

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: PROGRAMACION PARA QUIMICA 2º
BACHILLERATO Y PROPUESTA DE INNOVACIÓN:
“ CINE Y QUÍMICA”**

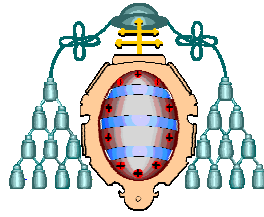
Autor: AMELIA RODRIGUEZ GONZÁLEZ

Director: JESUS DANIEL SANTOS RODRIGUEZ

Fecha: 30/06/2012

Nº de Tribunal

Autorización del directora/a. Firma



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: PROGRAMACION PARA QUIMICA 2º
BACHILLERATO Y PROPUESTA DE INNOVACIÓN:
“ CINE Y QUÍMICA”**

Autor: AMELIA RODRIGUEZ GONZÁLEZ

Director: JESUS DANIEL SANTOS RODRIGUEZ

Fecha: 30/06/2012

Nº de Tribunal

Autorización del directora/a. Firma

INDICE

1. REFLEXION.....	5
2. PROGRAMACIÓN.....	11
2.1 JUSTIFICACIÓN.....	12
2.2 MARCO LEGISLATIVO.....	12
2.3 INTRODUCCIÓN.....	12
2.4 CONTEXTUALIZACIÓN.....	15
2.5 OBJETIVOS DE LA MATERIA.....	16
2.6 SECUENCIACIÓN Y TEMPORALIZACIÓN.....	17
2.7 DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS.....	20
<i>UNIDAD 1. <u>ESTRUCTURA ATÓMICA</u></i>	
<i>UNIDAD 2. <u>SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS</u></i>	
<i>UNIDAD 3. <u>ENLACE IÓNICO Y COVALENTE</u></i>	
<i>UNIDAD 4. <u>ENLACE METÁLICO Y FUERZAS INTERMOLECULARES</u></i>	
<i>UNIDAD 5. <u>ENTALPÍA Y ENERGÍA DE UNA REACCIÓN</u></i>	
<i>UNIDAD 6. <u>ENTROPIA Y ESPONTANEIDAD</u></i>	
<i>UNIDAD 7. <u>EQUILIBRIO QUÍMICO HOMOGÉNEO</u></i>	
<i>UNIDAD 8. <u>EQUILIBRIO QUÍMICO HETEROGENEO</u></i>	
<i>UNIDAD 9. <u>ACIDOS Y BASES</u></i>	
<i>UNIDAD 10. <u>DISOLUCIONES REGULADORAS. HIDRÓLISIS</u></i>	
<i>UNIDAD 11. <u>REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES</u></i>	

UNIDAD 12. ELECTRÓLISIS. CELDAS ELECTROQUÍMICAS

UNIDAD 13. EL CARBONO

UNIDAD 14. COMPUESTOS OXIGENADOS DEL CARBONO

UNIDAD 15. POLÍMEROS, MACROMOLÉCULAS Y SÍNTESIS DE MEDICAMENTOS.

2.8 METODOLOGIA.....	67
2.9 EVALUACIÓN	68
➤ CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN	
➤ PROCESO DE EVALUACIÓN	
○ INSTRUMENTOS PARA LA EVALUACIÓN	
○ CALIFICACIÓN FINAL....	
○ EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN PARA ALUMNOS A LOS QUE NO SE LES PUEDA APLICAR EVALUACIÓN CONTINUA	
➤ ALUMNOS CON FISICA Y QUIMICA DE 1º PENDIENTE	
2.10 ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD	74
3. PROPUESTA DE INNOVACIÓN.....	76
4. BIBLIOGRAFÍA	92

REFLEXIÓN

Comenzamos a principios de octubre esta Mater en Formación de Profesorado de Secundaria, que tendría la duración de un curso académico para así poder responder a la necesidad de tener capacitación en contenidos psicopedagógicos y didácticos que nos ayuden a afrontar las necesidades educativas que encontraremos en la etapa de Educación Secundaria Obligatoria, el Bachillerato y/o la Formación Profesional con nuestros alumnos.

La Ley Orgánica de Educación, en su artículo 100, establece que "la formación inicial del profesorado se ajustará a las necesidades de titulación y de cualificación requeridas por la ordenación del sistema educativo. Su contenido garantizará la capacitación adecuada para afrontar los retos del sistema educativo y adaptar las enseñanzas a las nuevas necesidades formativas".

El Máster se dividió en diferentes asignaturas con diferente carga lectiva. Veremos a continuación las distintas asignaturas así como su implicación en el Practicum y su utilidad a la hora de enfocar una clase real con alumnos.

Aprendizaje y Desarrollo de la Personalidad:

Asignatura que se impartió durante el primer cuatrimestre del Master, constaba de 5 créditos. En ella se trataron temas de desarrollo cognitivo y socioafectivo, así como diferentes problemas como por ejemplo la discapacidad auditiva en alumnos, o alumnos de altas capacidades...

Puesto que en mi IES no existía ningún alumno con Necesidades Educativas Especiales en los cursos con los que traté, ni ningún alumno con discapacidad, lo más positivo de esta asignatura fueron los talleres en los cuales fuimos "obligados" a hablar en público con nuestros compañeros, lo cual ayudó a coger experiencia e ir modificando conductas erróneas al dirigirse por ejemplo a un aula.

Procesos y Contextos Educativos:

Asignatura que se dividió en 4 bloques:

Bloque 1. CARACTERÍSTICAS ORGANIZATIVAS DE LAS ETAPAS Y CENTROS DE SECUNDARIA

Bloque 2. TUTORÍA Y ORIENTACIÓN

Bloque 3. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

Bloque 4. INTERACCIÓN, COMUNICACIÓN Y CONVIVENCIA EN EL AULA

Debido a los horarios y a la simultaneidad incluso de algunos de los bloques, la asignatura fue en muchos momentos caótica, así como su organización.

En cuanto a su interés con las prácticas del instituto, pudimos comprobar como por ejemplo aspectos como el PAD (Plan de Atención a la Diversidad) o el PAT (Plan de acción tutorial), a los cuales durante el desarrollo del Master se les dio mucha importancia, en el IES sin embargo contaban como méritos trámites administrativos.

Por otra parte, el PAD era redactado por el equipo de orientación del centro, por lo cual, para nosotros, futuros profesores de física y química, no pareció contar con mucho sentido el tener que realizar uno como parte de las actividades de la materia.

Sociedad, Familia y Educación:

En esta parte del Máster se trataron temas como género y educación, derechos humanos, así como los distintos estilos parentales y la participación de las familias con los centros educativos.

Debido quizás a los cursos a los que estamos enfocados, la relación de los padres con el centro educativo en el IES en el que curse las prácticas era más bien pequeña por no decir nula.

La relación se reducía a las visitas que los padres podían tener con los tutores de sus hijos para tratar sobre la evolución de los alumnos en el curso.

Creo que esta puede ser una temática quizás más importante a tratar para los primeros cursos de Educación, pero ya no tanto por ejemplo en los de Bachillerato.

Complementos de Formación Disciplinar: Física y Química

Por referirse a contenidos propios de nuestra especialidad, puede ser una de las asignaturas en las que más cómoda me sentí durante el curso.

Además, el hecho de realizar varios trabajos así como sus correspondientes exposiciones en clase junto con el resto de los compañeros, me ayudaron a adquirir más soltura para hablar en público, además de un mejor manejo de programas como por ejemplo el Power Point que más adelante utilizaría en las explicaciones durante mi estancia de prácticas en el instituto.

Tecnologías de la Información y la Comunicación:

En esta asignatura se trataron temas de interés como por ejemplo El Proyecto de la Escuela 2.0 en Asturias, el cual yo desconocía.

Además se impartieron clases sobre redes sociales, herramientas y recursos audiovisuales, además de clases prácticas sobre cómo crear un blog educativo, lo cual me parece una buena idea para utilizar en el futuro con los alumnos, ya que les motiva y despierta más su interés que la clase clásica con la pizarra.

Podría por tanto ser un método de ayuda, nunca sustitutorio, y de apoyo al contenido de las clases, ya que utilizando un blog se podrían colgar por ejemplo todas las presentaciones que se utilizasen en clase, además de otros contenidos de interés relacionados con la asignatura, como artículos, páginas interactivas donde practicar lo aprendido en el aula ect.

En el IES La Corredoría, sí que utilizaban algún medio audiovisual como presentaciones de trabajos en Power Point por parte de los alumnos, pero sobre todo en la materia Ciencias para el Mundo Contemporáneo que se imparte en 1º Bachiller.

En los cursos de 3º y 4º ESO no los utilizaban para nada, de hecho los alumnos estaban acostumbrados a que les dictasen los apuntes. Como experiencia, dimos nuestra unidad didáctica en Power Point, proporcionándoles a los alumnos el material impreso por adelantado para que así pudiesen seguir con mayor facilidad la explicación y tomar alguna nota si lo veían oportuno.

A los alumnos les gustó la experiencia de dar la clase de forma diferente a lo habitual, y los resultados obtenidos en los exámenes no fueron diferentes a los que habían previamente sacado esos mismos alumnos en los temas dados de forma convencional.

Innovación Docente e Iniciación a la Investigación Educativa.

En esta asignatura se trataron conceptos de innovación, así como el tratamiento de Proyectos de Innovación e Investigación Educativa, y las fases de implantación.

Además se nos mostró las principales técnicas e instrumentos de recogida de información para llevar a cabo una investigación educativa.

En cuanto a opinión personal, la realización de los trabajos para esta asignatura fueron probablemente en los que mayores dificultades encontré, tanto por la temática a la cual no estaba para nada familiarizada, como por el tiempo por el que disponíamos, puesto que impartir esta asignatura al mismo tiempo que Enseñanza y Aprendizaje, y casi solapándose la fechas de entrega entre ellas junto con el Trabajo Fin de Master se hizo muy complicado la gestión de tiempo.

En cuanto a los contenidos, aunque esta asignatura se impartió una parte una vez terminadas ya las prácticas en el IES, no me aportó gran cosa para la aplicación en las

clases prácticas, si bien la veo más enfocada para aquellas personas que deseen realizar estudios de doctorado o investigación de proyectos.

Diseño y Desarrollo del curriculum

Asignatura impartida durante la primera parte del máster, contaba tan sólo con dos créditos del total de 60 del que consta el máster.

Por sus contenidos, ya que en ella se tratan los elementos esenciales del currículo en Educación Secundaria, así como RD 1631/2006 y Decreto 74/2007, Decreto 75/2008 sobre Currículo Bachillerato en Asturias, lo cual después necesitamos para la realización de la programación de este trabajo fin de máster, considero que esta materia debería impartirse con mayor profundidad y extensión, puesto que el tiempo que hubo de clases no fue suficiente para llegar a comprender todos los aspectos relacionados en esta asignatura.

Enseñanza y Aprendizaje

Ha sido la asignatura que mayor carga de trabajo ha supuesto a lo largo del máster. Con ella adquirimos la experiencia de redactar un artículo, preparar un tema de oposición, realizar una V de Godwin para un apartado de un tema en concreto, así como plantear una serie de unidades en la que hubiese apartados para todos los alumnos, otro específico para aquellos más aventajados, un apartado de actividades de refuerzo o recuperación.

Esta experiencia nos ayudó a la hora de diseñar las actividades en nuestras clases prácticas.

Pero sin duda, la aportación más valiosa de esta asignatura ha sido la realización de una programación enfocada a las oposiciones, en mi caso para Química de 2º bachiller, lo cual me obligó a realizar una recopilación y reestructuración tanto de contenidos como de objetivos, así como a familiarizarme a trabajar con distintos libros de texto de distinta índole, artículos, uso de páginas y recursos web ect.

Practicum

La experiencia de las prácticas ha sido la más positiva y enriquecedora de todo el máster.

El contacto con los alumnos fue desde el punto de vista formativo la mejor de las asignaturas del máster, y donde poder poner en práctica lo aprendido, así como corregir algún error con ayuda del tutor.

Sin duda, en mi opinión, sería más necesario aumentar el periodo de prácticas en los IES, y reducir el contenido de alguna de las asignaturas.

Por otra parte, el tener clases al mismo tiempo que realizábamos las prácticas ocasionó problemas de organización y tiempo, además de no poder asistir a algunas de las clases por tener que quedarnos a reuniones de evaluación o claustro en el IES.

En cuanto al currículo para 2º bachillerato se puede decir que aunque pueda parecer extenso a priori, y partimos de la base de las pocas horas que en cursos anteriores se han dedicado a la física y la química (así por ejemplo en cursos como 3º ESO tan sólo cuentan con dos horas a la semana para física y química) lo cual hace que lleguen a cursos superiores con bastantes carencias, hay que mencionar que se echa en falta ciertos aspectos que considero necesario, como son por ejemplo el que no aparece el tema de cinética química, tan necesaria para introducir el equilibrio químico, o por ejemplo, en la química del carbono, no aparece ninguna mención al apartado de los compuestos nitrogenados del carbono, como son las aminas, amidas y nitrilos.

En mi programación he decidido incluirlos, como ampliación de currículo, puesto que considero que son aspectos básicos a tratar, sobre todo en aquellos alumnos que decidan proseguir sus estudios universitarios, muchos de ellos se decantarán por carreras como química, bioquímica, medicina ect en las cuales se hace necesario al menos tener un mínimo conocimiento de formulación de estos compuestos.

PROGRAMACIÓN
Química 2º Bachillerato

JUSTIFICACIÓN

La presente programación tiene por finalidad cumplir con los objetivos fijados en el Decreto 75/2008, de 6 de agosto por el que se establece el currículo para Bachillerato. El objetivo es que los alumnos alcancen los conocimientos y habilidades que se requieren al finalizar esta etapa.

MARCO LEGISLATIVO

La Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación, **LOE**, en su artículo 6 define el currículo como el conjunto de objetivos, competencias básicas, contenidos, métodos pedagógicos y criterios de evaluación de las distintas enseñanzas y establece que, con el fin de asegurar una formación común a todos los alumnos dentro del sistema educativo español y garantizar la validez de los títulos correspondientes, el gobierno fijará los aspectos básicos del currículo que constituyen las enseñanzas mínimas.

El **Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre**, aprobado por el Ministerio de Educación y Ciencia y que establece la estructura y las enseñanzas mínimas de Bachillerato como consecuencia de la implantación de la Ley Orgánica de Educación (LOE). La Consejería de Educación y Ciencia del Principado de Asturias publica el **Decreto 75/2008**, de 6 de agosto, por el que se establece la ordenación y el currículo del Bachillerato (BOPA del 22 de agosto de 2008).

Se tendrá en cuenta además la **Circular de inicio de curso 2011-2012** (de 26 de agosto de 2011) y la circular de 17 de abril de 2012, para la aplicación del calendario de finalización del 2º curso de bachillerato para el año académico 2011-2012.

INTRODUCCIÓN

A lo largo de la historia la humanidad ha intentado comprender y dominar la materia, su estructura y sus transformaciones, lo cual ha contribuido al gran desarrollo de la Química y a sus múltiples aplicaciones a nuestra sociedad. Esta es una de las importantes razones que justifican el estudio de la Química en la enseñanza obligatoria y en el bachillerato.

El currículo de Bachillerato debe 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 (las cosas no suceden por azar, y

cuando se encuentra una explicación teórica a un fenómeno se puede modificar). 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 (*aprendizaje significativo*).

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, por ejemplo. Una educación que integre la cultura humanística y la científica, una mayor presencia de la ciencia en los medios de comunicación así como la participación activa de los investigadores en la divulgación de los conocimientos, se hacen cada día más necesarias.

Además de ser esta una etapa educativa terminal en sí misma, también tiene un carácter propedéutico: su currículo debe incluir los contenidos referidos a conceptos, procedimientos y actitudes que permitan abordar con éxito estudios posteriores, dado que la Química forma parte del currículo de un amplio grupo de estudios universitarios (y, en menor medida, de los ciclos formativos de la Formación Profesional de grado superior). La inclusión de contenidos relativos a procedimientos implica que los alumnos se familiaricen con las características del trabajo científico y sean capaces de aplicarlos a la resolución de problemas y a los trabajos prácticos (de hecho, hay en el currículo oficial un bloque de contenidos denominados *comunes* que pretenden esa finalidad, cuyo desarrollo es transversal a los demás bloques).

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.

En los tres primeros cursos de ESO la Química aparece unida nada menos que con otras tres disciplinas y en cuarto de ESO, como asignatura optativa, unida a la Física. Ello propicia que el número de horas lectivas dedicadas durante toda la ESO al estudio de la Química sea muy escaso. También en 1.º de Bachillerato se produce esta última unión disciplinar, a diferencia de los países de nuestro entorno europeo. Por tanto, únicamente en el nivel correspondiente a 2.º de bachillerato la Química se estudia como asignatura totalmente independiente. Estas circunstancias propician un posible

deficiente bagaje inicial en el 2º curso de bachillerato y pueden dificultar la consecución de los objetivos que se pretenden alcanzar.

Para enseñar Química no basta con dominar bien la disciplina a impartir, su estructura y sus relaciones. Es necesario, además, conocer lo que el alumno ya sabe y los errores conceptuales que puede ir generando a lo largo del proceso de enseñanza/aprendizaje con el objetivo de establecer estrategias que intenten superarlos (o por lo menos no reforzarlos e impedir su transmisión). En consecuencia, un aspecto importante de este proyecto, que integra la programación de esta asignatura y que supone establecer acciones didácticas que faciliten la construcción de los conocimientos científicos.

En el desarrollo de esta disciplina se debe seguir prestando atención a las relaciones ciencia, tecnología, sociedad y medio ambiente, en particular a las aplicaciones de la química, así como a su presencia en la vida cotidiana, de modo que contribuya a una formación crítica del papel que la química desarrolla en la sociedad, y a su valoración desde un punto de vista ético compatible con el desarrollo sostenible, tanto como elemento de progreso, como por los posibles efectos negativos de algunos de sus desarrollos.

El estudio de la química pretende una profundización en los aprendizajes realizados en etapas precedentes, poniendo el acento en su carácter orientador y preparatorio de estudios posteriores. Asimismo, su estudio contribuye a la valoración del papel de la química y de sus repercusiones en el entorno natural y social y su contribución a la solución de los problemas y grandes retos a los que se enfrenta la humanidad, gracias a las aportaciones tanto de hombres como de mujeres al conocimiento científico. La química contemplada en la materia de Física y química se centra fundamentalmente en el estudio del papel y desarrollo de la teoría de Dalton y, en particular, se hace énfasis en la introducción de la estequiometría química.

En este curso se trata de profundizar en estos aspectos e introducir nuevos temas que ayuden a comprender mejor la química y sus aplicaciones. Los contenidos propuestos se agrupan en bloques (que se desarrollan en esta programación), el primero de los cuales, de contenidos comunes, no constará de ninguna unidad específica, sino que sus contenidos se desarrollaran a lo largo del curso en las distintas unidades. Los contenidos de este bloque, por su carácter transversal, deberán ser tenidos en cuenta al desarrollar el resto.

CONTEXTUALIZACIÓN

Centro: **IES LA CORREDORIA**

Materia: **QUÍMICA**

Curso: **2º BACHILLERATO**

Se trata de un IES de nueva construcción. El edificio fue inaugurado en setiembre de 2008, por lo que comenzó su andadura en el curso 2008-2009. El centro se crea por un traslado de las enseñanzas desde el IES “Cerdeño” como consecuencia del progresivo incremento de población en el barrio de la Corredoría



Por su ubicación y por la distribución escolar de la zona, el Instituto cuenta con una proporción significativa de alumnado perteneciente a entornos culturales y sociales que llevan consigo una clara desventaja sociocultural. Dentro de este alumnado, se encuentra una población cada vez más importante de inmigrantes, ya que en torno al 15% del alumnado es de nacionalidad no española, entre los que predomina la procedencia latinoamericana, un grupo residente importante perteneciente a la minoría étnica gitana. Un importante porcentaje de familias adolece de escasos recursos económicos y, sobre todo, de bajos niveles de formación.

El número de alumnos que acuden al centro sobrepasa ligeramente los 500 y el profesorado está constituido por 65 profesores en este curso académico. Además del personal docente, el centro cuenta con 7 trabajadores más que realizan su labor en la conserjería, 3, en la secretaría, 3, y 1 auxiliar.

El edificio, con un total de 4 plantas, dispone de aula de informática, un gimnasio grande y cubierto, un salón de actos con gran capacidad, departamentos por especialidades para el equipo docente, sala de reuniones, una gran sala de profesores con taquillas para cada uno, aulas de refuerzo, laboratorios, aulas de guardia, patio de recreo, zonas ajardinadas, biblioteca, cafetería etc., todo ello muy bien cuidado y limpio.

El centro es amplio y, en general, el tamaño de las aulas es acorde al de los grupos. En lo que respecta a las TIC, pocas aulas en el centro disponen de cañones y éstos se comparten entre departamentos, por lo que no es fácil disponer de ellos cuando se necesitan para impartir las clases habitualmente (sólo para un uso concreto en un momento determinado). El Centro cuenta con una página web muy activa, así como con una revista digital, y varios departamentos colaboran activamente desarrollando blogs educativos. Sin embargo, el aula de 2º bachillerato dispone de pizarra y pantalla de proyección. El proyector se lleva en carrito y se comparte con el Departamento de Biología y Geología.

Referente a la biblioteca no dispone de libros en general ni de física ni de química.

El centro cuenta con un laboratorio para Química y otro para Física.

El grupo de Química de 2º de Bachillerato del IES La Corredoría para el curso 2011/2012 presenta las características siguientes:

- Número de alumnos: 23.
- Número de alumnos con la Física y Química de primero suspensa: 2.
- Alumnos repetidores: No hay ningún alumno que repita 2º de Bachillerato con esta asignatura pendiente. Además, el único alumno que repite tiene esta asignatura aprobada y decidió no asistir a clase.
- Alumnos con NEE: No hay.
- Otras consideraciones: En base a los cursos anteriores, se prevé, que algunos alumnos presenten ritmos de aprendizaje más bajos que la media y que necesiten mayor atención, explicaciones y trabajos adicionales y de apoyo.

OBJETIVOS DE LA MATERIA

Están recogidos en el RD 75/2008, 6 agosto, donde se establece que la enseñanza de la Química en el Bachillerato tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. 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.
3. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
4. Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.
5. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.

6. Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que sus aplicaciones puede 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.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

SECUENCIACIÓN Y TEMPORALIZACIÓN DE LOS CONTENIDOS

A continuación se muestra un cuadro resumen con la división de la materia DE Química de 2º de Bachillerato en 8 bloques, subdivididos en un total de 15 unidades didácticas. El primer bloque referente a contenidos comunes no constará de ninguna unidad didáctica concreta, sino que se tratará de manera transversal en el resto de unidades correspondientes a los restantes 7 bloques.

	BLOQUES	UNIDADES DIDACTIVAS	Sesiones
	CONTENIDOS COMUNES		
I	ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS	Estructura atómica	6
		Sistema periódico de los elementos	6
II	ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS	Enlace iónico y covalente	8
		Enlace metálico y fuerzas intermoleculares	7
V	TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS. ESPONTANEIDAD DE LAS REAC.QUIMICAS	Termodinámica. Entalpía y energía de una reacción.	6
		Entropía y espontaneidad	6
	CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO	Equilibrio químico homogéneo	10
		Equilibrio químico heterogéneo	15
I	ÁCIDOS Y BASES	Ácidos y bases	8
		Disoluciones reguladoras. Hidrólisis.	7
II	INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUIMICA	Reacciones de transferencia de electrones .REDOX	15
III	QUÍMICA DEL CARBONO. ESTUDIO DE ALGUNAS FUNCIONES ORGÁNICAS	Electrólisis. Celdas electroquímicas.	5
		Carbono	5
		Compuestos oxigenados del carbono	5
		Polímeros, macromoléculas y medicamentos.	5

El bloque de contenidos comunes se tratará de manera transversal a lo largo de todos los demás, estando constituido fundamentalmente por los de tipo procedimental y actitudinal que se reseñan a continuación:

1. Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio, formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales, teniendo en cuenta las normas de seguridad de los laboratorios y análisis de los resultados y de su fiabilidad.
2. Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada.
3. Trabajo en equipo en forma igualitaria y cooperativa, valorando las aportaciones individuales y manifestando actitudes democráticas, tolerantes y favorables a la resolución pacífica de los conflictos.
4. Valoración de los métodos y logros de la Química y evaluación de sus aplicaciones tecnológicas teniendo en cuenta sus impactos medioambientales y sociales.
5. Valoración crítica de mensajes, estereotipos y prejuicios que supongan algún tipo de discriminación.

DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS

UNIDAD 1. ESTRUCTURA ATÓMICA

Los primeros estudiosos de la estructura atómica utilizaban los tubos de Crookes o de descarga de gases. Eran tubos largos llenos de gas a baja presión con un electrodo a cada extremo. Al aplicar una diferencia de potencial eléctrico, el gas emitía una luminosidad característica. Estos tubos formaron parte de los pasados televisores antes de la llegada del plasma. Sin la investigación atómica no se dispondría de la energía nuclear, de los rayos X, de los microscopios electrónicos etc., ni la química habría experimentado el desarrollo vertiginoso que conocemos. Las reacciones químicas pueden explicarse teniendo en cuenta los cambios que se producen sólo en la disposición de los electrones que envuelven el núcleo.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Relacionar los distintos hechos experimentales con los diversos modelos atómicos y conocer las aportaciones de la Física del siglo XX al estudio de la constitución atómica de la materia.
- Conocer la evolución histórica de los modelos atómicos y las características principales de los más importantes: Thomson, Rutherford, Bohr y el modelo mecano-cuántico.
- Estudiar y criticar el modelo atómico de Bohr.
- Comprender el significado de los números cuánticos y manejarlos con soltura.
- Conocer la teoría cuántica de Planck y la teoría corpuscular de la luz de Einstein.
- Comprender la naturaleza de los espectros atómicos, su interpretación y su división en absorción y emisión.
- Construir el modelo atómico de Schrödinger.
- Conocer la técnica de la espectroscopia y su aplicación para identificar elementos.
- Analizar el espectro de emisión del átomo de hidrógeno.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **El átomo y la constitución de la materia.**
- Espectroscopía y análisis químico. Tubos de descarga y rayos catódicos.
- **Modelos atómicos de Thomsom y de Rutherford.**
- **Espectros atómicos.**
- Espectro continuo y discontinuo. Espectro de absorción o de emisión. El espectro del hidrógeno.
- Identificación de algunos elementos químicos mediante ensayos a la llama.
- **Modelo atómico de Bohr.**
- Modelo de Bohr: postulados. Número cuántico principal. Desarrollo y limitaciones del modelo de Bohr.
- Modelo atómico de Sommerfeld.
- **Mecánica cuántica.**
- Hipótesis de De Broglie: dualidad onda-corpúsculo.
- Ecuación de ondas. Significado de la función de onda.
- Principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Justificación de la necesidad de nuevas teorías para el mundo microscópico: el modelo mecanocuántico. Bases teóricas y experimentales de la física cuántica: espectros atómicos, hipótesis de Planck, explicación del efecto fotoeléctrico.
- Concepto de orbital atómico. Interpretación de los números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli y regla de Hund. Forma y tamaño de los orbitales atómicos.
- Paramagnetismo y diamagnetismo.

Contenidos Procedimentales

- Describir e interpretar las experiencias con rayos catódicos y con rayos canales.
- Describir e interpretar el experimento de Rutherford.
- Determinar la masa atómica de un elemento a partir de las masas isotópicas.
- Descripción del espectro de emisión del hidrógeno y cálculo de las radiaciones emitidas.
- Interpretar el efecto fotoeléctrico.
- Utilizar los números cuánticos para describir los orbitales atómicos.
- Determinar la configuración electrónica de un átomo.

Contenidos Actitudinales

- Valorar la ciencia como un proceso dinámico, cambiante y sometido a constante revisión así como su repercusión en la vida cotidiana.
- Conocer cómo el contexto sociopolítico influencia la actividad científica (Ejemplos: Enrique Moles y Miguel Catalán Sañudo).

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Conocer las similitudes y diferencias entre los diversos modelos atómicos.
- ❖ Definir orbitales y electrones a partir del conjunto de números cuánticos que los representan.
- ❖ Representar la forma y el tamaño relativo de los orbitales atómicos.
- ❖ Comprender el significado de las series espectrales que se observan en el hidrógeno.
- ❖ Conocer los postulados de Bohr y comprender el modelo atómico a que dan lugar.
- ❖ Exponer las limitaciones del modelo atómico de Bohr.
- ❖ Conocer y comprender las consecuencias de los principios de dualidad onda-corpúsculo y de incertidumbre.
- ❖ Conocer el modelo atómico de Schrödinger y contrastarlo con los modelos anteriores.
- ❖ Interpretar y/u observar espectros atómicos, comparándolos cualitativamente y cuantitativamente en el caso de especies atómicas hidrogenoides.
- ❖ Saber interpretar el significado del sistema periódico en términos de estructuras electrónicas y de las propiedades periódicas de los elementos químicos que permitan fundamentar posteriormente el modelo de enlace químico
- ❖ Distinguir entre órbita y orbital, conocer sus significados físicos.
- ❖ Identificar en cada orbital atómico sus correspondientes números cuánticos.
- ❖ Relacionar los niveles electrónicos de energía del átomo con los números cuánticos.

MATERIALES Y RECURSOS DIDÁCTICOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Lectura: “La teoría atómica de la materia” (Brown-Lemay, página 36).

UNIDAD 2. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS

La mejor manera de entender la importancia de la tabla periódica es darse cuenta de que, gracias a ella y a las configuraciones electrónicas, la química adquirió un corpus teórico capaz de justificar y prever racionalmente las propiedades de los elementos y compuestos químicos. Cuando Mendeleiev presentó su ordenación periódica, no se conocía el germanio. Sin embargo no solo aseguró que algún día se descubriría, sino que además propuso las propiedades para el eka-silicio (él llamaba así lo que más tarde sería el germanio).

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Comprender el fundamento y la estructura de la Tabla Periódica actual.
- Conocer las propiedades periódicas básicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.
- Observar las variaciones en las propiedades de grupos y períodos en función de su posición en la Tabla Periódica.
- Valorar la importancia de la posición de un elemento en la Tabla Periódica y reconocer su relación con sus propiedades atómicas más importantes.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **Sistema Periódico.**
 - Desarrollo histórico del Sistema Periódico. Tabla periódica de Mendeleiev. Ley de Moseley.
 - Descripción del Sistema Periódico actual. Número atómico y propiedades periódicas. Grupos o familias. Períodos.
 - Localización correcta de los distintos elementos en la Tabla Periódica.
- **Propiedades periódicas.**
 - Propiedades periódicas y su variación en el Sistema Periódico: radio atómico y radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad y carácter metálico.
 - Interpretación correcta de la Tabla Periódica, relacionando la configuración electrónica de un elemento dado con sus propiedades periódicas.
 - Justificación de la variación de las propiedades periódicas de una serie de elementos dados.

Contenidos Procedimentales

- Justificar los valores observados para un elemento según su posición en la tabla

periódica.

- Interesarse por conocer el desarrollo histórico hasta el Sistema Periódico actual.
- Utilización del desarrollo histórico en el proceso de construcción de la Tabla Periódica como muestra del respeto hacia los trabajos de los demás.
- Conocer los elementos de los grupos representativos y el primer periodo de transición.
- Deducir las propiedades de los elementos a través de su situación en la tabla periódica.
- Ordenar los distintos elementos según su tamaño, afinidad electrónica y electronegatividad.

Contenidos actitudinales

- Reflexionar sobre la importancia de los trabajos de Meyer y Mendeléiev en la construcción del Sistema Periódico.
- Valorar la relación entre un mayor conocimiento de la materia, el desarrollo tecnológico y su aplicación en la sociedad.
- Observar la aplicación del método científico en la evolución de las leyes periódicas.
- Reconocer la visión dinámica de la investigación en química a partir de las aportaciones de teorías y modelos sucesivos que mejoran y complementan los anteriores.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Determinar la configuración electrónica de varios átomos a partir de su número atómico.
- ❖ Localizar e identificar elementos en la Tabla Periódica partir de la configuración electrónica de los átomos.
- ❖ Comparar razonadamente la carga nuclear efectiva de varios elementos de un mismo grupo y de un mismo período.
- ❖ Analizar comparativamente los tamaños de varios átomos e iones, y estudiar su relación con la configuración electrónica y la carga nuclear efectiva.
- ❖ Ordena, en orden creciente de su energía de ionización, varios elementos de distintos grupos, y también según su electronegatividad creciente.
- ❖ Identificar una configuración electrónica problema de un átomo en su estado fundamental con el grupo de la Tabla Periódica a la que pertenece.
- ❖ Utilizar el modelo mecánico cuántico del átomo para justificar las estructuras electrónicas, la ordenación periódica de los elementos químicos y la variación periódica de algunas de las propiedades de éstos como son: los radios atómicos,

las energías de ionización, las afinidades electrónicas, la electronegatividad, el carácter metálico y el número de oxidación.

- ❖ Saber emitir hipótesis sobre el previsible comportamiento físico y químico de los distintos elementos químicos a partir de su posición en la Tabla Periódica.

MATERIAL Y RECURSOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Serie de actividades propuesta por la profesora.

-Recopilación de ejercicios PAU referentes a la unidad didáctica.

-Lectura: “La formación de los elementos químicos: no somos más que polvo de estrellas. Distinguir entre las distintas bases teóricas que inspiran los modelos clásicos y el modelo mecano cuántico, valorando los aportes de la física moderna al estudio de la constitución de la materia.”

Recursos web:

. <http://francisthemulenews.wordpress.com/2012/01/29/espana-sus-dos-elementos-quimicos-y-medio-y-el-error-de-neil-degrasse-tyson/>

”España, sus dos elementos químicos y medio, y el error de Neil deGrasse Tyson”

. <http://www.novaciencia.com/2006/02/01/dos-nuevos-elementos-superpesados-descubiertos/>: Dos nuevos elementos superpesados descubiertos.

UNIDAD 3. ENLACE IÓNICO Y COVALENTE

Nos hemos preguntado alguna vez por qué se puede doblar un alambre y no un tubo de vidrio, o por qué la sal se disuelve en agua y no en gasolina. ¿Hay plásticos que conducen la electricidad?

Las preguntas anteriores y otras muchas tienen respuesta y explicación a partir del estudio de la estructura de los materiales. Las propiedades de los materiales derivan, en gran medida, de las uniones de sus átomos. El estudio de estas uniones y de las propiedades que las caracterizan es uno de los campos más amplios de la química. En esta unidad se dará una visión general sobre ello.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Comprender la importancia del enlace químico y justificar la existencia de distintas clases de enlaces.
- Describir el enlace iónico, justificando por qué ciertas sustancias presentan dicho enlace, así como sus propiedades
- Conocer los tipos de sustancias covalentes y sus propiedades.
- Representar moléculas con estructuras de Lewis reconociendo las limitaciones de estas representaciones debido a excepciones en la regla del octeto.
- Describir el modelo de Lewis del enlace covalente y clasificar los enlaces covalentes en simples, dobles y triples.
- 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.
- Suplir las limitaciones del modelo del enlace de valencia usando la hibridación de orbitales moleculares.
- Utilizar la hibridación de orbitales atómicos para justificar la forma geométrica de moléculas.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **Enlace químico.**
 - Formación de enlaces y estabilidad energética.
 - Tipos de enlaces químicos y representación de la configuración electrónica de un elemento dado, señalando su tendencia a formar enlace iónico o enlace covalente.
- **Teoría de Lewis del enlace químico.**
 - Naturaleza electrónica del enlace químico.
 - Diagramas de Lewis: reglas. Representación de la estructura de algunos elementos y moléculas sencillas.
 - Multiplicidad y orden del enlace covalente.
 - Limitaciones y mejoras de la teoría de Lewis: octeto incompleto y octeto expandido. Resonancia. Aplicación a algunas moléculas.
- **Teorías cuánticas del enlace covalente.**

- Teoría del enlace de valencia. Simetría de orbitales moleculares. Valencia química y promoción. Enlaces múltiples en la TEV. Resolución de ejercicios y problemas.
- Enlace covalente coordinado o dativo.
- **Propiedades del enlace covalente.**
- Longitud de enlace y multiplicidad. Energía de enlace. Polaridad del enlace covalente y electronegatividad.
- **Enlace iónico.**
- Transferencia electrónica: formación de pares iónicos. Energía reticular y ciclo de Born-Haber. Estructura interna de los cristales iónicos

Contenidos Procedimentales

- Establecer el carácter electromagnético del enlace químico
- Describir y diferenciar las características y naturaleza de los enlaces: iónico, covalente, metálico e intermolecular
- Establecer cómo la naturaleza del enlace explica las propiedades de las sustancias
- Interpretar la longitud de enlace y la energía de enlace en función de la polaridad del enlace covalente y del orden de enlace
- Dibujar las estructuras de Lewis de moléculas e iones sencillos tanto si cumplen la regla del octeto como si el átomo central se rodea de más de ocho electrones.
- Predecir la polaridad de moléculas sencillas utilizando como razonamientos previos los de polaridad de enlace y geometría de las moléculas (VSEPR).
- Utilizar el ciclo energético de Born-Haber para determinar la energía reticular (u otra magnitud desconocida, como la afinidad electrónica) de un compuesto iónico

Contenidos Actitudinales

- Conocer algunas de las dificultades, que históricamente hubo que superar para explicar las propiedades de las sustancias en términos de una teoría coherente del enlace químico.
- Valorar el papel que juega la investigación básica en el desarrollo del conocimiento científico (ej. alotropía del carbono).
- Establecer el carácter evolutivo, no lineal, del desarrollo del concepto de enlace químico.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Describir las características del enlace iónico y covalente, así como conocer las propiedades de los compuestos iónicos y covalentes.
- ❖ Conocer el modelo de Lewis del enlace covalente y los tipos de enlaces simples, dobles y triples.
- ❖ Representar moléculas utilizando estructuras de Lewis considerando las posibles resonancias y las limitaciones de esta técnica.
- ❖ Determinar la estructura de Lewis de varias moléculas poliatómicas.
- ❖ Reproducir la geometría de una molécula aplicando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.
- ❖ Saber trabajar con los casos de geometría lineal, geometría plana triangular y geometría tetraédrica.
- ❖ Conocer el modelo del enlace valencia y los dos tipos fundamentales de enlace covalente: sigma y pi.
- ❖ Saber ampliar el modelo de enlace valencia con la hibridación de orbitales.
- ❖ Constatar que reconocen la polaridad del enlace covalente y que distinguen entre moléculas polares y apolares.
- ❖ Saber interpretar el significado del Sistema Periódico en términos de estructuras electrónicas y de propiedades periódicas que permitan fundamentar posteriormente un modelo de enlace químico.
- ❖ Confeccionar un ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto.
- ❖ Analizar la polaridad de los enlaces de varias moléculas y la polaridad de éstas.
- ❖ Conocer diversos conceptos: redes cristalinas, índice de coordinación, tamaño y carga de los iones y energía de red.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS.

-Libro de texto: ANAYA 2009.

-Serie de actividades propuesta por el profesor.

Recursos web

. personal.iesvegadelturia.es/jvaltuena/enlace.ppt (ANAYA).

. http://weib.caib.es/Recursos/enlace_quimico_webquest/index.htm.

. blog.educastur.es/eureka/4º-fyq/enlace-quimico/.

-

UNIDAD 4. ENLACE METÁLICO Y FUERZAS INTERMOLECULARES

En el interior de una molécula las uniones entre los átomos que la constituyen son de tipo covalente y, por lo tanto, difícil de separar unos de otros. Sin embargo, entre dos o más moléculas también pueden producirse interacciones. Estas interacciones de carácter electrostático se conocen, de forma genérica, como "*fuerzas intermoleculares*" y son las responsables de que cualquier sustancia, incluidos los gases nobles, puedan condensar.

OBJETIVOS

- Conocer las propiedades de los metales y los modelos más conocidos de enlace metálico.
- Describir el enlace metálico, justificando por qué los metales presentan dicho enlace, así como sus propiedades.
- Explicar correctamente los distintos tipos de fuerzas intermoleculares existentes en las sustancias covalentes, dedicando especial interés al enlace de hidrógeno.
- Justificar las propiedades de las sustancias moleculares a partir del tipo de fuerza intermolecular.
- Conocer el modelo de enlace metálico para justificar algunas de las propiedades de los metales, diferenciando metales de semiconductores y sustancias aislantes.
- Justificar las características del enlace metálico utilizando la teoría de bandas.
- Conocer las fuerzas intermoleculares. Fuerzas de Van der Waals y enlace de hidrógeno

CONTENIDOS DIDÁCTICOS

Contenidos Conceptuales

-Enlace metálico.

- Teoría de la nube electrónica. Teoría de bandas. Propiedades de los metales.
- Conductores, semiconductores y aislantes

-Enlace entre moléculas. Fuerzas de Van der Waals y London. Enlace de hidrógeno.

- Comparación de las propiedades físicas de las sustancias en función del tipo de enlace.
- Estudio de enlaces intermoleculares.

- Comparación de los principales enlaces intermoleculares: enlaces de van der Waals y enlaces por puentes de hidrógeno.

Contenidos Procedimentales

Contenidos Actitudinales

- Valorar el interés de los modelos científicos de las distintas clases de enlaces para justificar las propiedades de las sustancias.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Analizar la polaridad de los enlaces de varias moléculas y la polaridad de éstas.
- ❖ Indicar el tipo de fuerzas intermoleculares presentes en en diversas sustancias moleculares.
- ❖ Clasificar distintos metales según su conductividad y relacionar ésta con los electrones de valencia.
- ❖ Justificar el tipo de fuerza intermolecular presente en una sustancia molecular dada.
- ❖ Comparar las fuerzas de Van der Waals y el enlace de hidrógeno para justificar la variación en las propiedades de dos sustancias.
- ❖ Describir las características básicas del enlace metálico.
- ❖ Aplicar la teoría de bandas para explicar el enlace metálico.
- ❖ Justificar las propiedades de diversas sustancias en función de las fuerzas intermoleculares presentes en ellas.

MATERIAL Y RECURSOS UTILIZADOS

-Libro de texto: ANAYA 2009.

-Serie de actividades.

-Recursos web:

<http://www.cienciapopular.com/n/Ciencia/Superconductividad/Superconductividad.php>.

UNIDAD 5. TERMODINAMICA. ENTALPIAS Y ENERGÍA DE UNA REACCIÓN

La termodinámica se plantea el estudio de los cambios energéticos que existen en los procesos tanto físicos como químicos. Esto le proporciona una base experimental y un campo de aplicación muy extenso. La termodinámica abarca todos los cambios energéticos que puedan tener lugar en el Universo, desde el nacimiento de una estrella hasta el funcionamiento de una batería de coche.

Lo más importante de las leyes termodinámicas es su capacidad de predicción. Permiten saber si una reacción necesitara o si proporcionara energía, en qué sentido se producirá, cuáles serán las proporciones finales de las sustancias que han intervenido en ella y cual será la estabilidad de una sustancia.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- ❖ Entender que toda reacción química lleva asociada un cambio energético: absorción o desprendimiento de energía.
- ❖ Conocer y saber utilizar con autonomía las distintas magnitudes termodinámicas, así como las leyes que las relacionan: primer principio de la termodinámica y la ley de Hess como una particularización.
- ❖ Definir y aplicar correctamente el primer principio de la termodinámica a un proceso químico y diferenciar correctamente un proceso exotérmico de otro endotérmico.
- ❖ Determinar la entalpía de una reacción química a partir de entalpías estándar de formación, de energías de enlace o mediante la aplicación de la ley de Hess.
- ❖ Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que sus aplicaciones puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
- ❖ Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.
- ❖ Interpretar las reacciones químicas como ruptura y formación de enlaces.
- ❖ Conocer cuáles son las variables termodinámicas.
- ❖ Conocer los conceptos básicos y las principales transformaciones de la termodinámica.
- ❖ Relacionar W , Q y U mediante el primer principio de la termodinámica.
- ❖ Diferenciar entre Q_v y Q_p e identificarlos con ΔU y ΔH , respectivamente.

- ❖ Conocer los conceptos de ΔH_f° , ΔH_e° y ΔH_r° y relacionarlos aplicando la ley de Hess

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- Energía. Tipos de energía. Energía química. Mecanismos de transferencia de energía.
- Trabajo y calor. Efectos físicos del calor. Utilización de la ecuación fundamental en termología.
- Fundamentos de la termodinámica.
 - Sistemas termodinámicos. Sistema y entorno. Estados de equilibrio.
 - Variables termodinámicas. Funciones de estado. Calorimetría.
 - Primer principio de la termodinámica.
- Energía interna. Primer principio de la termodinámica. Funciones de estado: energía interna y entalpía.
 - Termoquímica.
 - Ecuaciones termoquímicas. Condiciones estándar. Diagramas entálpicos.
 - Ley de Hess. Aplicaciones. Entalpías de formación. Energías de enlace.
 - Ciclo de Born-Haber.
 - Aplicación de la ley de Hess en el cálculo de entalpías de reacción.

Contenidos Procedimentales

- Formulación de ecuaciones termoquímicas.
- Realización experimental de reacciones químicas.
- Cálculo del trabajo de expansión de los gases.
- Determinación del calor transferido a presión o a volumen constantes.
- Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de otras reacciones o de las entalpías estándar de formación.
- Cálculo de la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace.
- Dibujo, uso e interpretación de diagramas entálpicos.

Contenidos Actitudinales

- Interés por la observación y la interpretación de los cambios de energía que tienen lugar en los fenómenos de nuestro entorno.

- Reconocimiento de la incidencia negativa sobre la salud y el medio ambiente del consumo excesivo e incontrolado de combustibles.
- Claridad y orden en la realización de los cálculos.
- Concienciación de los problemas energéticos de la sociedad actual: agotamiento de algunas fuentes de energía y diseño y puesta en funcionamiento industrial a partir de fuentes alternativas, calentamiento de nuestro planeta (efecto invernadero).
- Valoración la importancia del desarrollo de la química para atender las necesidades del hombre: calefacción, transporte, producción de electricidad, etc.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Enunciar el primer principio de la termodinámica.
- ❖ Calcular el trabajo presión-volumen realizado por un gas a presión constante.
- ❖ Describir los procesos isotérmicos, adiabáticos, isocóricos e isobáricos y aplicar en cada caso el primer principio.
- ❖ Identificar las reacciones químicas que se llevan a cabo a volumen o a presión constante determinando en cada caso el calor transferido.
- ❖ Calcular la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación o de las entalpías estándar de otras reacciones.
- ❖ Calcular la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace.
- ❖ Define y entiende los distintos conceptos fundamentales de la termoquímica.
- ❖ Resuelve ejercicios y problemas aplicando el primer principio de la termodinámica.
- ❖ Resuelve ejercicios y problemas de aplicación directa de la ley de Hess.
- ❖ Aplica el primer principio de la termodinámica en el cálculo de energías de formación o energías de reacción.
- ❖ Calcular la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace

MATERIAL UTILIZADO Y RECURSOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad.
- Lectura: “Memoria atómica” Richard G. Brewer, Investigación y ciencia, número 101, febrero de 1985.

UNIDAD 6. TERMODINAMICA II. ENTROPIA. ESPONTANEIDAD DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

El concepto de desorden, está fundamentado en múltiples evidencias: las manzanas se pudren, el hierro se oxida, las baterías se descargan... Sin embargo, los cristales, parecen estructuras muy ordenadas. ¿Porqué algunas cosas parecen tener tanto orden y otras son desorganizadas?

El objetivo principal de esta unidad es identificar y caracterizar las propiedades de un sistema que son responsables del cambio. Se verá como la entropía es la variable termodinámica que nos dice en qué dirección se producirá un proceso espontáneo.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Analizar los intercambios energéticos en las reacciones químicas.
- Relacionar el concepto de energía con el desorden molecular.
- Interpretar los criterios de espontaneidad de una reacción química
- Relacionar el concepto de entropía con el grado de desorden de los sistemas.
- Interpretar el significado del valor de ΔG para predecir la espontaneidad de un proceso químico.
- Conocer y valorar el papel de la termoquímica en la tecnología y la sociedad.
- Entender los aspectos fundamentales del segundo principio de la termodinámica, y asociarlos al concepto de entropía o grado de desorden de un sistema.
- Conocer y saber utilizar los factores de los que depende la espontaneidad de una reacción química.
- Comprender el significado de la función de estado entropía y utilizar los valores de las entropías molares estándar para determinar el cambio de entropía en una reacción.
- Valorar el significado de la función de estado energía libre y utilizar las energías libres estándar de formación para calcular la entalpía libre de una reacción.
- Conocer distintas transformaciones de energía que tiene lugar en los seres vivos.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **Segundo principio de la termodinámica.**
- **Concepto de entropía. Entropía y desorden de un sistema**

- Entropías absolutas.
- Valoración cualitativa en algunos ejemplos sencillos de la variación que experimenta la entropía en una reacción química dada.
- **Espontaneidad de las reacciones químicas.**
- Factores que influyen en la espontaneidad. Energía libre de Gibbs. Temperaturas de equilibrio. Energías libres de formación. Espontaneidad de los procesos físicoquímicos.

Contenidos Procedimentales

- Cálculo de la entropía estándar de reacción.
- Determinación de la energía libre estándar de reacción.
- Análisis la espontaneidad de una reacción química en función de ΔH y ΔS
- Cálculo variaciones de entropía de procesos químicos sencillos.
- Predicción cualitativa acerca de $\Delta S^{\circ}_{\text{total}}$ y de ΔG° .

Contenidos Actitudinales

- Tomar conciencia de la limitación de los recursos energéticos, lo que lleva a su uso responsable.
- Valorar la importancia de la energía en las actividades cotidianas.
- Valorar la importancia de las aplicaciones de la termoquímica en la tecnología y en la industria, lo que ha contribuido al desarrollo del bienestar social.
- Reconocer los efectos nocivos sobre el medio ambiente, el clima y la salud derivados del uso de los combustibles fósiles.
- 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).
- Interesarse por la observación y la interpretación de los cambios de energía que tienen lugar en los fenómenos de nuestro entorno.
- Realizar los cálculos con claridad y orden.
- Cumplir las normas de seguridad en el laboratorio.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Conocer la relación existente entre la entropía, el desorden y el estado físico del sistema.
- ❖ Relacionar ΔH , ΔS y la temperatura del sistema con la energía libre de Gibbs (ΔG) y, por tanto, con la espontaneidad.

- ❖ Relacionar el concepto de entropía con el grado de desorden de los sistemas.
- ❖ Construir diagramas entálpicos diferenciando entre procesos endotérmicos y exotérmicos.
- ❖ Conocer y valorar el papel de la termoquímica en la tecnología y la sociedad.
- ❖ Enuncia y comprende el segundo principio de la termodinámica.
- ❖ Justifica la espontaneidad, o no, de una reacción química dada en función de la temperatura, variación de entropía y variación de entalpía.

MATERIAL UTILIZADO Y RECURSOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Serie de actividades propuesta por la profesora.

-Recopilación de problemas de la PAU referentes a la unidad.

Guión de prácticas para el laboratorio correspondiente a esta unidad.

Recursos web:

[.http://www.educaplus.org/play-76-Energ%C3%ADa-libre-de-Gibbs.html](http://www.educaplus.org/play-76-Energ%C3%ADa-libre-de-Gibbs.html).

[.http://todoesquimica.bligoo.cl/video-entalpia-entropia-energia-libre-de-gibbs](http://todoesquimica.bligoo.cl/video-entalpia-entropia-energia-libre-de-gibbs).

-

UNIDAD 7. EQUILIBRIO QUIMICO HOMOGÉNEO

Aunque en algunas reacciones químicas los reactivos se pueden convertir totalmente en productos, en la mayoría de los casos, estas transcurren hasta alcanzar un estado de equilibrio dinámico entre la desaparición de reactivos en productos y la reacción inversa. Incluso el hecho de poder escribir una ecuación química no implica que esta pueda producirse.

El estudio del equilibrio químico (íntimamente ligado a la cinética química que acabamos de estudiar) supone el núcleo central sobre el que se van a trabajar posteriores unidades (reacciones de transferencia de protones, de precipitación u oxidación–reducción [redox]), por lo que es importante la consolidación de todos los conceptos que se van a desarrollar en esta.

Para que los alumnos entiendan la importancia del equilibrio químico, es conveniente plantearles el siguiente problema: las industrias del sector químico necesitan saber si una reacción concreta va a tener lugar con un rendimiento lo suficientemente alto como para ser técnicamente viable y económicamente rentable, antes de llevarla a cabo. Para ello es imprescindible conocer cómo se pueden modificar

los factores que influyen en dicho equilibrio, de forma que mediante la correcta elección de las condiciones experimentales se vea aumentado el rendimiento.

La segunda parte de la unidad, los equilibrios heterogéneos, están presentes en muchos fenómenos de modelado del relieve (tanto la erosión como la formación de estructuras del tipo de las estalactitas y las estalagmitas), reacciones que tienen lugar a nivel bioquímico (formación de las estructuras esqueléticas, dientes, etc.), enfermedades que implican la precipitación de sales, como es el caso de los cálculos renales, etc.

El concepto de equilibrio químico como un sistema dinámico es totalmente nuevo, y es este punto junto con el cálculo de concentraciones en el equilibrio y sus posibles modificaciones, lo que les resulta más difícil a los alumnos. Dentro de los equilibrios heterogéneos, es básica la comprensión del significado del término “solubilidad” y su aplicación a la determinación de la precipitación o no de los sistemas químicos.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Distinguir las reacciones reversibles de las irreversibles.
- Identificar el estado de equilibrio químico y reconocer sus características fundamentales.
- Valorar la importancia de las constantes de equilibrio K_c y K_p , comprender su significado y expresarlas correctamente en las distintas reacciones reversibles.
- Utilizar la magnitud de la constante de equilibrio para determinar el progreso del sistema en equilibrio en uno u otro sentido.
- Distinguir los equilibrios homogéneos de los heterogéneos, expresando correctamente en ellos las constantes de equilibrio K_c y K_p . así como realizar cálculos con ellas.
- Comprender la deducción cinética de la ley de acción de masas en el equilibrio.
- Comprender la relación entre la constante de equilibrio y la variación de energía libre estándar y utilizarla para calcular el valor de ésta o de la constante de equilibrio.
- Deducir el sentido del desplazamiento de un sistema para recuperar el equilibrio una vez alterado éste, utilizando el principio de Le Chatelier y el cociente de reacción.
- Conocer el proceso industrial de síntesis del amoníaco y las condiciones reales en que se logra el desplazamiento del equilibrio para producir amoníaco.
- Conocer los distintos tipos de equilibrio y saber aplicarlos a problemas concretos.
- Conocer la ley del equilibrio químico y su dependencia de la temperatura.

- Diferenciar entre cociente de reacción y constante de equilibrio.
- Expresar la constante de equilibrio en función de concentraciones, K_C , y de presiones, K_P , y las relaciones entre ellas.
- Relacionar la constante de equilibrio y la energía libre de Gibbs.
- Entender la constante de equilibrio químico como una constante termodinámica.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **Sistemas en equilibrio.**

- Equilibrio químico: un equilibrio dinámico. Constante de equilibrio y ley de acción de masas.
- Justificación cinética de la constante de equilibrio. Expresión de la constante de equilibrio. Equilibrios homogéneos. Equilibrios heterogéneos.
- Cociente de reacción. Aplicación de este concepto para determinar si un proceso dado se encuentra o no en equilibrio, y cuál será su evolución posterior.
- Grado de disociación.
- Relación, para ejemplos concretos, las constantes de equilibrio K_p y K_c .

- **Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier.**

- Efecto de la temperatura. Efecto de la presión. Efecto de las concentraciones. Adición de catalizadores.
- Aplicación del principio de Le Châtelier a procesos de especial interés.

- **Importancia del equilibrio en algunos procesos industriales y medioambientales.**

- El proceso Haber. Formación de NO.

Contenidos Procedimentales

- Resolución de ejercicios donde se estime cómo evolucionará un equilibrio químico cuando se varíen las condiciones en las que se encuentra.
- Identificación reacciones reversibles e irreversibles.
- Identificación de procesos de equilibrio y qué condiciones deben cumplir.
- Utilización de la ley del equilibrio químico para obtener la expresión de la constante de equilibrio.
- Realización de diversos cálculos de las cantidades de las sustancias presentes en un equilibrio.

- Resolución de ejercicios y problemas donde se apliquen las ideas generales del equilibrio químico.
- Determinación de la constante de equilibrio o de la composición de equilibrio en diversos sistemas.
- Análisis las alteraciones producidas en un equilibrio.
 - Calcular constantes de equilibrio a partir de datos experimentales.
 - Expresión de la constante de equilibrio correctamente a partir de la correspondiente ecuación química, tanto para equilibrios homogéneos como heterogéneos.

Contenidos Actitudinales

- Valoración de la importancia que tiene el control de los procesos de equilibrio para abastecer las necesidades del hombre.
 - Valoración de la importancia que tiene la investigación básica para el empleo de catalizadores en procesos de la vida diaria y el establecimiento de su acción en el caso de procesos bioquímicos
- Reconocimiento de la importancia del factor humano e industrial en alteración del medio ambiente.
- Reconocimiento de la importancia que tiene el estudio del equilibrio químico a la hora de diseñar procesos industriales de especial relevancia.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Aplicar la ley del equilibrio químico a diversas reacciones químicas para obtener la expresión de la constante de equilibrio.
- ❖ Relacionar las constantes de equilibrio K_p y K_c para una reacción dada.
- ❖ Resolver ejercicios y problemas de aplicación de la ley del equilibrio químico: cálculos numéricos de constantes y determinación de las cantidades de todas las sustancias presentes en el equilibrio.
- ❖ Aplicar el principio de Le Châtelier a reacciones generales en equilibrio.
- ❖ Calcular la constante de equilibrio de un sistema a partir de sus variables termodinámicas y viceversa.
- ❖ Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier proceso.
- ❖ Establecer la relación entre K_c , K_p y K_x .
- ❖ Analizar si un sistema está o no en equilibrio y prever su evolución.

- ❖ Predecir la evolución de un sistema en equilibrio que sufre una alteración del mismo y, en su caso, calcular la nueva composición.
- ❖ Dibujar diagramas concentración-tiempo para procesos reversibles y darles interpretación.
- ❖ Dibujar (de forma cualitativa) diagramas velocidad-tiempo para procesos reversibles y darles la correspondiente interpretación.
- ❖ Predecir los posibles cambios que se pueden producir en un equilibrio químico por variaciones de volumen, temperatura o la masa de una de las sustancias participantes.
- ❖ Efectuar cálculos específicos sobre el equilibrio de solubilidad de sustancias poco solubles.
- ❖ Relacionar los valores de K_p y K_c .
- ❖ Evaluar si se va a formar o no un precipitado en determinadas condiciones.

MATERIALES Y RECURSOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Serie de actividades propuesta por la profesora.

-Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad.

-Guión de prácticas de laboratorio para la práctica “Efecto de algunos cambios sobre el equilibrio químico”.

-Lectura: “Anticuerpos catalíticos”. Richard A. Lerner, Investigación y Ciencia, mayo de 1988.

UNIDAD 8. EQUILIBRIO QUIMICO HETEROGÉNEO

En esta unidad se tratarán los equilibrios heterogéneos, es decir, aquellos en los que reactivos o productos no tienen por qué estar en la misma fase.

Se tratarán los principios que afectan a las propiedades y formación de sustancias insolubles. Un gran número de hechos naturales, como por ejemplo la formación de estalactitas y estalagmitas, la capacidad de algunos seres vivos para formar estructuras protectoras externas, los depósitos de calcio en los aparatos domésticos están relacionados con la formación de sustancias insolubles.

La formación de precipitados de sales poco solubles se utiliza en la industria para recuperar iones costosos de algunas disoluciones, pero sobre todo en química analítica porque sirve de base de numerosos métodos de análisis y separación.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Distinguir compuestos solubles de insolubles.
- Identificar el estado de equilibrio químico y reconocer sus características fundamentales.
- Distinguir los equilibrios homogéneos de los heterogéneos, expresando correctamente en ellos las constantes de equilibrio K_c y K_p , así como realizar cálculos con ellas.
- Relacionar la solubilidad y el producto de solubilidad.
- Deducir el sentido del desplazamiento del equilibrio de precipitación en un sistema según se varíe la presión, la temperatura.
- Conocer el efecto del ión común.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- Sistemas en equilibrio.

- Equilibrio químico: un equilibrio dinámico. Constante de equilibrio y ley de acción de masas.

- Equilibrios heterogéneos.

- Solubilidad y precipitación.

- Equilibrios de solubilidad. Producto de solubilidad. Constante del producto de solubilidad. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad. Precipitación fraccionada.
- Alteraciones en los equilibrios de solubilidad. Efecto del ion común. Disolución de precipitados.
- Aplicación de las leyes del equilibrio químico a procesos heterogéneos en general, y a los equilibrios de solubilidad como caso particular.

Contenidos Procedimentales

- Resolver ejercicios donde se estime cómo evolucionará un equilibrio químico cuando se varíen las condiciones en las que se encuentra.
- Analizar las alteraciones producidas en un equilibrio.
- Calcular el producto de solubilidad de un compuesto.
- Calcular la solubilidad de diferentes sustancias en agua.
- Determinar si se formará un precipitado y en qué cantidad.
- Expresar la constante de equilibrio correctamente a partir de la correspondiente ecuación química.

Contenidos Actitudinales

- Valoración de la importancia que tiene el control de los procesos de equilibrio para abastecer las necesidades del hombre.
- Valoración de la importancia que tiene la investigación básica para el empleo de catalizadores en procesos de la vida diaria y el establecimiento de su acción en el caso de procesos bioquímicos.
- Reconocimiento de la importancia del factor humano e industrial en alteración del medio ambiente.
- Reconocimiento de la importancia que tiene el estudio del equilibrio químico a la hora de diseñar procesos industriales de especial relevancia.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Aplicar la ley del equilibrio químico a diversas reacciones químicas para obtener la expresión de la constante de equilibrio.
- ❖ Calcular la constante de equilibrio de un sistema a partir de sus variables termodinámicas y viceversa.

- ❖ Escribir la expresión de la constante de equilibrio para cualquier proceso.
- ❖ Analizar si un sistema está o no en equilibrio y prever su evolución.
- ❖ Predecir la evolución de un sistema en equilibrio que sufre una alteración del mismo y, en su caso, calcular la nueva composición.
- ❖ Evaluar si se va a formar o no un precipitado en determinadas condiciones.

MATERIALES Y RECURSOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Serie de actividades propuesta por la profesora.

-Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad.

-Guión de prácticas de laboratorio para la práctica “Efecto de algunos cambios sobre el equilibrio químico”.

-Lectura: “El equilibrio de precipitación y la higiene dental”. ECIR, 2009

-Lectura “Formación de estalacticas y estalagmitas, una consecuencia debida a los fenómenos de solubilidad del agua”. ECIR, 2009.

Recursos web

[.http://www.100ciaquimica.net/exper/exp2bqui/e2bq21r.htm](http://www.100ciaquimica.net/exper/exp2bqui/e2bq21r.htm).

[.http://www.alcaste.com/departamentos/ciencias/actividades_multimedia/fqbach/actividades_edebe/test_edebe.htm](http://www.alcaste.com/departamentos/ciencias/actividades_multimedia/fqbach/actividades_edebe/test_edebe.htm).

UNIDAD 9. ACIDOS Y BASES

¿Qué tienen en común el zumo de los limones, el vinagre de las ensaladas o el agua fuerte que se utiliza en limpieza con el problema de la lluvia ácida o con el carácter corrosivo de las baterías de los coches?

Las preguntas anteriores pretenden mostrar la importancia y la extensión de un tipo de reacciones que denominamos ácido-base y de las sustancias químicas que las protagonizan. Entendiéndolas en su aceptación más amplia, la mayoría de las reacciones químicas se podrían clasificar en dos tipos: ácido-base y redox. En esta unidad trataremos las primeras.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Diferenciar entre ácidos y bases enumerando las principales propiedades de cada tipo de sustancia.
- Distinguir los conceptos de ácido y base en las teorías de Arrhenius y de Brönsted-Lowry y reconocer las limitaciones de la teoría de Arrhenius.
- 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 de solubilidad del agua.
- Determinar la concentración de un ácido o de una base en una disolución aplicando una valoración ácido-base.
- Identificar razonadamente los pares conjugados en las diferentes reacciones ácido-base.
- Describir correctamente el equilibrio que tiene lugar en la ionización de los ácidos y de las bases débiles.
- Utilizar las constantes de ionización K_a y K_b y el grado de ionización en los cálculos referentes al equilibrio de ácidos y bases débiles.
- Comprender la autoionización del agua y utilizarla como referencia para diferenciar las disoluciones ácidas, básicas y neutras.
- Conocer los conceptos de pH y pOH y calcular su valor en las disoluciones de ácidos y bases, tanto fuertes como débiles.

- Comprender el comportamiento de los indicadores en presencia de un ácido o de una base e interpretar el significado de su intervalo de viraje.
- Conocer la forma práctica de realizar las volumetrías ácido-base utilizando el indicador más apropiado en cada caso y efectuar los cálculos adecuados para hallar la concentración de un ácido o de una base.
- Valorar la importancia del pH en diversos procesos biológicos, industriales, caseros, etc.
- Entender el fundamento de los indicadores para la determinación del pH de una disolución.

CONTENIDOS

Contenidos conceptuales

- **Primeras ideas sobre ácidos y bases.**
 - Concepto de ácido y de base según la teoría de Arrhenius. Limitaciones de la teoría.
 - Concepto de ácido y de base según la teoría de Brønsted-Lowry. Pares conjugados ácido-base. Sustancias anfóteras.
- **Concepto de pH.**
 - Autoionización del agua. Producto iónico del agua.
 - Concepto de pH. Medida del pH.
- **Fuerza relativa de ácidos y bases.**
 - Disociación de ácidos y bases. Grado de ionización o de disociación. Constante de disociación o de ionización.
 - Aplicación de las leyes del equilibrio químico en el estudio de la disociación de ácidos y bases débiles.
 - Relación entre la fuerza de un ácido y su base conjugada.
- **Valoraciones ácido-base.**
 - Fundamento teórico. Tipos de valoraciones. Curvas de valoración.
 - Indicadores. Criterios de elección de indicadores
 - Aplicación de la teoría de las valoraciones en el laboratorio: determinación de la concentración de una disolución.

Contenidos procedimentales

- Identificar ácidos y bases según las distintas teorías.
- Reconocer los pares ácido-base.
- Realizar pequeñas experiencias, ejercicios y problemas, para comprobar la validez de la teoría de Brønsted-Lowry.
- Realizar experiencias sencillas en el laboratorio de medida del pH mediante el pH-metro, indicadores (papel), etc.
- Resolver ejercicios y problemas de cálculos de pH de una disolución.
- Diseñar prácticamente una valoración de interés.
- Formular de reacciones de disociación de ácidos y bases fuertes y débiles.
- Realizar cálculos de K_a o K_b , así como de concentraciones de sustancias y de pH.
- Determinar la concentración de disoluciones ácidas y básicas en el laboratorio mediante valoraciones.
- Resolver ejercicios y problemas sobre disociación de ácidos y bases fuertes.
- Realizar de curvas de valoración teóricas ácido fuerte-base fuerte indicando el punto de equivalencia.
- Clasificar las disoluciones como ácidas, básicas o neutras en función del pH.
- Calcular los valores de pH: a) de ácidos y bases fuertes; b) de ácidos y bases débiles.
- Utilizar con soltura los aparatos de medida en la realización de volumetrías ácido-base.
- Dibujar (de forma cualitativa) e interpretar los tipos de curvas de valoración ácido-base que pueden presentarse (no se incluyen las valoraciones de ácidos polipróticos que dan lugar a más de un salto de pH ni las valoraciones en las que tanto el ácido como la base son débiles).
- Determinar la concentración de ácido acético en un vinagre comercial.

Contenidos actitudinales

- Tomar conciencia de las ventajas e inconvenientes del desarrollo científico que permita adoptar una mínima capacidad de crítica ante una información procedente de su entorno (ej. lluvia ácida)
- Relacionar el concepto de acidez con la vida diaria, y más concretamente el concepto de pH.
- Valorar las diversas aportaciones en el proceso de crecimiento de una ciencia.

-Reconocer la importancia de la aplicación del método científico en evolución de teorías ácido-base.

-Valorar la importancia de los equilibrios ácido-base a nivel biológico e industrial.

- Entender la importancia que tiene el pH en la vida cotidiana y las consecuencias que provoca la lluvia ácida, así como la necesidad de tomar medidas para evitarla.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Enumerar las propiedades características de los ácidos y de las bases.
- ❖ Reconocer ácidos y bases aplicando la teoría de la disociación iónica de Arrhenius.
- ❖ Conocer la teoría de Brönsted y Lowry sobre las sustancias ácidas y básicas.
- ❖ Conocer la autoionización del agua y el valor del producto iónico del agua.
- ❖ Relacionar la escala pH con las soluciones básicas, neutras y ácidas.
- ❖ Interpretar la fuerza relativa de ácidos y bases a partir de sus constantes de disociación.
- ❖ Saber calcular el pH de una disolución considerando la fuerza del ácido o de la base.
- ❖ Saber calcular el grado de ionización de una sustancia (ácido o base).
- ❖ Conocer la relación existente entre las constantes K_a y K_b de un par ácido-base conjugado.
- ❖ Realizar una valoración ácido-base y conocer el significado de las curvas de valoración
- ❖ Resolver ejercicios y problemas en equilibrios de disociación de ácidos o bases débiles y calcular grados de disociación.
- ❖ Describir situaciones de la vida diaria donde se manifieste la importancia del pH.
- ❖ Planificar alguna experiencia sencilla donde se aprecia la utilidad de las valoraciones ácido-base.
- ❖ Calcular la concentración de una disolución desconocida, y elige el indicador adecuado en la detección del punto final.
- ❖ Determinar en el laboratorio la concentración de una disolución de un ácido o una base problema.
- ❖ Saber elegir el indicador más adecuado en una volumetría ácido-base.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a esta unidad.
- Guión de laboratorio para la práctica “Determinación del contenido de ácido acético en un vinagre comercial”.
- Lectura: “El problema de la lluvia ácida” Bruño, 1996.
- Lectura: “Antiácidos y el balance del pH en el estomago”. Chang, página 638,

Recursos web:

[.http://www.vanguardia.com.mx/investigadoresdelauameliminancontaminantesdelbiogas-1276277.html](http://www.vanguardia.com.mx/investigadoresdelauameliminancontaminantesdelbiogas-1276277.html).

UNIDAD 10. DISOLUCIONES REGULADORAS. HIDRÓLISIS.

Las reacciones entre ácidos y bases tienen un gran interés químico. En nuestro propio cuerpo los ácidos grasos tienen carácter básico y los aminoácidos pueden ser ácidos, básicos o incluso anfóteros. Además, bastantes reacciones bioquímicas que transcurren catalizadas por enzimas solo son viables cuando la acidez del medio se mantiene dentro de ciertos márgenes.

El ácido sulfúrico, antiguo indicador económico de un país, sigue siendo una materia prima imprescindible en la industria, ya que no hay prácticamente ninguna que no lo utilice al menos en una de sus etapas de producción. Este tema tiene la dificultad de los cálculos estequiométricos. Aunque tradicionalmente se han empleado los equivalentes, es más conveniente utilizar cálculos basados en moles, potenciando de esta forma la interpretación del proceso como una reacción química más.

Es necesario desterrar el concepto erróneo que tienen muchos alumnos que creen que las reacciones de neutralización tienen lugar a $\text{pH} = 7$, lo cual es necesario corregir. También es importante que no se queden con la idea de que las reacciones ácido-base transcurren sólo en medio acuoso, aunque sea el más común. Por lo demás, la aplicación de las reacciones de neutralización ácido-base y de las disoluciones reguladoras es clara tanto en procesos biológicos (regulación del pH de la sangre, tratamiento de la acidez de estómago...) como industriales (control de la acidez del vino, obtención de jabones...).

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Clasificar las sales según el ácido y la base de procedencia e interpretar la reacción de hidrólisis que puede producirse en la disolución acuosa de la sal en cada caso. Calcular el pH y el grado de hidrólisis en la disolución resultante.
- Conocer la forma práctica de realizar las volumetrías ácido-base utilizando el indicador más apropiado en cada caso y efectuar los cálculos adecuados para hallar la concentración de un ácido o de una base.
- Valorar la importancia del pH en diversos procesos biológicos, industriales, caseros, etc.
- Comprender y saber estimar los procesos de hidrólisis de sales, de las disoluciones reguladoras y su influencia en el pH.
- Explicar la hidrólisis de distintos tipos de sales.
- Determinar los valores de pH de disoluciones de sales que implique una hidrólisis y conocer la utilidad de las disoluciones reguladoras o amortiguadoras de pH.
- 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.
- 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.
- Conocer el funcionamiento de las disoluciones reguladoras del pH.

CONTENIDOS

Contenidos conceptuales

- **Hidrólisis de sales.**

- Casos posibles.
- Adición de una sal cuyos iones no reaccionan con el agua.
- Adición de una sal cuyo anión reacciona con el agua.
- Adición de una sal cuyo catión reacciona con el agua.
- Adición de una sal cuyos iones reaccionan con el agua.
- Grado de hidrólisis y pH de la disolución resultante.
- Disoluciones reguladoras del pH y sus aplicaciones.

- **Valoraciones ácido-base.**

- Fundamento teórico. Tipos de valoraciones. Curvas de valoración.
- Indicadores. Criterios de elección de indicadores

- Aplicación de la teoría de las valoraciones en el laboratorio a la determinación de la concentración de una disolución.

- Disoluciones reguladoras. Tampones biológicos.

Contenidos procedimentales

- Preparación y realización de la volumetría de forma experimental.
- Predicción del pH de las disoluciones acuosas de sales.
- Reconocimiento de ejemplos de disoluciones reguladoras.
- Resolución de ejercicios y problemas sencillos de cálculo del pH de hidrólisis.
- Realización en el laboratorio de experiencias sencillas donde se manifieste la hidrólisis de sales.
- Diseño práctico de una valoración de interés.
- Preparación de la disolución de una sal y determinar su pH.
- Predicción teórica del pH de una sal.
- Resolución de ejercicios de neutralización utilizando la estequiometría de las reacciones.

Contenidos actitudinales

- Valoración de la importancia de las teorías científicas en el progreso del conocimiento de la materia.
- Reconocimiento de la importancia de las disoluciones reguladoras en la vida cotidiana.
- Trabajo con orden y limpieza en el trabajo de laboratorio
- Interés por determinar el pH de algunas sustancias de uso cotidiano.
- Interés por conocer el papel que los ácidos y las bases tienen en nuestra vida diaria.
- Reconocimiento de la importancia que tiene el estudio de los procesos ácido-base para poder obtener dichas sustancias en beneficio de la sociedad.
- Interés por el estudio de algunos equilibrios ácido-base de especial relevancia en los organismos vivos.
- Interés por aplicar los conceptos aprendidos en diversas situaciones de nuestra vida diaria.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Calcular el pH de la disolución de una sal considerando la fuerza del ácido y la base que se han combinado en una sal.
- ❖ Saber describir el comportamiento de una solución amortiguadora del pH y un indicador del pH.
- ❖ Realizar una valoración ácido-base y conocer el significado de las curvas de valoración
- ❖ Identificar los indicadores de uso corriente en el laboratorio, así como los colores que toman en medio ácido o básico y el pH de viraje.
- ❖ Determinar el carácter ácido, básico o neutro de distintas disoluciones acuosas de sales.
- ❖ Calcular el valor del pH de una disolución al añadir a un ácido fuerte de concentración dada cantidades crecientes de una base fuerte de determinada concentración.
- ❖ Realizar volumetrías de neutralización en el laboratorio eligiendo el indicador adecuado.
- ❖ Justificar la variación del pH al producirse la disolución de algunas sales, y calcula en algunos casos sencillos, el pH de la disolución resultante.
- ❖ Conocer la importancia que tienen los ácidos y las bases en los distintos ámbitos de la química y en la vida cotidiana
- ❖ Conocer las aplicaciones de las disoluciones reguladoras

MATERIAL Y RECURSOS UTILIZADOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad..
- Lectura: “Mantenimiento del pH en la sangre”. Chang, páginas 662-663.

UNIDAD 11. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES **.REDOX**

El funcionamiento de una pila de reloj, el de una planta de niquelado y el consumo respiratorio de oxígeno de cualquiera de nosotros tienen un fundamento común. Se trata, en estos casos, de procesos de oxidación-reducción. Ejemplos destacados de reacciones redox son los procesos bioquímicos inherentes a la fotosíntesis, la quimiosíntesis o la respiración.

Los procesos redox han servido también como base de la acumulación de la energía eléctrica en pilas y baterías que conocen hoy en día una gran diversidad, y que al mismo tiempo provocan un problema medioambiental. La corrosión de los metales y como evitarla es todavía otro aspecto que ocupa a una buena parte de los químicos que trabajan en cuestiones electroquímicas.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Conocer las reglas que se utilizan para asignar el número o estado de oxidación de un elemento en una especie química.
- Identificar el agente oxidante y el agente reductor en una reacción redox analizando los cambios en el número de oxidación de las especies químicas que intervienen.
- Saber aplicar el método del ión-electrón para ajustar ecuaciones redox en medio ácido, neutro y básico.
- Saber representar e interpretar el diagrama de una pila siguiendo las reglas de notación adecuadas.
- Conocer el concepto de potencial de reducción de un electrodo y saber aplicar la ecuación de Nernst.
- Determinación de la espontaneidad de la reacción redox a partir del valor de cambio de energía libre.

CONTENIDOS

Contenidos conceptuales

- **Reacciones de oxidación-reducción.**
- Concepto de oxidación y de reducción y su evolución. Concepto actual.
- Oxidantes y reductores. Pares redox.
- Número de oxidación. Ajuste de reacciones redox: método del ion-electrón (en medio ácido y en medio básico).

- Reglas para asignar números de oxidación. Diferencia con el concepto de carga eléctrica y el de valencia.
- Ajuste de reacciones redox. Método del ion-electrón: ajuste en medio ácido y en medio básico.
- **Estequiometría de los procesos redox.**
- Tipos de procesos redox.
- Valoraciones redox.
- Cálculo de masas equivalentes.
- Indicadores redox.
- Cálculo de equivalentes redox.
- **Espontaneidad de las reacciones redox.**
- Criterio termodinámico de espontaneidad.
- Comportamiento de los metales con los ácidos.

Contenidos procedimentales

- Formulación y ajuste de ecuaciones de oxidación-reducción.
- Predicción de reacciones redox.
- Resolución de ejercicios y problemas sencillos de cálculo de la *f.e.m.* de una pila.
- Justificación, a la vista de la tabla de potenciales, del porqué de determinados procesos de oxidación-reducción.
- Predicción de la espontaneidad, o no, de un determinado proceso de oxidación-reducción.
- Realización en el laboratorio de experiencias sencillas donde se manifiesten algunos procesos redox.
- Realización de experiencias sencillas de laboratorio, ejercicios y problemas, sobre las valoraciones redox.
- Determinación de la concentración de una disolución.
- Identificación de la semirreacción de oxidación, la de reducción, el agente oxidante y el reductor.
- Determinación de la concentración de un oxidante o de un reductor mediante una valoración de oxidación-reducción.

Contenidos actitudinales

- Llevar a cabo de modo ordenado y preciso el trabajo del laboratorio.
- Comprender la necesidad de tratar pilas y generadores como residuos peligrosos y actuar en consecuencia..
- Valorar la importancia de los procesos redox para entender y dar soluciones a - problemas de corrosión.
- Valorar las ventajas (económicas, seguridad, etc.) que supone la aplicación del conocimiento sobre prevención de la corrosión de los metales.
- Valorar el impacto medioambiental que puede producir un mal uso de sustancias oxidantes o reductoras.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Formular y ajustar correctamente ecuaciones de oxidación-reducción y realizar cálculos estequiométricos en las ecuaciones ajustadas.
- ❖ Aplicar correctamente las leyes de la estequiometría a las reacciones redox.
- ❖ Identificar la semirreacción de oxidación, la de reducción, el agente oxidante y el reductor.
- ❖ Realizar una valoración redox determinando la molaridad de una disolución de oxidante o reductor.
- ❖ Interpretar la tabla de potenciales estándar de reducción y relacionarla con el poder oxidante y reductor.
- ❖ Describir el funcionamiento de una pila voltaica calculando su potencial estándar y formulando las semirreacciones.
- ❖ Analizar la espontaneidad de una reacción.
- ❖ Definir el proceso de electrólisis.
- ❖ Confeccionar un cuadro comparativo de una pila voltaica y de una celda electrolítica.
- ❖ Interpretar la electrólisis del cloruro de sodio fundido.
- ❖ Interpretar la electrólisis del agua.
- ❖ Calcular la masa depositada de una sustancia dada al paso de la corriente eléctrica.
- ❖ Localizar y clasificar distintos tipos de pilas de uso cotidiano.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad.
- Guión de prácticas de laboratorio: “Valoración redox. Permanganimetría”.
- Lectura: “Molestias causadas por las obturaciones dentales”. Chang, 799.

UNIDAD 12. ELECTRÓLISIS .CELDA ELECTROQUÍMICAS

La energía eléctrica es una de las formas de energía de mayor importancia para la vida contemporánea. Un día sin energía eléctrica es inconcebible en nuestra sociedad tecnológica. El área de la química que estudia la conversión entre la energía eléctrica y la energía química es la electroquímica.

En esta unidad se verán los fundamentos y aplicaciones de las celdas electroquímicas, termodinámica de las reacciones electroquímicas y la prevención de la corrosión por medios electroquímicos.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Conocer el proceso de la electrolisis, la reacción redox electrolítica, su estequiometría y las leyes de Faraday.
- Plantear alguna experiencia sencilla de laboratorio donde tenga lugar un proceso redox y encontrar alguna aplicación práctica de interés.
- Comprender la relación existente entre proceso redox, corriente eléctrica y sus aplicaciones tecnológicas; por ejemplo, las pilas.
- Entender los fenómenos de electrólisis y sus aplicaciones en la sociedad.

CONTENIDOS

Contenidos conceptuales

- **Celdas electroquímicas.**
- Elementos de una celda electroquímica.
- Puente salino.
- Pila Daniell.
- Electrodo de gases. Notación convencional de las celdas.

- Potenciales de electrodo y potencial de una celda.
- Potenciales estándar de electrodo.
- Efecto de la concentración en el potencial.
- **Espontaneidad de las reacciones redox.**
- Criterio termodinámico de espontaneidad.
- Comportamiento de los metales con los ácidos.
- **Electrólisis.**
- Electrólisis de sales fundidas.
- Electrólisis del agua.
- Electrólisis de sales en disolución acuosa.
- Aspectos cuantitativos de la electrólisis. Constante de Faraday.
- Aplicaciones de los procesos electrolíticos. Obtención de sustancias. Purificación de metales. Galvanizado. Corrosión de metales.
- Diferencias y analogías entre pila electroquímica y celda electrolítica.

Contenidos procedimentales

- Resolver ejercicios y problemas sencillos de cálculo de la *fuerza electromotriz* de una pila.
- Determinar la concentración de una disolución.
- Identificar la semirreacción de oxidación, la de reducción, el agente oxidante y el reductor.
- Determinar la concentración de un oxidante o de un reductor mediante una valoración de oxidación-reducción.
- Representar de forma esquemática de pilas voltaicas, identificación en ellas de los procesos de oxidación-reducción y cálculo de su fuerza electromotriz estándar.

Contenidos actitudinales

- Llevar a cabo de modo ordenado y preciso el trabajo del laboratorio.
- Comprender la necesidad de tratar pilas y generadores como residuos peligrosos y actuar en consecuencia.
- Valorar la importancia de los procesos redox para entender y dar soluciones a problemas de corrosión.

- Tomar conciencia de las sustancias contaminantes que pueden existir en una pila.
- Valorar la importancia que tienen para la industria y la sociedad en general los procesos electroquímicos.
- Valorar las ventajas (económicas, seguridad, etc.) que supone la aplicación del conocimiento sobre prevención de la corrosión de los metales
- Valorar el impacto medioambiental que puede producir un mal uso de sustancias oxidantes o reductoras.

CRITERIOS DE EVALUACION

- ❖ Describir el funcionamiento de una pila voltaica calculando su potencial estándar y formulando las semirreacciones.
- ❖ Analizar la espontaneidad de una reacción.
- ❖ Definir el proceso de electrólisis.
- ❖ Confeccionar un cuadro comparativo de una pila voltaica y de una celda electrolítica.
- ❖ Interpretar la electrólisis del cloruro de sodio fundido.
- ❖ Interpretar la electrólisis del agua.
- ❖ Calcular la masa depositada de una sustancia dada al paso de la corriente eléctrica.
- ❖ Localizar y clasificar distintos tipos de pilas de uso cotidiano

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad.

Recursos web:

[.http://www.arrigorriagainstitutua.net/agurgoye/.](http://www.arrigorriagainstitutua.net/agurgoye/)

[.http://fyqjosevicente.blogspot.com.es/search/label/Qu%C3%ADmica%20%C2%BA%20Bachillerato.](http://fyqjosevicente.blogspot.com.es/search/label/Qu%C3%ADmica%20%C2%BA%20Bachillerato)

[.http://martaprofes.files.wordpress.com/2011/11/problemas-electrolisis.pdf.](http://martaprofes.files.wordpress.com/2011/11/problemas-electrolisis.pdf)

UNIDAD 13. LA QUÍMICA DEL CARBONO

Empezamos el estudio de la tradicionalmente llamada química orgánica. El carácter singular del átomo de carbono se debe a la posibilidad de combinarse consigo mismo formando cadenas y a la posibilidad de que las uniones C-C sean sencillas, dobles o triples.

El orden en que generalmente secuenciamos los contenidos de Química, orden que, por otro lado, es el más usual, coloca a esta parte de la Química en último o penúltimo lugar del temario, lo que conlleva, no pocas veces, que su tratamiento sea muy rápido y demasiado generalizado. Bien es verdad, que los aspectos «teóricos» que permiten justificar las propiedades de las sustancias orgánicas ya han sido vistos, pero las particularidades que los compuestos del carbono presentan, sobre todo en cuanto a sus reacciones químicas, obligan a dar a esta parte de los contenidos un tratamiento algo más que «eminente informativo».

En esta unidad comenzaremos viendo las características del átomo de carbono, entre ellas el fenómeno de isomería, para, a continuación, dar las reglas fundamentales que permitan a los alumnos formular y nombrar los compuestos orgánicos más importantes.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Conocer las peculiaridades del átomo de carbono: distintos tipos de hibridación, cadenas carbonadas, e isomería, relacionando estos aspectos con el elevado número de compuestos de carbono presentes en la naturaleza.
- Formular y nombrar hidrocarburos según IUPAC y conocer sus propiedades físicas más relevantes.
- Clasificar las reacciones orgánicas sencillas y los reactivos más habituales en función de sus características.
- Conocer cómo se produce una reacción orgánica y el significado de intermedio de reacción, efectos electrónicos y clases de reactivos.
- Aplicar los conceptos aprendidos para explicar las reacciones de sustitución, adición, eliminación y otras.
- Comprender la enorme importancia de la química del carbono en la industria química que da lugar a la obtención de papel, colorantes, pesticidas, medicamentos, compuestos organometálicos, etc.

CONTENIDOS

Contenidos conceptuales

- **Los compuestos de carbono.**

- Cadenas carbonadas. Tipos de átomos de carbono. Representación de las moléculas orgánicas. Fórmulas estructurales. Fórmulas semidesarrolladas. Formas expandidas.
- Isomería. Isomería estructural o plana. Estereoisomería, geométrica y óptica.
- Reglas de formulación y nomenclatura de los compuestos de carbono.
- Alcanos, alquenos y alquinos. Reglas generales de formulación. Cadenas lineales y ramificadas. Radicales. Propiedades físicas.
- Hidrocarburos alicíclicos y derivados halogenados.
- Hidrocarburos aromáticos. Formulación y nomenclatura. Propiedades físicas.

Contenidos procedimentales

- Manipulación de modelos para la representación de moléculas sencillas y para la identificación de sus posibles isómeros.
 - Representación de forma gráfica la forma estructural y nomenclatura de los compuestos orgánicos según las reglas de la IUPAC.
 - Descripción del proceso de ruptura de enlaces en una reacción orgánica.
 - Análisis de las reacciones de sustitución, adición, eliminación y polimerización.
 - Determinación de la masa molecular de un polímero conociendo la molécula simple y su cantidad.
 - Representación mediante modelos moleculares diversas moléculas orgánicas.
 - Resolución de ejercicios de nomenclatura y formulación de hidrocarburos.
 - Comparación, a partir de las fuerzas intermoleculares, de la variación de las propiedades en los hidrocarburos.
- Resolución ejercicios sobre los distintos tipos de isomería.
- Establecimiento de relaciones entre las rupturas de los enlaces y las reacciones orgánicas.
 - Diferenciación de los diferentes tipos de reacciones orgánicas.
 - Identificación de los grupos funcionales presentes en una molécula..
 - Adquisición de destreza en el análisis sistemático de los distintos tipos de isómeros que responden a una fórmula molecular dada.
 - Diseño de rutas de síntesis.

Contenidos actitudinales

- Discutir sobre los problemas medioambientales asociados al uso de determinadas sustancias y adquisición de una responsabilidad personal con relación a su consumo y uso excesivo de combustibles, plásticos, etcétera.
- Interesarse por confeccionar modelos moleculares de moléculas orgánicas.
- Valorar la importancia de los compuestos del carbono.
- Interesarse por analizar los posibles desplazamientos electrónicos que pueden tener lugar en una molécula orgánica.
- Valorar el impacto medioambiental que puede producir un mal uso de los compuestos de carbono.
- Interesarse por realizar pequeñas experiencias, tanto en casa como en el laboratorio, que manifiesten las propiedades de las sustancias orgánicas.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Resolver problemas relacionados con la determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico conociendo su composición centesimal.
- ❖ Formular y nombrar compuestos orgánicos, tanto saturados como insaturados.
- ❖ Identificar el tipo de isomería de distintos grupos de compuestos.
- ❖ Enumerar los principales tipos de reacciones orgánicas y describir los mecanismos de reacción.
- ❖ Reconocer radicales libres, reactivos electrófilos y reactivos nucleófilos en reacciones orgánicas.
- ❖ Analizar comparativamente compuestos orgánicos y su diferente reactividad.
- ❖ Enumerar diferentes tipos de polímeros sintéticos que pueden usarse para aplicaciones determinadas.
- ❖ Describir algún proceso de polimerización que se desarrolle a escala industrial.
- ❖ Señalar las características diferenciales entre los jabones y los detergentes.
- ❖ Representar estructuralmente y en forma semidesarrollada diversos compuestos orgánicos.
- ❖ Describir las propiedades físicas más relevantes de los hidrocarburos, relacionándolas con el tipo de enlace y las fuerzas intermoleculares.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Serie de actividades propuesta por la profesora.

-Recopilación de problemas PAU referentes a la unidad

-Lectura: “Energía de combustibles fósiles”. Fulkerson, William. Investigación y Ciencia.

Recursos web:

[.http://blog.educastur.es/eureka/4%C2%BA-fyq/14-hidrocarburos-y-biomoleculas/](http://blog.educastur.es/eureka/4%C2%BA-fyq/14-hidrocarburos-y-biomoleculas/)

[.http://tusclasesdeapoyo.com/2012/04/20/actividades-interactivas-de-fisica-y-quimica-de-eso-y-bachillerato/](http://tusclasesdeapoyo.com/2012/04/20/actividades-interactivas-de-fisica-y-quimica-de-eso-y-bachillerato/)

UNIDAD 14.COMPUUESTOS OXIGENADOS DE LA QUÍMICA DEL CARBONO

Las reacciones de los compuestos orgánicos están básicamente gobernadas por la actividad de sus grupos funcionales. En esta unidad, se presentan las principales familias de compuestos orgánicos oxigenados, sus reacciones de obtención y sus reacciones más características, relacionando su comportamiento con su estructura, tipo de enlaces, la basicidad o acidez, el grado de oxidación, la electronegatividad y otras propiedades de los átomos que los integran.

Naturalmente la química orgánica es mucho más amplia que todo lo que aquí se pueda apuntar, pero se pretende hacer una introducción a la química del carbono y mostrar como obedece a los principios generales estudiados a lo largo del curso.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Reconocer algunas propiedades y aplicaciones de los compuestos orgánicos más característicos, como alcoholes, ácidos carboxílicos y ésteres.
- Distinguir las reacciones químicas de esterificación, hidrólisis y saponificación.
- Diferenciar los conceptos de polímero y macromolécula, conocer algunos ejemplos importantes, sus usos y sus aplicaciones
- Comprender las características especiales que hacen del átomo de carbono un elemento capaz de formar millones de sustancias diferentes.
- Reconocer las principales características de los alcoholes, cetonas, aldehídos, ácidos carboxílicos y esterres.

- Valorar la importancia de la química orgánica en la sociedad actual, así como el posible impacto medioambiental de algunas reacciones orgánicas y las soluciones que aporta para evitar ese impacto

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- Alcoholes

- Estructura y nomenclatura.
- Propiedades físicas. Reacciones químicas.

- Aldehídos y cetonas

- Estructura y nomenclatura.
- Propiedades físicas.
- Reacciones químicas. Aldehídos y cetonas de especial importancia.

- Ácidos carboxílicos

- Estructura y nomenclatura
- Propiedades físicas.
- Reacciones químicas. Algunos ácidos carboxílicos importantes.

- Ésteres y éteres

- Estructura y nomenclatura.
- Reacciones químicas de los ésteres.

- Aminas. (*)

- Estructura y nomenclatura. Propiedades físicas.
- Reacciones químicas. Aminas de especial importancia.

- Amidas. (*)

- Estructura y nomenclatura.
- Reacciones de obtención. Amidas de especial importancia.

- Nitrilos. (*)

- Estructura y nomenclatura.
- Propiedades físicas.
- Reacciones de los nitrilos. Nitrilos de especial importancia.

(*) No incluido en el currículo oficial. Ampliación de contenidos.

Contenidos Procedimentales

- Predecir los productos de una reacción orgánica conocidos los reactivos.
- Formular según IUPAC los distintos compuestos.
- Identificar los enlaces que unen los monómeros de las macromoléculas.

Contenidos Actitudinales

- Apreciar el poder de química orgánica para sintetizar la enorme variedad de compuestos beneficiosos para la humanidad, sin olvidar que algunos han sido nocivos para medio ambiente.
- Reconocer los polímeros artificiales como el producto de un proceso de síntesis de nuevos materiales adaptados a las necesidades del bienestar humano.
- Apreciar el uso industrial y doméstico de los polímeros naturales y la búsqueda de nuevos polímeros artificiales de propiedades parecidas.
- Valorar el papel de la química en nuestra sociedad y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Identificar las principales familias de moléculas orgánicas a través de su grupo funcional.
- ❖ Nombrar los grupos funcionales de las familias de moléculas orgánicas.
- ❖ Enumerar las características generales que son propias de los compuestos con determinados grupos funcionales.
- ❖ Reconocer reacciones de reducción y de oxidación en las que participan moléculas orgánicas.
- ❖ Saber reconocer y clasificar polímeros aplicando diferentes criterios, como su origen o la estructura de la cadena.
- ❖ Enumerar las características generales y aplicaciones más importantes de los compuestos del carbono: alcanos, alquenos, alquinos, hidrocarburos aromáticos, alcoholes y fenoles, éteres, aldehídos y cetonas, ácidos carboxílicos y cetonas, aminas, amidas y nitrilos.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

- Libro de texto: ANAYA-2009.
- Serie de actividades propuesta por la profesora.
- Recopilación de problemas PAU referentes a esta unidad.

-Lectura: “Las primeras moléculas orgánicas”. Robert, François, Mundo científico número 103.

Recursos web

[.http://tusclasesdeapoyo.com/2012/04/10/toda-la-quimica-de-2o-bachillerato/](http://tusclasesdeapoyo.com/2012/04/10/toda-la-quimica-de-2o-bachillerato/)

http://www.jpimentel.com/ciencias_experimentales/pagwebciencias/pagweb/materias/quimica_2_bach/quimica.htm.

UNIDAD 15. POLÍMEROS, MACROMOLÉCULAS Y MEDICAMENTOS

En 1839 el químico Charles Goodyear desarrolló un proceso llamado vulcanización en el cual el caucho natural se transformaba en un material resistente y elástico, muy útil para los neumáticos de los coches.

La búsqueda de nuevos materiales semisintéticos surgió en 1860 por un concurso. Los fabricantes de billares ofrecieron un elevado premio económico a quien consiguiese un material que pudiese sustituir el marfil con el que se fabricaban las bolas de billar.

John Wesley desarrolló un polímero de nitrato de celulosa, un material termoplástico que permitía ser ablandado y moldeado con calor en repetidas ocasiones. Este material se utilizó para crear los rollos de fotografía y cine durante muchos años. Actualmente se sustituyó por poliésteres.

OBJETIVOS DIDÁCTICOS

- Describir los distintos tipos de polímeros y de reacciones de polimerización.
- Reconocer los polímeros sintéticos más importantes, y los monómeros y reacciones que dan lugar a su formación, así como su importancia económica, industrial y social.
- Conocer la naturaleza de las macromoléculas que forman parte de los seres vivos.

CONTENIDOS

Contenidos Conceptuales

- **Los polímeros**
- **Polímeros de adición**
 - Polietileno

- Policloruro de vinilo PVC
- Poliestireno
- Caucho natural y sintético

Polímeros de condensación

- Baquelita
- Fibras artificiales
- Siliconas

- Macromoléculas

- Polisacáridos
- Proteínas
- Ácidos nucleicos
- Nuevos materiales poliméricos
- Composites
- Polímeros conductores
- Polímeros biodegradables
- Nanopolímeros

- Síntesis de medicamentos

- De la medicina al fármaco
- Síntesis y comercialización de medicamentos

Contenidos Procedimentales

- Identificar monómeros.
- Resolver problemas sobre reacciones de polimerización.
- Realizar trabajos sobre polímeros naturales y artificiales de especial interés biológico o industrial

Contenidos Actitudinales

- Valorar la importancia económica y social del descubrimiento y desarrollo de nuevos materiales como los polímeros.
- Reconocer la importancia del reciclaje de los plásticos para disminuir el impacto ambiental.
- Conocer los polímeros naturales que forman parte de los seres vivos y su función.

-Valorar el esfuerzo de los científicos en conseguir materiales que mejoren nuestra calidad de vida y a la vez respeten el medio ambiente.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

- ❖ Escribir correctamente reacciones de polimerización identificando los monómeros y las unidades recurrentes.
- ❖ Clasificar los distintos polímeros en base a su naturaleza, a sus propiedades y a los tipos de monómeros y/o reacciones de polimerización que dan lugar a su formación.
- ❖ Reconocer el origen, constitución y usos comunes de los polímeros sintéticos más frecuentes.

MATERIALES Y RECURSOS UTILIZADOS

-Libro de texto: ANAYA-2009.

-Lectura “Cisplatino: El fármaco anticancerígeno” Chang, 7º edic. p900

Recursos web

<http://es.paperblog.com/cientificos-anuncia-la-creacion-de-adn-sintetico-1032744/>.

[.http://www.elsiglodedurango.com.mx/noticia/368978.crean-estructura-microscopica-para-reparar-ne.html](http://www.elsiglodedurango.com.mx/noticia/368978.crean-estructura-microscopica-para-reparar-ne.html)

[.http://docentes.educacion.navarra.es/~metayosa/bach2/2biomolecurio.html](http://docentes.educacion.navarra.es/~metayosa/bach2/2biomolecurio.html)

METODOLOGIA

En el proceso de enseñanza-aprendizaje juegan un papel importante tanto los criterios metodológicos, que guían la intervención educativa, como las medidas organizativas y estructurales que permiten la utilización adecuada de los recursos de los que dispone el centro.

Criterios metodológicos

Las líneas metodológicas que deben orientar la intervención educativa se pueden sintetizar y concretar de la siguiente forma:

- Hay que tomar como punto de partida los intereses, capacidades del alumno y tener en cuenta que ideas previas tienen de cada unidad antes de comenzarla. Es muy común que existan errores conceptuales previos que será necesario corregir.
- La metodología debe de favorecer que los alumnos alcancen autonomía para aprender y en la búsqueda de nueva información, así como 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.
- Es más importante el que los alumnos comprendan los conceptos que una mera repetición memorística sin comprender lo que dicen.
- Se intentará buscar aplicaciones en la vida cotidiana de aquellos conceptos desarrollados en clase, además de fomentar la participación de los alumnos así como la reflexión sobre los aspectos estudiados.
- Al comenzar la unidad didáctica, se realizará una ronda de preguntas, para ver que tipo de ideas o conceptos que pueden ser erróneos tienen los alumnos. A continuación se realizará una introducción de la unidad, indicando por qué se va a estudiar, cuales son los contenidos que se verán.

Para cada apartado visto, si fuese necesario se realizarán uno o varios ejercicios en clase, de tal manera que los conceptos queden claros y se apoyará la explicación, cuando sea posible, con una presentación en Power-Point, lo cual permitirá avanzar de forma más rápida, disponiendo así de tiempo para detenerse en aquellos conceptos que puedan resultar más complicados y utilizando la pizarra si es necesario.

Siempre que se utilice una presentación en Power-Point se adelantará el contenido de las diapositivas a los alumnos por medio del correo electrónico y si en algún caso no fuese posible se le proporcionarán al alumno las fotocopias y se tratará de complementar los conocimientos del alumno proporcionándole documentos o lecturas

complementarias que le puedan resultar de interés, y en el caso que sea posible, mediante el uso de páginas webs interactivas que le permitan resolver ejercicios o cuestiones y comprobar el resultado.

Para afianzar conocimientos, se les proporcionará para cada unidad didáctica una serie de actividades para que la resuelvan, para lo cual dispondrán de un periodo de una semana desde la finalización de la explicación en clase. La resolución de dichas actividades servirá para la calificación de la evaluación.

Cuando la unidad permita el desarrollo de una práctica de laboratorio, se acudirá al laboratorio de Química, previa entrega de un guión de prácticas en el que se detallará el fundamento y procedimiento de la misma.

Para favorecer el trabajo en equipo, la ejecución de las prácticas se realizará en grupos de 3-4 personas, según permita el agrupamiento y el espacio disponible.

Será necesario entregar un informe de forma individual, en el que se recoja el fundamento, procedimiento, reactivos y materiales utilizados, así como resultados y conclusiones a las que llegan tras observar los resultados.

EVALUACIÓN

CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN

En el Decreto 75/2008, de 6 agosto (BOPA de 22 agosto) se recogen los contenidos mínimos para la química de 2º bachillerato así como sus criterios de evaluación, los cuales se exponen a continuación.

1. 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.

Con este criterio se intenta evaluar si los alumnos son capaces de analizar la repercusión que las ideas científicas han tenido a lo largo de la historia, así como el impacto medioambiental y las consecuencias sociales. Se comprobará además si son capaces de buscar y seleccionar información con espíritu crítico, además de ser capaces de trabajar en equipo cuando fuera necesario.

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

Se trata de averiguar si los alumnos conocen los distintos modelos atómicos que se han desarrollado a lo largo de la historia, desde Dalton hasta Bohr y el modelo mecanocuántico, además de sean capaces de entender la ordenación de los elementos y su reactividad a partir de la estructura electrónica de los elementos.

3. 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 pretende comprobar si los alumnos son capaces de predecir la forma geométrica y polaridad de moléculas utilizando las estructuras de Lewis y la teoría de repulsión de pares electrónicos de capa de valencia. Además, deben poder deducir si una sustancia molecular es o no soluble en el agua a partir de los enlaces intermoleculares que en ella se dan.

Referente a los sólidos con redes covalentes y metales, los alumnos tienen que saber explicar su formación y propiedades características.

4. 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.

Con este criterio se pretende evaluar si los alumnos entienden el significado de entalpía de una reacción, además de interpretar diagramas entálpicos y deducir si una reacción será endotérmica o exotérmica.

Debe, también, saber aplicar el concepto de entropía y determinar la espontaneidad o no de una reacción utilizando junto con la entropía el concepto de energía libre.

5. 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.

Es necesario que los alumnos sepan predecir en que sentido evolucionará un sistema en equilibrio cuando se modifican algunas de las variables, para lo cual deben aplicar el principio de Le Chatelier. Además, deben resolver de forma correcta ejercicios de equilibrios tanto homogéneos como heterogéneos.

6. 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.

Se pretende evaluar si los alumnos calculan de forma correcta el pH de una disolución, además de conocer el funcionamiento y aplicación de las volumetrías, debiendo comprobar, además, describen correctamente la composición de algunas disoluciones reguladoras y explica correctamente su funcionamiento para controlar el pH y entienden el fenómeno de la lluvia ácida.

7. 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.

Aplicando este criterio, se trata de saber si los alumnos predicen de forma correcta cómo evolucionará un proceso a partir de los potenciales estándar de reducción de un par redox, además de saber ajustar de forma correcta las semirreacciones, así como reconocer cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.

Hay que evaluar si conocen los procesos electroquímicos básicos relacionados con la fabricación de cinc o aluminio, debido a la importancia de la industria en Asturias con estos procesos.

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

Los alumnos deben de saber nombrar y formular hidrocarburos saturados e insaturados, compuestos orgánicos oxigenados y derivados halogenados y hay que valorar, además, si conocen las diferentes tipos de reacciones y son capaces de relacionar las propiedades físicas de las sustancias con los enlaces presentes.

9. 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

Se trata de comprobar si los alumnos describen de forma correcta la polimerización por adición, explicando la formación del polietileno y el cloruro de polivinilo y saben valorar la importancia de la química en el desarrollo de la sociedad, además de conocer los problemas medioambientales que pueden surgir por la obtención de ciertas sustancias.

Considerando que el decreto del currículo establece una serie de criterios generales de evaluación; esto supone una propuesta abierta, de forma que cada Departamento, en función de una serie de factores, tales como la secuencia de contenidos que se decida impartir, las características del alumnado, sus expectativas sociales, el entorno en el que viven, etc., establezca de forma concreta los suyos propios, tales como:

10. Valorar la importancia histórica de determinados modelos y teorías que supusieron un cambio en la interpretación de la naturaleza.

11. Comparar los trabajos de la industria química que se llevan a cabo en un laboratorio y compararlos con la producción industrial.

PROCESO DE EVALUACIÓN

La evaluación se define como un proceso **continuo, diferenciado e integral** que nos informa sobre el proceso de enseñanza-aprendizaje del alumno, en el que se debe determinar si el alumno ha alcanzado los contenidos mínimos que se establecen en el currículo, en nuestro caso, Química de 2º de Bachillerato.

El curso al que se refiere esta programación, está orientado a la superación de la prueba de acceso a la universidad PAU, lo cual va a condicionar tanto la materia que se trate en el aula, así como las actividades que se realicen debido a la limitación del tiempo y la amplitud del temario que es necesario abordar.

La **calificación final** que damos a nuestro alumnado es sólo la última etapa del proceso de evaluación. Es decir, no sólo evaluaremos o calificaremos a los alumnos al final de un período de aprendizaje, sino que, además, deberíamos evaluar al inicio y durante el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Instrumentos para la evaluación

En la programación de principios de curso debe fijarse cómo se va a evaluar al alumno; es decir, cuál va a ser el tipo de pruebas a desarrollar, el modo de corrección y la forma de puntuar o calificar las pruebas, y es necesario que el alumno conozca desde el primer momento la forma de calificar para evitar confusiones.

Para cada unidad didáctica, se realizará una prueba escrita en la que los alumnos deberán resolver ejercicios y problemas relacionados con dicha unidad, así como responder a preguntas sobre conceptos los conceptos vistos. En cada una de las preguntas de la prueba escrita se indicará la nota asociada que lleva la ejecución correcta de dicha prueba, de forma que el alumno conozca en todo momento la puntuación que se dará a cada apartado.

La prueba escrita representará el 80% de la nota.

Además, la profesora entregará a cada alumno una serie de actividades, que contarán con ejercicios de refuerzo y para asentar conceptos, así como ejercicios recopilados de pruebas PAU en aquellas unidades que sea posible. Los alumnos

dispondrán de 1 semana para la realización y entrega de estas series de actividades, a partir de la explicación de la unidad.

La resolución y entrega de estas actividades representará el 20% de la nota, y se tendrá en cuenta tanto la presentación (orden, limpieza, ortografía), contenidos se dará más importancia al entendimiento de los conceptos que al resultado numérico y se valorará positivamente que el alumno plantee de forma correcta el problema así como su forma de resolución)

En aquellas unidades didácticas que cuenten con actividad de laboratorio, los alumnos deberán realizar un informe que conste de introducción de la práctica, fundamento, material y reactivos utilizados, procedimiento, resultados y conclusiones. En este caso la calificación de la unidad corresponderá con un 70% la prueba escrita, 20% la serie propuesta de actividades y un 10% el informe de laboratorio.

Calificación final

Se trata de un proceso de evaluación continua, por lo tanto a final de cada trimestre la evaluación será calificada con una nota que será la media aritmética de las calificaciones obtenidas en cada una de las unidades didácticas de que conste cada evaluación.

La calificación final del curso se obtendrá haciendo una media aritmética de las calificaciones obtenidas en todas las unidades didácticas que se han abordado a lo largo de todo el curso.

Las calificaciones de los alumnos se realizarán en la escala de 0 a 10, siendo necesario obtener una superior igual o mayor a 5 para aprobar la materia.

En el caso de aquellos alumnos que no superen la evaluación, se les realizará una prueba de recuperación que versará sobre los contenidos de las diferentes unidades didácticas que se han planteado a lo largo del curso.

Evaluación y calificación para los alumnos a los que no se les puede aplicar la evaluación continua.

Aquellos alumnos que no superen de forma positiva la evaluación en mayo, podrán optar a una prueba extraordinaria que tendrá lugar en el mes de junio.

La prueba constará de un único examen, el cual se dividirá en 7 bloques al igual que la materia del curso y en cada bloque habrá cuestiones y problemas que el alumno tendrá que resolver referentes a las distintas unidades didácticas que componen cada bloque.

Junto con los enunciados de la prueba, cada cuestión o problema llevará asociada la nota que corresponde a su resolución de forma positiva, tal que el alumno pueda conocer perfectamente el valor de cada pregunta que responde. Cada uno de los bloques se puntuará sobre una escala de 0 a 10 de forma independiente entre ellos.

Será necesario que el alumno alcance al menos una nota superior a 2,5 puntos sobre 10 en cada bloque para poder superar la materia y la nota final de la prueba resultará de dividir los puntos obtenidos por el alumno entre los posibles y multiplicados por diez.

Como criterios para la corrección de la prueba destacar que se valorará de forma positiva la claridad y concreción de las respuestas, que haya una secuencia lógica de las ideas, claridad y ortografía, mientras que en la resolución de problemas se tendrá más en cuenta el planteamiento correcto del problema que el resultado numérico final, así como la capacidad crítica del alumno con la interpretación del resultado, siendo de primordial importancia el uso correcto de magnitudes y unidades.

Alumnos de 2º de Bachillerato con la Física y Química de 1º pendiente

En el caso de aquellos alumnos que estén cursando 2º Bachillerato con la “física y química” del curso anterior pendiente, tendrán la opción de ir realizando series de problemas para cada unidad, y cuya nota represente un 20% de la calificación final.

Por otra parte, Se les realizarán controles parciales en cada trimestre, abordando los contenidos mínimos del currículo para comprobar si han asimilado los conceptos.

ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

De igual forma que ocurre en la Educación Secundaria Obligatoria, no todos los alumnos presentan el mismo nivel de aprendizaje en el Bachillerato.

Hay que tener en cuenta que el 2º Bachillerato, es un curso que ya no pertenece a la educación obligatoria, por lo que el tratamiento a la atención a la diversidad ya no tiene las mismas características que en la ESO. Además, los alumnos que llegan a este curso y que puedan tener una necesidad educativa especial, suele ser por sus características físicas (algún tipo de minusvalía que le dificulte por ejemplo la escritura), motórica, sensorial (alumnos con problemas visuales o de audición) y no tanto porque les cueste alcanzar los mínimos exigibles como puede ocurrir con frecuencia en las etapas anteriores.

Por tanto, estas adaptaciones de acceso no significan realizar medidas curriculares significativas, sino adaptarse a las necesidades de alumno; así, por ejemplo en el caso de alumnos con problemas de visión, puede ser necesario traducción al Braille, anticipando la profesora los apuntes al traductor para que en el momento de la unidad el alumno pueda disponer de ellos.

En el caso de alumnos con deficiencia auditiva será necesario vocalizar de forma correcta, evitar poner objetos o la mano delante de la boca, de tal modo que se impida la lectura labial.

También puede darse la circunstancia de tener alumnos más aventajados o de altas capacidades. En este caso, para motivarlos y que mantengan el interés, tendrán un apartado específico en las series de actividades propuestas, de una dificultad mayor a las del resto de sus compañeros, de forma que puedan reforzar conocimientos o ampliarlos, motivándoles, además, en el estudio de temas que puedan estar relacionados con la unidad didáctica que se de en cada momento.

Para aquellos alumnos que no superen la evaluación o para los que se haya podido detectar dificultades para seguir el curso normal de las clases, se les proporcionará actividades de refuerzo, en las que la graduación de dificultad vaya en ligero aumento, para que así puedan afianzar aquellos conceptos en que más dificultades tengan. Además se les animará a que en los recreos u horas complementarias de Departamento puedan ir a resolver sus dudas con la profesora.

Por tanto, es necesario adoptar una metodología que permita que todos los alumnos puedan dominar los contenidos mínimos. Para facilitar, además, el seguimiento de la materia y por la posibilidad de contactar con los alumnos por medio de correo electrónico se les proporcionarán los distintos materiales que puedan serles de utilidad como, por ejemplo, direcciones de páginas webs interactivas, lecturas complementarias que puedan resultarles interesantes, problemas de la PAU relacionados con las distintas

unidades y las presentaciones en Power-Point que se utilicen en clase (o el material que les haya servido de base).

PROPUESTA
DE
INNOVACIÓN

PROPUESTA DE INNOVACIÓN

1. DIAGNÓSTICO INICIAL

La presente innovación hace referencia al Instituto donde realice las prácticas, y en concreto para el curso de 2º bachillerato referente a la materia de Química para la cual se concreta más adelante la programación.

Se trata de un IES de nueva construcción. El edificio fue inaugurado en setiembre de 2008, por lo que comenzó su andadura en el curso 2008-2009. El centro se crea por un traslado de las enseñanzas desde el IES “Cerdeño” como consecuencia del progresivo incremento de población en el barrio de la Corredoría.

Por su ubicación y por la distribución escolar de la zona, el Instituto cuenta con una proporción significativa de alumnado perteneciente a entornos culturales y sociales que llevan consigo una clara desventaja sociocultural. Dentro de este alumnado, se encuentra una población cada vez más importante de inmigrantes, ya que en torno al 15% del alumnado es de nacionalidad no española, entre los que predomina la procedencia latinoamericana, un grupo residente importante perteneciente a la minoría étnica gitana. Un importante porcentaje de familias adolece de escasos recursos económicos y, sobre todo, de bajos niveles de formación.

El grupo de Química de 2º de Bachillerato del IES La Corredoría para el curso 2011/2012 presenta las características siguientes:

- Número de alumnos: 23.
- Número de alumnos con la Física y Química de primero suspensa: 2.
- Alumnos repetidores: No hay ningún alumno que repita 2º de Bachillerato con esta asignatura pendiente. Además, el único alumno que repite tiene esta asignatura aprobada y decidió no asistir a clase.
- Alumnos con NEE: No hay.
- Otras consideraciones: En base a los cursos anteriores, se prevé, que algunos alumnos presenten ritmos de aprendizaje más bajos que la media y que necesiten mayor atención, explicaciones y trabajos adicionales y de apoyo.

2. JUSTIFICACIÓN Y OBJETIVOS DE LA INNOVACIÓN

En base al RD 75/2008, 6 agosto, donde se establece que la enseñanza de la Química en el Bachillerato tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. 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.
3. **Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.**
4. **Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.**
5. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
6. Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que sus aplicaciones puede 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.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad

Por lo tanto, con la innovación que tratamos de realizar para este grupo, pretendemos por una parte motivarles, aumentar su interés hacia la materia de química y que sean capaces de evaluar con rigor científico las películas que más adelante se les propondrá.

3. MARCO TEÓRICO DE REFERENCIA

Como ya comentaba **Marshall McLuhan** en "*El Aula Sin Muros*", la información transmitida a los estudiantes desde los medios superaba con creces a la que recibían del sistema escolar. La mayor parte de lo que saben nuestros alumnos y alumnas sobre el mundo actual lo han aprendido del cine y la TV. La mayoría de la gente tiene algunos conocimientos sobre conflictos o acontecimientos históricos o actuales sin haber leído nunca ningún libro sobre esos temas.

Las películas forman actualmente el único patrimonio común de la humanidad (básicamente las películas americanas). Ni siquiera la música popular anglosajona, mucho más limitada a franjas de edad hegemónicas, alcanza esa difusión universal.

Nuestros alumnos consumen cine esencialmente a través de la televisión y el DVD, ordenador...

Los escolares españoles pasan al cabo del año más tiempo delante del televisor que en clase: unas 25 horas semanales (pero la televisión no descansa los fines de semana, las fiestas ni durante las vacaciones).

Por esta preponderancia social de los medios de comunicación, parece razonable poder servirse de ellos como recurso interdisciplinar y transversal.

La imagen que el alumnado posee de la Ciencia y de sus ideas está basada en tópicos y estereotipos, que, por lo general, tienen su procedencia en los medios de comunicación (Dubeck, Dossier y Boss, 1994), entre ellos se incluye los propios libros de texto que se emplean en la enseñanza (Fernández, Gil, Carrascosa, Cachapuz y Praia, 2002).

Las ideas poco a poco pasan a formar parte de pre-concepciones personales difíciles de reemplazar desde el punto de vista científico.

A menudo esas ideas erróneas han sido divulgadas y popularizadas por el cine, al que la exageración de la realidad y el distanciamiento con la misma, le importa poco si con ello se logra la espectacularidad y el ensimismamiento del espectador.

Los datos que se ofrecen a través de la imagen proyectada suelen presentar grandes dosis de errores y, lamentablemente, el espectador acaba creyendo reales las ideas promulgadas por el medio cinematográfico, al verlas reiteradamente (Pozo y Gómez, 1998).

Como estrategia innovadora, desde hace algún tiempo se usa el cine en la enseñanza de la historia, la literatura, la pedagogía y la psicología. Gracias a ello, el alumno es capaz de comprender mejor los hechos y sus consecuencias que se muestran a través de los relatos cinematográficos (de la Torre, 1998).

Con la intención de interesar y animar a los alumnos a estudiar las asignaturas reconocidas por científicas, se debe echar mano de todo aquello que considere válido para que el alumnado cambie su actitud con respecto a estas materias.

Es aquí donde interviene el mundo audiovisual. El universo de la imagen tiene un gran aspecto lúdico (Jaramillo, 2005) y a través de actividades, donde el cine sea el punto central y que estén en consonancia con los principios establecidos en los currículos, se podrá consolidar el proceso de enseñanza-aprendizaje.

Dos físicos, **Jordi José** y **Manuel Moreno**, físicos, nos han dado en sus libros y artículos algunas claves para acercarse a la ciencia-ficción desde el rigor académico al comprobar si hay algún tipo de rigor científico en muchas de las hipótesis futuristas que plantean las películas del género.

Además, las películas a través de las imágenes nos pueden ayudar a ilustrar aspectos de las ciencias, peligros medioambientales, investigaciones ect.

Apuntamos a continuación algunos criterios para usar el cine en el aula ligado a estas áreas:

- 1) Análisis de la viabilidad científica de propuestas cinematográficas.
- 2) Reflexión sobre los límites éticos en diferentes campos de investigación.
- 3) Recreación de hipótesis científicas.
- 4) Planteamiento de problemas ecológicos y medio-ambientales.

Por otra parte, el cine de ficción tiene una ventaja sobre el cine documental, por ser más dinámico, y sobre todo por la edad de los alumnos a quienes va dirigida esta innovación.

4. DESARROLLO DE LA INNOVACIÓN

La materia de química para 2º bachiller, consta de 8 bloques, y para abordar los contenidos que se fijan en ellos, se han programado 15 unidades didácticas en las que se irán tratando los contenidos a lo largo del curso.

Se trata de ir proponiendo filmografía sobre diferentes temas que se abordan en la materia, para que los alumnos reflexionen sobre los límites y consecuencias del progreso científico, además de que observen la película con cierto rigor científico y sean capaces de relacionar los hechos que allí se narran con los contenidos de las diferentes unidades didácticas que se ven en el aula, y comprobar si lo que nos cuentan en el cine puede ser real o no.

Hay que destacar además el gran valor que puede tener el cine para acercarnos a la historia de la ciencia y a la tecnología.

Al principio de cada trimestre, se les proporcionará a los alumnos una lista de películas o documentales relacionados de alguna manera con los temas que se irán abordando en las unidades didácticas que se tratarán en el aula.

Se intentará dar la opción de dos o más películas por trimestre, de forma que los alumnos puedan escoger en función de su gusto o interés.

Se trata de que vean al menos una de las películas o documentales propuestos por trimestre, de tal forma que vean al menos tres a lo largo del curso.

Deberán realizar un pequeño informe, de unas dos páginas aproximadamente, en el cual deben buscar relación de la temática de la película o problemas que se abordan con el temario del curso, así como determinar si lo que se cuenta en la película tiene realmente algún tipo de rigor científico o conceptos son erróneos y porqué.

El planteamiento de las unidades que se tratarán en el curso de 2º bachiller para la materia de química es el que aparece en el siguiente cuadro.

	BLOQUES	a	UNIDADES DIDACTIVAS	Sesiones
	CONTENIDOS COMUNES			
I	ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS		Estructura atómica	6
			Sistema periódico de los elementos	6
II	ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS		Enlace iónico y covalente	8
			Enlace metálico y fuerzas intermoleculares	7
V	TRANSFORMACIONES ENERGÉTICAS. ESPONTANEIDAD DE LAS REAC.QUIMICAS		Termodinámica. Entalpía y energía de una reacción.	6
			Entropía espontaneidad	6
	CINÉTICA Y EQUILIBRIO QUÍMICO		Equilibrio químico homogéneo	10
			Equilibrio químico heterogéneo	15
I	ÁCIDOS Y BASES		Ácidos y bases	8
		0	Disoluciones reguladoras. Hidrólisis.	7
II	INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUIMICA	1	Reacciones de transferencia de electrones .REDOX	15
III	QUÍMICA DEL CARBONO. ESTUDIO DE ALGUNAS FUNCIONES ORGÁNICAS	2	Electrólisis.Celdas electroquímicas.	5
		3	Carbono	5
		4	Compuestos oxigenados del carbono	5
		5	Polímeros, macromoléculas y medicamentos.	5

Según mi temporalización prevista para el curso, se impartirán aproximadamente 5 unidades didácticas por trimestre, de tal forma:

PRIMER TRIMESTRE:

- Estructura atómica
- Sistema periódico de los elementos
- Enlace químico
- Termodinámica
- (*) *el bloque de contenidos comunes se irá tratando a lo largo de todas las unidades.*

SEGUNDO TRIMESTRE

- Equilibrios
- Ácidos y bases. Reguladoras
- Reacciones de transferencia de electrones

TERCER TRIMESTRE

- Química del carbono
- Polímeros , macromoléculas y síntesis de medicamentos.

Esta sería a priori la temporalización a priori por trimestre. A continuación se muestran las películas seleccionadas por bloques, de tal forma que los alumnos puedan escoger una de ellas para luego redactar el informe.

PRIMER TRIMESTRE



TÍTULO ORIGINAL **The Blood Diamond** AÑO 2006

DURACIÓN 138 min



DIRECTOR [Edward Zwick](#) GUIÓN Charles Leavitt (Historia: Charles Leavitt, C. Gaby Mitchell) MÚSICA James Newton Howard FOTOGRAFÍA Eduardo Serra REPARTO [Leonardo DiCaprio](#), [Jennifer Connelly](#), [Djimon Hounsou](#), [Arnold Vosloo](#), [David Harewood](#), [Caruso Kuypers](#), [Michael Sheen](#), [Basil Wallace](#), [Ntare Mwine](#), [Stephen Collins](#), [Jimi Mistry](#), [Chris Astoyan](#), [Benu Mabhena](#) <http://www.diamantedesangre-es.com>

PREMIOS [2006](#): 5 nominaciones al Oscar, incluyendo mejor montaje, sonido
[2006](#): Nominación al Globo de Oro: Mejor actor de drama (Leonardo DiCaprio)
[2006](#): National Board of Review: Mejor actor de reparto (Djimon Hounsou)

GÉNERO [Aventuras](#). [Thriller](#) SINOPSIS Historia sobre el tráfico ilegal de diamantes. En 1999, Sierra Leona vive una terrible guerra civil. Un contrabandista (DiCaprio) especializado en la venta de piedras preciosas, cuyos beneficios sirven para financiar tanto a los rebeldes como al gobierno, conoce a un pescador nativo (Djimon Hounsou) que enterró un enorme diamante cuando trabajaba como esclavo para los rebeldes.

TÍTULO ORIGINAL **The Day After Tomorrow** AÑO 2004 DURACIÓN 117 min.



DIRECTOR [Roland Emmerich](#) GUIÓN Roland Emmerich & Jeffrey Nachmanoff (Historia: Roland Emmerich) MÚSICA Harald Kloser, Thomas Wanker FOTOGRAFÍA Ueli Steiger REPARTO [Dennis Quaid](#), [Jake Gyllenhaal](#), [Ian Holm](#), [Emmy Rossum](#), [Sela Ward](#), [Arjay Smith](#), [Tamlyn Tomita](#), [Austin Nichols](#), [Jay O. Sanders](#), [Nestor Serrano](#), [Rick Hoffman](#), [Richard McMillan](#) PRODUCTORA 20th Century Fox WEB

OFICIAL <http://www.thedayaftertomorrowmovie.com/>

PREMIOS [2004](#): Premios BAFTA: Mejores efectos especiales GÉNERO [Ciencia ficción](#). [Fantástico](#). [Acción](#) | [Catástrofes](#)

SINOPSIS Las investigaciones del climatólogo Jack Hall indican que el calentamiento global podría desencadenar un repentino y catastrófico cambio climático de la Tierra. Las perforaciones realizadas en la Antártida demuestran que es algo que ya ha ocurrido hace diez mil años. Hall advierte a los dirigentes políticos de la necesidad de adoptar inmediatamente medidas para evitarlo; pero sus advertencias llegan demasiado tarde. Hall presencia cómo un bloque de hielo del tamaño de Rhode Island se desgaja completamente de la Antártida. A continuación, una serie de anómalos fenómenos climáticos empiezan a producirse en distintas partes del globo: bolas de granizo del tamaño de un pomelo destruyen Tokio, vientos huracanados arrasaron Hawái, nieve en Nueva Delhi y una serie de tornados devastan Los Ángeles. Un colega suyo escocés confirma los peores temores de Jack. Al derretirse la capa de hielo polar, los océanos han recibido demasiada agua, lo que afecta a las corrientes marinas, responsables de la estabilidad del clima. El calentamiento global ha puesto el planeta al borde de una nueva era glacial. Y todo ocurrirá durante una tormenta de carácter global. Mientras Jack advierte a la Casa Blanca del inminente cambio climático, su hijo Sam y sus amigos se encuentran atrapados en Nueva York, a donde han ido para participar en un concurso académico entre institutos.



DOCUMENTAL: EL DESASTRE DE CHERNOBYL

DURACIÓN 100 minutos

<http://www.vimeo.com/17798330>

SINOPSIS: Documental sobre el desastre de Chernobyl presentado por Discovery Channel. El reactor nuclear de Chernobyl arrojó 500 veces más radiación que la bomba de Hiroshima. Imágenes y entrevistas con los protagonistas "políticos, militares, científicos, reporteros" que vivieron y lucharon en la tragedia.

SEGUNDO TRIMESTRE



TÍTULO ORIGINAL **The Illusionist** AÑO 2006

DURACIÓN 110 min.

 DIRECTOR [Neil Burger](#) GUIÓN Neil Burger (Historia: Steven Millhauser) MÚSICA Philip Glass FOTOGRAFÍA Dick Pope REPARTO [Edward Norton](#), [Paul Giamatti](#), [Jessica Biel](#), [Rufus Sewell](#), [Eddie Marsan](#), [Jake Wood](#), [Tom Fisher](#), [Aaron Johnson](#), [Eleanor Tomlinson](#) PRODUCTORA Yari Film Group / Bob Yari Productions / Contagious Entertainment / Michael London Productions /

Stillking Films


GÉNERO [Intriga](#). [Drama](#) | [Drama de época](#). [Magia](#). Años 1900 (circa)

SINOPSIS En la Viena de 1900, el misterioso Eisenheim (Edward Norton) cautiva al público con sus espectáculos de magia e ilusionismo. Sus poderes sobrenaturales llegan a oídos del príncipe heredero Leopold (Rufus Sewell), un hombre escéptico que acude al espectáculo acompañado de su prometida, la bella y sofisticada Sophie (Jessica Biel). Sospechando un fraude por parte de Eisenheim, el príncipe encarga al perspicaz inspector de policía Uhl (Paul Giamatti) que lo vigile de cerca. (FILMAFFINITY)



TÍTULO ORIGINAL **Batman Begins** AÑO 2005

DURACIÓN 140 min.

 DIRECTOR [Christopher Nolan](#) GUIÓN David S. Goyer & Christopher Nolan (Personajes: Bob Kane) MÚSICA James Newton Howard, Hans Zimmer FOTOGRAFÍA Wally Pfister REPARTO [Christian Bale](#), [Liam Neeson](#), [Katie Holmes](#), [Cillian Murphy](#), [Michael Caine](#), [Morgan Freeman](#), [Gary Oldman](#), [Ken Watanabe](#), [Tom Wilkinson](#), [Rutger Hauer](#), [Mark Boone Junior](#), [Linus Roache](#), [Rade Serbedzija](#), [Richard Brake](#), [Christine Adams](#), [Jack Gleason](#) PRODUCTORA Warner Bros.

PREMIOS [2005](#): Nominada al Oscar: Mejor fotografía [2005](#): Nominada Premios BAFTA: Mejores efectos visuales, montaje y sonido [2005](#): Nominada a los Premios Razzie: peor actriz secundaria (Katie Holmes)

GÉNERO [Fantástico](#). [Acción](#) | [Superhéroes](#). [Cómic](#). DC Comics

SINOPSIS Nueva adaptación del famoso cómic. Narra los orígenes de la leyenda de Batman y los motivos que lo convirtieron en el representante del Bien en la ciudad de Gotham. Bruce Wayne vive obsesionado con el recuerdo de sus padres, muertos a tiros en su presencia. Atormentado por el dolor, se va de Gotham y recorre el mundo hasta que encuentra a un extraño personaje que lo adiestra en todas las disciplinas físicas y mentales que le servirán para combatir el Mal. Por esta razón, la Liga de las Sombras, una poderosa y subversiva sociedad secreta, dirigida por el enigmático Ra's Al Ghul, intenta reclutarlo. Cuando Bruce vuelve a Gotham, la ciudad está dominada por el crimen y la corrupción. Con la ayuda de su leal mayordomo Alfred, del detective de la policía Jim Gordon y de Lucius Fox, su aliado en la sociedad Ciencias Aplicadas de Wayne Enterprises, Wayne libera a su imponente alter ego: Batman, un justiciero enmascarado que utiliza la fuerza, la inteligencia y un despliegue de artefactos de alta tecnología para luchar contra las siniestras fuerzas que amenazan con destruir la ciudad.



TÍTULO ORIGINAL Der Name der Rose (Le nom de la rose)

AÑO 1986

DURACIÓN 131 min.



DIRECTOR [Jean-Jacques Annaud](#) GUIÓN

Andrew Birkin, Gérard Brach, Howard Franklin, Alain Godard
(Novela: Umberto Eco) MÚSICA James Horner

FOTOGRAFÍA Tonino Delli Colli REPARTO [Sean Connery](#), [Christian Slater](#), [F. Murray Abraham](#), [Michael Lonsdale](#), [Valentina Vargas](#), [Ron Perlman](#), [Helmut Qualtinger](#), [Elya Baskin](#), [Michael Habeck](#), [Urs Althaus](#), [Vernon Dobtcheff](#), [Feodor Chaliapin Jr.](#) PRODUCTORA Coproducción Alemania Occidental-Francia-Italia; Neue Constantin Film / Zweites Deutsches Fernsehen (ZDF) / Cristaldifilm / Radiotelevisione Italiana / Les Films Ariane / France 3 Cinéma

PREMIOS [1988](#): 2 Premios BAFTA: Mejor actor (Sean Connery) y maquillaje

[1987](#): Cesar: Mejor película extranjera

[1986](#): Premios David di Donatello: 4 premios, incluyendo Mejor fotografía. 5 nominaciones

1987: Nominada en los Premios Edgar Allan Poe: Mejor película

1987: 3 premios del Cine Alemán, incluyendo Mejor actor (Sean Connery)

GÉNERO [Intriga](#). [Drama](#) | [Edad Media](#). [Siglo XIV](#). [Crimen](#). [Religión](#)

SINOPSIS Siglo XIV. Fray Guillermo de Baskerville (Sean Connery), monje franciscano y antiguo inquisidor, y su inseparable discípulo, el novicio Adso de Melk (Christian Slater), visitan una abadía benedictina, situada en el norte de Italia, para esclarecer la muerte del joven miniaturista Adelmo de Otranto. Durante su estancia, desaparecen misteriosamente otros monjes que después aparecen muertos. Lentamente, Guillermo va esclareciendo los hechos. Al parecer, los asesinatos están relacionados con un antiguo tratado sobre la licitud de la risa.

TERCER TRIMESTRE



TÍTULO ORIGINAL **Senna (AKA Ayrton Senna: Beyond the Speed of Sound)** AÑO 2010

DURACIÓN 104 min



DIRECTOR [Asif Kapadia](#) GUIÓN Manish Pandey MÚSICA Antonio Pinto FOTOGRAFÍA Jake Polonsky

REPARTO [Documentary](#), [Ayrton Senna](#), [Alain Prost](#), [Nigel Mansell](#), [Ron Dennis](#), [Jean-Marie Balestre](#), [Sid Watkins](#)

PRODUCTORA Working Title Films / Midfield Films WEB OFICIAL www.senna-lapelicula.es

PREMIOS [2011](#): Premios BAFTA: Mejor documental y mejor montaje. 3 nominaciones [2011](#): Satellite Awards: Mejor largometraje documental

GÉNERO [Documental](#) | [Biográfico](#). [Deporte](#). [Automovilismo](#)

SINOPSIS Largometraje documental que recorre la vida del legendario piloto brasileño Ayrton Senna (1960-1994), desde la temporada de su debut en 1984 hasta su prematura muerte una década después en el Gran Premio de San Marino. Cuenta con material sorprendente e inédito extraído en gran parte de los archivos de la Fórmula 1.



TÍTULO ORIGINAL **I Am Legend** AÑO 2007

DURACIÓN 100 min.



DIRECTOR [Francis Lawrence](#) GUIÓN Akiva Goldsman, Mark Protosevich (Novela: Richard Matheson) MÚSICA James Newton Howard FOTOGRAFÍA Andrew Lesnie

REPARTO [Will Smith](#), [Alice Braga](#), [Salli Richardson](#), [Paradox Pollack](#), [Charlie Tahan](#), [Willow Smith](#), [Darrell Foster](#), [Emma Thompson](#) PRODUCTORA Warner Bros.

GÉNERO [Ciencia ficción](#). [Acción](#). [Terror](#) | [Supervivencia](#). [Vampiros](#). [Remake](#). [Futuro postapocalíptico](#)

SINOPSIS Año 2012. Robert Neville (Will Smith) es el último hombre vivo que hay sobre la Tierra, pero no está solo. Los demás seres humanos se han convertido en vampiros y todos ansían beber su sangre. Durante el día vive en estado de alerta, como un cazador, y busca a los muertos vivientes mientras

duermen; pero durante la noche debe esconderse de ellos y esperar el amanecer. Esta pesadilla empezó hace tres años: Neville era un brillante científico, pero no pudo impedir la expansión de un terrible virus creado por el hombre. Él ha sobrevivido porque es inmune al virus; todos los días envía mensajes por radio con la esperanza de que haya otros supervivientes, pero es inútil. Lo único que puede hacer es buscar una fórmula que le permita utilizar su sangre inmune para devolverles a los hombres su naturaleza. Pero está en inferioridad de condiciones y el tiempo se acaba.

EVALUACIÓN

El informe que deban realizar los alumnos será calificado y formará parte de la nota de la evaluación, al igual que la serie de actividades propuestas, informes de laboratorio y pruebas escritas.

En el informe se hará constar la película escogida para su visionado, y se relacionará el contenido del film con aspectos recogidos en alguna de las unidades didácticas de cada bloque correspondiente.

Asimismo, se debe realizar un comentario crítico, referente al rigor científico mostrados en las películas, y de no cumplirlo, explicar que leyes o hipótesis científicas incumplen.

Además se tendrán en cuenta para la calificación el orden, pulcritud y uso correcto de la ortografía.

BIBLIOGRAFÍA

- ✓ Chang. “Química General”, Mc GrawHill. 7ª edición.
- ✓ Guardia C., Menendez Ana I., Fernandez de Prade, “Química 2º bachillerto” SANTILLANA 2009.
- ✓ Del Barrio Jose Ignacio, Bárcena Ana, “ Química 2º bachillerato” SM 2009
- ✓ Garzón Sanchez, Arsusa Feneros, “ Química 2 bachillerato” ANAYA, 2009
- ✓ Masjuan M, Peligre J. “Química 2º bachillerato” CASSALS, 2009.
- ✓ Petrucci, “Química General” Prentice Hall, 8ª edición.
- ✓ Pozos Magaña A., Martin Sanchez R., Rodriguez A., “Química 2º bachillerato” McGrawHill 2009.
- ✓ Quilez J., Salvador Lorente, Enaso E. “Química 2º bachillerato” ECIR, 2009.
- ✓ Sauret Henanzd Miguel, “Ciencias y Tecnología. Química 2 bachillerato” BRUÑO 2009.
- ✓ Suarez Garcia M., Lorente N., “Quimica 2 bachillerato”, EDEBÉ 2009.
- ✓ W. Zemansky, Richard H. Ditten “Calor y Termodinámica”. McGrawHill. 6ª edición.