Especialmente se hace hincapié en la isomería óptica, que generalmente es la que ocasione mayores dificultades.



Los materiales y recursos de los que se sirve la práctica son:

Se requiere de los siguientes elementos:

- Aula de Informática..
- Programa ChemsKetch..
- Guía de usuario ChemsKetch, que se puede encontrar fácilmente en la siguiente dirección URL:
http://difusion.df.uba.ar/ConectarIgualdad/tutorial_de_acdchemsketch_freeware.pdf
- Libro de clase.
- Actividades propuestas por el docente.

En cuanto a la planificación de las sesiones se desarrollarán atendiendo al cuadro adjunto:

Primera sesión	Viernes 18-Marzo
Segunda sesión	Lunes 19-Marzo
Tercera sesión	Viernes 30-Marzo
Evaluación	Viernes 30-Marzo

4. EVALUACIÓN Y SEGUIMIENTO DE LA INNOVACIÓN.

Una vez finalizadas las actividades correspondientes a esta innovación, se procederá a realizar una encuesta en la que el alumno valore el grado de mejora. . Se desarrollará en la tercera sesión, en los cinco minutos antes de terminar la clase.

BIBLIOGRAFÍA

Libros de didáctica

- Domínguez Chillón, G., & Barrio Valencia, J. L. (2001). *Lenguaje, Pensamiento y Valores: Una Mirada Al Aula*. Madrid: EDICIONES DE LA TORRE.
- Escamilla González, A. (2011). *Las competencias en la programación de aula (vol II). Educación Secundaria*. Barcelona: GRAÓ.
- Gil Pérez, D. (2011). *Física y Química. Complementos de formación disciplinar*. Barcelona: GRAÓ.
- López Fenoy, V., Morales Ortiz, J. V., & Sánchez Manzanares, J. A. (2005). *Física y Química. Programación Didáctica*. Sevilla: MAD.
- Picado Godínez, F. M. (2006). *Didáctica general*. Costa Rica: EUNED.

Libros generales de Química

- Atkins, W., & Jones, L. (2007). *Principio de Química. Los caminos del descubrimiento*. Editorial Medica Panamericana.
- C. Johnson, R. (1970). *Introducción a la química descriptiva*. Reverté.
- Chang, R., & College, W. (2002). *Química*. México: McGraw-Hill.
- H. Petrucci, R., S. Harwood, W., & Herring, F. G. (2003). *Química general*. Madrid: Prentice Hall.
- S. Silberberg, M. (2002). *Química. La naturaleza molecular del cambio y la materia*. Mexico: Mc Graw Hill.

Libros de 2º Bachillerato de Química

- Del Barrio, J. I., Bárcena, A. I., Sánchez, A., & Caamaño, A. (2009). *Química 2*. SM.
- Fontanet Rodríguez, À. (2009). *Química*. Barcelona: Vicens Vives.
- Guardia Villroel, C., Menéndez Hurtado, A. I., & P. de Azpeitia, F. D. (2009). *Química 2 Bachillerato*. Madrid: Santillana.
- Monsó Ferré, F., Prósper Gisbert, C., & Lesdesm González, J. C. (2003). *Química*. Barcelona: edebé.
- Pozas Magariños, A., Martín Sánchez, R., Rodríguez Cardona, Á., & Ruiz Sáenz de Miera, A. (2009). *Química 2 Bachillerato*. Madrid: Mc Graw Hill.