



I.E.S. ALBAIDA

DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA

PROGRAMACIÓN DE QUÍMICA 2º DE BACHILLERATO

(Según RD 1105/2014, D. 110/2016 y
Orden 14/07/2016 para Bachillerato)

Curso 2019/2020

Emma Peralta Pérez 2º Bach N



ÍNDICE:

1. INTRODUCCIÓN
2. OBJETIVOS DE LA ETAPA
 - 2.1. OBJETIVOS DE LA QUÍMICA
3. BLOQUES DE CONTENIDOS
4. DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS
 - 4.1. UNIDADES DIDÁCTICAS Y TEMPORALIZACIÓN
5. INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN.
 - 5.1. CRITERIOS DE CORRECCIÓN PARA LAS PRUEBAS ESCRITAS (orientaciones de la PEvAU).
 - 5.2. EVALUACIÓN EXTRAORDINARIA
6. METODOLOGÍA
7. PLAN DE LECTURA
8. ACTIVIDADES EXTRAESCOLARES
9. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD
10. RECURSOS MATERIALES
11. ENSEÑANZAS TRANSVERSALES

1. INTRODUCCIÓN.

La Química es una materia troncal de opción de 2º de Bachillerato que pretende una profundización en los aprendizajes realizados en etapas precedentes, poniendo el acento en su carácter orientador y preparatorio de estudios posteriores. El alumnado que cursa esta materia ha adquirido en sus estudios anteriores los conceptos básicos y las estrategias propias de las ciencias experimentales.

El estudio de la Química tiene que promover el interés por buscar respuestas científicas y contribuir a que el alumnado adquiera las competencias propias de la actividad científica y tecnológica. Al tratarse de una ciencia experimental, su aprendizaje conlleva una parte teórico-conceptual y otra de desarrollo práctico que implica la realización de experiencias de laboratorio.

Los contenidos de esta materia se estructuran en 4 bloques, de los cuales el primero, la **Actividad Científica**, se configura como transversal a los demás porque presenta las estrategias básicas propias de la actividad científica que hacen falta durante todo el desarrollo de la materia.

En el segundo de ellos, se estudia la **estructura atómica** de los elementos y su repercusión en las propiedades periódicas de los mismos. La visión actual del concepto de átomo y las partículas subatómicas que lo conforman contrasta con las nociones de la teoría atómico-molecular conocidas previamente por el alumnado. Entre las características propias de cada elemento destaca la reactividad de sus átomos y los



distintos tipos de **enlaces y fuerzas** que aparecen entre ellos y, como consecuencia, las propiedades fisicoquímicas de los compuestos que pueden formar.

El tercer bloque, **las reacciones químicas**, estudia tanto la cinética como el equilibrio químico. En ambos casos se analizarán los factores que modifican tanto la velocidad de reacción como el desplazamiento de su equilibrio. A continuación, se estudian las reacciones ácido-base y de oxidación-reducción, de las que se destacan las implicaciones industriales y sociales relacionadas con la salud y el medioambiente.

El cuarto bloque, **síntesis orgánica y nuevos materiales**, aborda la química orgánica y sus aplicaciones actuales relacionadas con la química de polímeros y macromoléculas, la química médica, la química farmacéutica, la química de los alimentos y la química medioambiental. Partiendo de la propia composición de los seres vivos, cuenta con numerosas aplicaciones que abarcan diferentes ámbitos como diseño de nuevos materiales, obtención y mejora de nuevos combustibles, preparación de fármacos, estudio de métodos de control de la contaminación y muchos más.

En cuanto al estudio de los **temas transversales**, para el desarrollo de esta materia se considera fundamental relacionar los contenidos con otras disciplinas y que el conjunto esté contextualizado, ya que su aprendizaje se facilita mostrando la vinculación con nuestro entorno social y su interés tecnológico o industrial. El acercamiento entre las materias científicas que se estudian en Bachillerato y los conocimientos que se han de tener para poder comprender los avances científicos y tecnológicos actuales contribuyen a que los individuos sean capaces de valorar críticamente las implicaciones sociales que comportan dichos avances, con el objetivo último de dirigir la sociedad hacia un futuro sostenible. desde este planteamiento se puede trabajar la educación en valores, la educación ambiental y la protección ante emergencias y catástrofes.

El trabajo en grupos cooperativos facilita el diálogo sobre las implicaciones morales de los avances de la sociedad, abordando aspectos propios de la educación moral y cívica y la educación al consumidor. no nos podemos olvidar de la influencia de la Química en el cuidado de la salud y el medio ambiente cuando se estudie la hidrólisis de sales, el pH, los conservantes, colorantes y aditivos en la alimentación, la cosmética, los medicamentos, los productos de limpieza, los materiales de construcción, la nanotecnología y una larga lista de sustancias de uso diario en nuestra sociedad.

2. OBJETIVOS DE LA ETAPA

Conforme a lo dispuesto en el artículo 25 del real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, el Bachillerato contribuirá a desarrollar en los alumnos y alumnas las capacidades que les permitan:

- a) Ejercer la ciudadanía democrática, desde una perspectiva global, y adquirir una conciencia cívica responsable, inspirada por los valores de la constitución española así como por los derechos humanos, que fomente la corresponsabilidad en la construcción de una sociedad justa y equitativa.
- b) Consolidar una madurez personal y social que les permita actuar de forma responsable y autónoma y desarrollar su espíritu crítico. Prever y resolver pacíficamente los conflictos personales, familiares y sociales.
- c) Fomentar la igualdad efectiva de derechos y oportunidades entre hombres y mujeres, analizar y valorar críticamente las desigualdades y discriminaciones existentes, y en particular la violencia contra la mujer e



impulsar la igualdad real y la no discriminación de las personas por cualquier condición o circunstancia personal o social, con atención especial a las personas con discapacidad.

- d) Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje, y como medio de desarrollo personal.
- e) Dominar, tanto en su expresión oral como escrita, la lengua castellana.
- f) expresarse con fluidez y corrección en una o más lenguas extranjeras.
- g) Utilizar con solvencia y responsabilidad las tecnologías de la información y la comunicación.
- h) conocer y valorar críticamente las realidades del mundo contemporáneo, sus antecedentes históricos y los principales factores de su evolución. Participar de forma solidaria en el desarrollo y mejora de su entorno social.
- i) Acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y dominar las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.
- j) comprender los elementos y procedimientos fundamentales de la investigación y de los métodos científicos. conocer y valorar de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, así como afianzar la sensibilidad y el respeto hacia el medio ambiente.
- k) Afianzar el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa, trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.
- l) Desarrollar la sensibilidad artística y literaria, así como el criterio estético, como fuentes de formación y enriquecimiento cultural.
- m) Utilizar la educación física y el deporte para favorecer el desarrollo personal y social. n) Afianzar actitudes de respeto y prevención en el ámbito de la seguridad vial.

Además de los objetivos descritos en el apartado anterior, el Decreto 111/2016 establece que el Bachillerato en Andalucía contribuirá a desarrollar en el alumnado las capacidades que le permitan:

- a) Profundizar en el conocimiento y el aprecio de las peculiaridades de la modalidad lingüística andaluza en todas sus variedades.
- b) Profundizar en el conocimiento y el aprecio de los elementos específicos de la historia y la cultura andaluza, así como su medio físico y natural y otros hechos diferenciadores de nuestra comunidad para que sea valorada y respetada como patrimonio propio y en el marco de la cultura española y universal.

2.1. OBJETIVOS DE LA QUÍMICA

La enseñanza de la Química en el Bachillerato tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

1. Aplicar con criterio y rigor las etapas características del método científico, afianzando hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje y como medio de desarrollo personal.
2. Comprender los principales conceptos de la Química y su articulación en leyes, teorías y modelos, valorando el papel que estos desempeñan en su desarrollo.
3. resolver los problemas que se plantean en la vida cotidiana, seleccionando y aplicando los conocimientos



químicos relevantes.

4. Utilizar con autonomía las estrategias de la investigación científica: plantear problemas, formular y contrastar hipótesis, planificar diseños experimentales, elaborar conclusiones y comunicarlas a la sociedad. explorar situaciones y fenómenos desconocidos para ellos.
5. Comprender la naturaleza de la Química y sus limitaciones, entendiendo que no es una ciencia exacta como las Matemáticas.
6. entender las complejas interacciones de la Química con la tecnología y la sociedad, conociendo y valorando de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, entendiendo la necesidad de preservar el medio ambiente y de trabajar para lograr una mejora de las condiciones de vida actuales.
7. relacionar los contenidos de la Química con otras áreas del saber, como son la Biología, la Física y la Geología.
8. Valorar la información proveniente de diferentes fuentes para formarse una opinión propia que les permita expresarse críticamente sobre problemas actuales relacionados con la Química, utilizando las tecnologías de la información y la comunicación.
9. Comprender que el desarrollo de la Química supone un proceso cambiante y dinámico, mostrando una actitud flexible y abierta frente a opiniones diversas.
10. Comprender la naturaleza de la ciencia, sus diferencias con las creencias y con otros tipos de conocimiento, reconociendo los principales retos a los que se enfrenta la investigación en la actualidad.

3. BLOQUES DE CONTENIDOS

La Orden de 14 de julio de 2016, por la que se desarrolla el currículo correspondiente al Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía, establece los contenidos y los criterios de evaluación relacionados con las competencias clave.

Bloque 1. La actividad científica.

Utilización de estrategias básicas de la actividad científica. Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

Criterios de evaluación

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

Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo.



La estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Bohr. Mecánica cuántica: Hipótesis de de Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg. Orbitales atómicos. números cuánticos y su interpretación. Partículas subatómicas: origen del Universo. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico. Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico. enlace químico. enlace iónico. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Propiedades de las sustancias con enlace covalente. enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores. enlaces presentes en sustancias de interés biológico. naturaleza de las fuerzas intermoleculares.

Criterios de evaluación

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

Bloque 3. Reacciones Químicas.

Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. Utilización de catalizadores en procesos industriales. equilibrio químico. Ley de acción



de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla. Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier. equilibrios con gases. equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana. equilibrio ácido-base. Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry. Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización. equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico. Volumetrías de neutralización ácido- base. estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales. equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. número de oxidación. Ajuste redox por el método del ion- electrón. estequiometría de las reacciones redox. Potencial de reducción estándar. Volumetrías redox. Leyes de Faraday de la electrolisis. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Criterios de evaluación

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



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

Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales.

Estudio de funciones orgánicas. nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC. Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles, perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales. Tipos de isomería. Tipos de reacciones orgánicas. Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos. Macromoléculas y materiales polímeros. Polímeros de origen natural y sintético: propiedades. reacciones de polimerización. Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental. Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar.

Criterios de evaluación

1. Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.
2. Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.
3. Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.
4. Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.
5. Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.
6. Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.
7. Determinar las características más importantes de las macromoléculas.
8. Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.
9. Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.
10. Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general



en las diferentes ramas de la industria.

11. distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.

12. Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.

Los criterios de evaluación se han clasificado según el nivel competencial: iniciado I, medio M y avanzado A. Según esto los 84 criterios de evaluación contemplados en la programación se dividen en:

36 nivel I (43 %), 38 nivel M (45 %) y 10 A (12 %). La clasificación se encuentra detallada en el desarrollo de las unidades didácticas teniendo en cuenta el repaso y la unidad 0.

4. DESARROLLO DE LAS UNIDADES DIDÁCTICAS

Repaso. Formulación inorgánica

Unidad 0. Cálculos en Química . 1^{er} Trimestre

1. Estructura atómica. 1^{er} Trimestre
2. Sistema periódico de los elementos. 1^{er} Trimestre
3. Enlace químico. 1^{er} Trimestre
4. La velocidad de reacción. 1^{er} Trimestre-2^o Trimestre
5. Equilibrio químico. 2^o Trimestre
6. Reacciones ácido-base. 2^o Trimestre
7. Reacciones de oxidación-reducción. 2^o-3^{er} Trimestre
8. Los compuestos del carbono. 3^{er} Trimestre
9. Macromoléculas orgánicas. 3^{er} Trimestre

De acuerdo con el Decreto **98/2016**, que establece el currículo de Química, la materia dispone de un **bloque de elementos transversales** (La actividad científica) que deberán ser **desarrollados a lo largo del curso** en las diferentes unidades didácticas.

Contemplan, no sólo **conceptos**, también **procedimientos** y **actitudes** que inspiran alternativas concretas para materializar, en la relación con los contenidos de nuestra asignatura, el desarrollo de competencias clave: el respeto por el **lenguaje y sus normas**, **estrategias de aprendizaje y pensamiento**, de **trabajo cooperativo** y de relación, actitudes respecto al **saber**, al **trabajo** y al **esfuerzo**. La forma en que se han recogido en este bloque constituye, sin duda, un valor de relieve que facilita nuestro trabajo y la posibilidad de seleccionar y gestionar estos contenidos gradualmente a lo largo del curso. Los mostramos agrupados en dos grandes categorías:

Relacionados con las características básicas de la metodología científica

- Aplicación de las habilidades necesarias para la investigación científica: planteamiento de preguntas, identificación de problemas, recogida de datos, diseño de estrategias de resolución de problemas, uso de modelos y leyes, revisión del proceso y obtención de conclusiones.
- Utilización del material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.



- Elaboración de información y establecimiento de relaciones entre los conocimientos químicos aprendidos y los fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.
- Expresión del valor de las magnitudes empleando la notación científica.
- Elaboración e interpretación de representaciones gráficas de diferentes procesos químicos a partir de los datos obtenidos en experiencias de laboratorio o virtuales.
- Establecimiento de relaciones entre los resultados obtenidos con las ecuaciones que representan las leyes y principios subyacentes.
- A partir de un texto de divulgación científica, extracción e interpretación de la información.
- Argumentación con rigor y precisión utilizando la terminología adecuada.

Relacionados con la aplicación de las TIC en el estudio de los fenómenos físicos y químicos

- Empleo de aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.
- Establecimiento de los elementos esenciales para el diseño, la elaboración y defensa de un proyecto de investigación, sobre un tema de actualidad científica, vinculado a la Química, utilizando preferentemente las TIC.



Unidad 0. Cálculos en Química			8 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Conceptos de química La masa de un mol.	1. Manejar con soltura el concepto de mol.	1.1. Calcula las partículas (átomos, moléculas, moles) que existen en una determinada masa de sustancia.	I
La fórmula de un compuesto Composición centesimal. Obtención de la fórmula de un compuesto.	2. Interpretar un análisis elemental para obtener la fórmula de un compuesto.	2.1. Obtiene la composición centesimal a partir de una fórmula. 2.2. Obtiene una fórmula a partir de datos que impliquen la proporción en masa de los elementos. 2.3. Distingue entre fórmula empírica y molecular.	I
Los gases	3. Conocer las leyes de los gases ideales.	3.1. Relaciona operativamente la cantidad de un gas con las magnitudes físicas que lo describen.	I
Medida de la cantidad de sustancia	4. Relacionar la cantidad de sustancia (moles) de una sustancia con las magnitudes que la describen, en función de su estado.	4.1. Calcula los moles de una sustancia cualquiera que sea la forma en que se encuentre, utilizando las magnitudes que la describen (masa, volumen, riqueza, concentración, etc.).	I
Mezcla de sustancias. Mezclas de gases. Disoluciones.	5. Conocer la manera de expresar la proporción de un componente de una mezcla en cualquiera de las unidades de concentración.	5.1. Relaciona la concentración de un componente en una mezcla con la cantidad del mismo en una cierta cantidad de mezcla. 5.2. Conocida la concentración de un componente en unas unidades de concentración, puede expresarlas en cualquier otra.	I
	6. Conocer el procedimiento práctico para preparar una disolución. Aplicar la prevención de riesgos en el laboratorio de química.	6.1. Calcula la cantidad de un producto que necesita para preparar una determinada cantidad de disolución de concentración conocida. 6.2. Puede preparar una disolución utilizando el material requerido en cada caso. 6.3. Aplica las normas de seguridad al trabajo en el laboratorio.	I
La reacción química	8. Saber representar la ecuación química de un proceso y realizar cálculos estequiométricos relativos a cualquiera de las sustancias que participan.	8.1. Escribe la ecuación química de una reacción y realiza cálculos estequiométricos sobre cualquiera de las sustancias. 8.2. Realiza cálculos estequiométricos en procesos con cierto rendimiento y/o con un reactivo limitante.	I

Aunque la formulación inorgánica debería ser conocida por todos los alumnos/as de este nivel se dedicarán las primeras sesiones (entre 4 y 6) del curso para repasarla dada de la importancia de conocer el lenguaje químico. Para aprobar la formulación el alumnado deberá tener más de un 70 % de aciertos. Además, los compuestos se podrán dar formulados o nombrados a lo largo de este curso.



Unidad 1. Estructura Atómica			12 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Primeros modelos atómicos Modelo atómico de Dalton, Thomson y Rutherford.	1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos clásicos discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.	1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.	I
Antecedentes del modelo atómico de Bohr Teoría fotónica de Planck. El efecto fotoeléctrico. Los espectros atómicos.	2. Conocer los principios físicos que dieron lugar a la física cuántica.	2.1. Analiza de forma crítica la experiencia de Planck. 2.2. Interpreta el efecto fotoeléctrico advirtiendo la diferencia entre energía e intensidad de una radiación. 2.3. Identifica regularidades en los espectros atómicos.	M
El modelo atómico de Bohr Postulados de la teoría atómica de Bohr Estudio de las órbitas de Bohr. Interpretación de los espectros.	3. Conocer los postulados de Bohr y sus explicaciones con los hechos experimentales que originaron la teoría cuántica.	3.1. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.	I
Limitaciones del modelo de Bohr Modelo atómico de Sommerfeld.. Efectos Zeeman y de espín . Posibles valores de los números cuánticos.	4. Analizar los nuevos hallazgos en los espectros de los átomos polieletrónicos y discutir las limitaciones del modelo de Bohr.	4.1. Utiliza el significado de los números cuánticos según Bohr y comprueba su insuficiencia para explicar el espectro de los átomos polieletrónicos.	M
Los modelos mecanocuánticos Principio de dualidad onda-corpúsculo. Principio de incertidumbre de Heisenberg. La ecuación de onda de Schrödinger. Significado de los números cuánticos. Forma espacial de los orbitales.	5. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo. 6. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.	5.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital. 6.1. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones. 6.2. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.	M M
Las partículas elementales de la materia Las partículas elementales: leptones, quarks. Los hadrones. Las interacciones entre las partículas. Partículas elementales e interacciones.	7. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.	7.1. Conoce las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos. 7.2. Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.	A



Unidad 2. Sistema periódico de los elementos			8 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
La clasificación de los elementos Mendeleiev y Meyer. La tabla periódica actual.	1. Conocer y analizar los criterios que se han seguido a lo largo de la historia para organizar los elementos químicos	1.1. Identifica triadas de elementos. 1.2. Reconoce la ley de las octavas y sus limitaciones. 1.3. Justifica irregularidades en la tabla de Mendeleiev.	I
Distribución electrónica Principio de exclusión de Pauli. Principio de mínima energía. Principio de la máxima multiplicidad de Hund. Modos de representar la configuración electrónica. Distribuciones electrónicas especialmente estables. Alteraciones de las distribuciones electrónicas.	2. Conocer y aplicar los principios de distribución electrónica.	2.1. Obtiene la configuración electrónica de un elemento químico o uno de sus iones. 2.2. Reconoce la configuración electrónica de un átomo en estado excitado. 2.3. Predice la valencia de algunos elementos a partir de su configuración electrónica.	I
	3. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.	3.1. Establece los números cuánticos que definen a un electrón o un conjunto de electrones en un átomo.	I
Tabla periódica y configuración electrónica Posición en la tabla periódica y distribución electrónica.	4. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la tabla periódica.	4.1. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la tabla periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.	I
	5. Conocer la estructura básica del sistema periódico actual.	5.1. Reconoce que tiene en común la configuración electrónica de los elementos de un mismo grupo de la tabla periódica.	I
Propiedades periódicas Factores de los que dependen las propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad. Comportamiento químico de los elementos.	6. Definir las propiedades periódicas estudiadas y describir su variación a lo largo de un grupo o periodo.	6.1. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes. 6.2. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.	M
Grupos de elementos y propiedades	7. Analizar las propiedades físicas y químicas de los elementos de un mismo grupo.	7.1. Argumenta la variación de alguna propiedad física o química de los elementos de un determinado grupo de la tabla periódica.	M



Unidad 3. Enlace Químico			16 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	NC
Concepto de enlace químico Energía y distancia de enlace. Electronegatividad y tipo de enlace. Teoría de Lewis. Representación.	1. Conocer el concepto de enlace químico y valorar las posibilidades de formación.	1.1. Justifica el tipo de enlace que se da entre dos átomos analizando sus propiedades. 1.2. Obtiene la fórmula química de un compuesto a partir de su representación de Lewis.	I
Enlace iónico Teoría de Lewis aplicada al enlace iónico. Estudio energético del enlace iónico. Ciclos de Born-Haber. Estructura de los cristales iónicos. Cálculo de la energía de red. Factores que afectan a la fortaleza del enlace iónico. Propiedades de los compuestos iónicos.	2. Utilizar el modelo de enlace iónico para explicar la formación de cristales y deducir sus propiedades.	2.1. Justifica la estabilidad de los compuestos iónicos empleando la regla del octeto. 2.2. Analiza la estructura de la red cristalina a partir de parámetros iónicos.	I
	3. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos	3.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. 3.2. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular. 3.3. Analiza las propiedades de los compuestos iónicos en relación con su energía de red.	M
Enlace covalente Teoría de Lewis aplicada al enlace covalente. Teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia o TRPECV. Polaridad molecular. Teoría de enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos. Sólidos covalentes. Propiedades de las sustancias covalentes	4. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.	4.1. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría. 4.2. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.	M
	5. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.	5.1. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.	A



Enlace metálico Modelo del mar de electrones. Teoría de bandas. Propiedades de los metales.	6. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.	6.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras. 6.2. Explica las propiedades físicas de los metales en relación con el tipo de enlace.	I
	7. Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.	7.1. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas. 7.2. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.	M
Fuerzas intermoleculares Dipolo-dipolo. Enlace de hidrógeno Ion-dipolo. Dipolo-dipolo inducido. Ion-dipolo inducido. Dipolo instantáneo-dipolo inducido.	8. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.	8.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.	M
	9. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos iónicos o covalentes.	9.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.	M
Algunas sustancias de interés El hidrógeno y sus compuestos. Compuestos del oxígeno.	10. Justificar las propiedades de los compuestos del H y el O.	10.1. Utiliza los conocimientos adquiridos para analizar los enlaces inter e intramoleculares en los compuestos más representativos del H y el O.	M



Unidad 4. Velocidad de Reacción			8 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Velocidad de las reacciones químicas Concepto de velocidad de reacción. Ecuación de velocidad. Ley de velocidades.	1. Definir velocidad de una reacción.	1.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.	I
Mecanismo de reacción Velocidad de reacción en varias etapas.	2. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.	2.1. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.	A
Teorías acerca de las reacciones químicas Teoría de las colisiones. Teoría del complejo activado. Estado de transición e intermedio de reacción. Energía de activación. Diagramas de entalpía.	3. Explicar una reacción química aplicando la teoría de las colisiones y del estado de transición, utilizando el concepto de energía de activación.	3.1. Representa sobre un diagrama energético, los distintos conceptos relacionados con las teorías de las reacciones químicas.	M
Factores que influyen en la velocidad de una reacción Efecto de la temperatura. Efecto de la concentración y de la presión. Efecto de la naturaleza de los reactivos y de la superficie de contacto.	4. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos y la temperatura modifican la velocidad de reacción.	4.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción. 4.2. Determina de forma cuantitativa la influencia de la temperatura en la velocidad de una reacción.	M
Los catalizadores. Catálisis Catálisis homogénea. Catálisis heterogénea. Catálisis enzimática. Biocatalizadores. Algunas reacciones catalíticas de importancia industrial y medioambiental.	5. Justificar el papel de los catalizadores en la velocidad de una reacción.	5.1. Explica el funcionamiento de los catalizadores relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.	M



Unidad 5. Equilibrio Químico			16 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
El estado de equilibrio Características del equilibrio químico	1. Reconocer el equilibrio químico como algo dinámico.	1.1. Interpreta experiencias de laboratorio que muestran procesos moleculares en el estado de equilibrio.	I
La constante de equilibrio Relación entre K_c y K_p . Relación entre la constante de equilibrio y la definición del proceso. Evolución hacia el equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos. Equilibrios en varias etapas	2. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.	2.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración. 2.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.	I
	3. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.	3.1. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.	M
Estudio cuantitativo del equilibrio	4. Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado.	4.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .	M
	5. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.	5.1. Partiendo de unas condiciones iniciales, calcula la composición de un sistema en el equilibrio (en función de presiones o concentraciones), o viceversa. Tanto para sistemas homogéneos como heterogéneos.	M
Alteraciones del estado de equilibrio. Principio de Le Châtelier Cambio en la concentración de las sustancias. Cambio en la presión o en el volumen.	6. Aplicar el principio de Le Châtelier a distintos tipos de reacciones teniendo en cuenta el efecto de la temperatura, la presión, el volumen y la concentración de las sustancias presentes prediciendo la evolución del sistema.	6.1. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos. 6.2. Aplica el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.	M



Cambio en la temperatura. Enunciado del principio de Le Châtelier. Factores cinéticos y termodinámicos	7. Valorar la importancia que tiene el principio Le Châtelier en diversos procesos industriales.	7.1. Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.	A
Equilibrio de solubilidad Producto de solubilidad. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad. Solubilidad en presencia de un ion común. Desplazamientos del equilibrio de solubilidad.	8. Resolver problemas de equilibrios de disolución-precipitación.	8.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido- líquido.	M
	9. Explicar cómo varía la solubilidad de una sal por el efecto de un ion común.	9.1. Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.	M
	10. Aplicar el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema.	10.1. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio de solubilidad.	M
Reacciones de precipitación Aplicación analítica de las reacciones de precipitación. Análisis de cloruros. Precipitación fraccionada.	11. Resolver problemas de equilibrios de disolución-precipitación.	11.1. Utiliza el producto de solubilidad de equilibrios heterogéneos sólido-líquido y lo aplica como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas.	A

Unidad 6. Reacciones ácido-base			12 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Las primeras ideas sobre ácidos y bases	1. Conocer el comportamiento fenomenológico de ácidos y bases.	1.1. Identifica una sustancia como ácido o base por su comportamiento fenomenológico.	I
La Teoría de Arrhenius	2. Aplicar la teoría de Arrhenius para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.	2.1. Identifica el comportamiento ácido o básico de una sustancia relacionándolo con la liberación de H ⁺ o iones OH ⁻ al disolverlos en agua.	I
La teoría de Brönsted y Lowry Ácidos y bases conjugados. Anfóteros. Reacciones en medios no acuosos. Teoría de Arrhenius frente a la de Brönsted y Lowry.	3. Aplicar la teoría de Brönsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.	3.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brönsted-Lowry. 3.2. Identifica los pares de ácido-base conjugados. 3.3. Compara el comportamiento ácido o básico de una sustancia desde el punto de vista de las dos teorías.	M



Ionización del agua El concepto de pH.	4. Analizar el agua como ácido y como base. Conocer el concepto pH.	4.1. Maneja la K_w del agua. 4.2. Calcula el pH de una disolución conociendo su $[H^+]$ o de	I
Fuerza relativa de ácidos y bases Fuerza de los ácidos y las bases conjugados. Ácidos y bases relativos. Ácidos polipróticos.	5. Utilizar la constante de equilibrio de disociación de un ácido o una base.	5.1. Analiza las posibilidades de un proceso ácido-base a partir de las K_a o K_b de las sustancias presentes.	I
Cálculo del pH de una disolución De un ácido fuerte. De un ácido débil De una base fuerte. De una base débil.	6. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.	6.1. Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.	I
Hidrólisis Sal de ácido fuerte y base fuerte. Sal de ácido débil y base fuerte. Sal de ácido fuerte y base débil. Sal de ácido débil y base débil.	7. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.	7.1. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.	M
Efecto del ion común Acido débil + ácido fuerte. Base débil + base fuerte. Sal ácida + ácido fuerte. Sal básica + base fuerte. Efecto del pH en la solubilidad.	8. Estudiar el efecto sobre un equilibrio ácido-base de la adición de una especie que aporte un ion común.	8.1. Determina el pH y la concentración de las especies presentes cuando a un medio ácido o básico se añade otra especie que aporte un ion común. 8.2. Analiza el efecto del pH en el equilibrio de solubilidad de un compuesto poco soluble.	M
Disoluciones reguladoras De un ácido débil más una sal de ese ácido débil. De una base débil más una sal de esa base débil.	9. Conocer el funcionamiento de una disolución reguladora.	9.1. Selecciona conjuntos de sustancias con las que elaborar una disolución reguladora. 9.2. Establece los mecanismos por los que una disolución reguladora mantiene el pH.	A
Indicadores y medidores del pH	10. Conocer el funcionamiento de los indicadores y medidores de pH.	10.1. Selecciona un indicador adecuado para una valoración.	M
Valoraciones ácido-base Curva de valoración.	11. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.	11.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.	M
	12. Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.	12.1. Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores	M
Ácidos y bases de especial interés De interés industrial. En la vida cotidiana. El problema de la lluvia ácida.	13. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.	13.1. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.	I



Unidad 7. Reacciones de oxidación-reducción			12 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Conceptos de oxidación y reducción El número de oxidación. Procesos sin el oxígeno. Oxidantes y reductores.	1. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.	1.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.	I
Ajuste de las ecuaciones redox Determinación del número de oxidación. Ajuste en medio ácido.	2. Ajustar reacciones de oxidación- reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.	2.1. Identifica reacciones de oxidación- reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.	I
Valoraciones redox	3. Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.	3.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.	I
La energía eléctrica y los procesos químicos	4. Comprender la relación entre la espontaneidad de un proceso redox y la producción de electricidad.	4.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.	M
Celdas electroquímicas Notación estándar de las pilas. Tipos de electrodos. Potenciales estándar de electrodo.	5. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.	5.1. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes. 5.2. Analiza un proceso de oxidación- reducción con la generación de corriente eléctrica representando una celda galvánica.	M
Predicción de reacciones redox espontáneas	6. Comprender la relación entre la espontaneidad de un proceso redox y el valor de los potenciales estándar.	6.1. Analiza los potenciales estándar de los pares redox de un proceso y evalúa su espontaneidad.	I
La corrosión	7. Conocer algunas aplicaciones de los procesos redox como la prevención de la corrosión.	7.1. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.	A



Pilas y baterías Tipos de pilas y baterías.	8. Conocer el fundamento de la fabricación de pilas de distinto tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible).	8.1. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.	I
Cubas electrolíticas La electrolisis. Electrolisis del agua. Electrolisis de una sal. Leyes de Faraday de la electrolisis.	9. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una cuba electrolítica empleando las leyes de Faraday.	9.1. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.	M
Comparación entre una celda galvánica y una cuba electrolítica	10. Diferenciar el funcionamiento de una celda galvánica y una cuba electrolítica.	10.1. Identifica cada uno de los elementos de una celda galvánica y una cuba electrolítica determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.	M
Procesos redox de importancia industrial Metalurgia. Procesos electrolíticos de importancia industrial. Recubrimientos por electrodeposición.	11. Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distintos tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.	11.1. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.	A



Unidad 8. Los compuestos del Carbono			12 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Química orgánica o del carbono ¿Por qué forma tantos compuestos? Las fórmulas orgánicas. Grupo funcional y serie homóloga.	1. Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.	1.1. Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.	I
Formulación y nomenclatura de los compuestos orgánicos Hidrocarburos. Compuestos halogenados. Compuestos oxigenados. Compuestos nitrogenados. Formulación de compuestos multifuncionales.	2. Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.	2.1. Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.	I
	3. Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.	3.1. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.	I
La cuestión de la isomería Isómeros estructurales. Estereoisomería.	4. Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.	4.1. Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.	M
Reacciones químicas de los compuestos orgánicos Reacciones de sustitución. Reacciones de eliminación. Reacciones de adición. Reacciones de sustitución en anillos aromáticos. Reacciones de oxidación-reducción. Reacciones de condensación e hidrólisis.	5. Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.	5.1. Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.	M
	6. Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.	6.1. Desarrolla la secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico determinado a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff para la formación de distintos isómeros.	M



Unidad 9. Macromoléculas y Polímeros			4 sesiones
Contenidos	Criterios de evaluación	Estándares de aprendizaje	N.C.
Moléculas orgánicas de importancia biológica Los hidratos de carbono. Los lípidos. Aminoácidos y proteínas. Ácidos nucleicos	1. Determinar las características macromoléculas.	1.1. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico. 1.2. Reconoce macromoléculas de origen natural y sintético.	I
Polímeros Las propiedades físicas de los polímeros y su naturaleza. Otros polímeros de interés económico.	2. Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.	2.1. A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.	A
	3. Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.	3.1. Utiliza las reacciones de polimerización para la obtención de compuestos de interés industrial como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita.	A
	4. Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general en las diferentes ramas de la industria.	4.1. Identifica sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales valorando la repercusión en la calidad de vida.	M
	5. Distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.	5.1. Describe las principales aplicaciones de los materiales polímeros de alto interés tecnológico y biológico (adhesivos y revestimientos, resinas, tejidos, pinturas, prótesis, lentes, etc.) relacionándolas con las ventajas y desventajas de su uso según las propiedades que lo caracterizan.	M
Las sustancias orgánicas y la sociedad actual	6. Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.	6.1. Reconoce las distintas utilidades que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía frente a las posibles desventajas que conlleva su desarrollo.	M





5. INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN.

La normativa vigente señala que la evaluación de los procesos de aprendizaje del alumnado de Bachillerato será continua, tendrá un carácter formativo y será un instrumento para la mejora tanto de los procesos de enseñanza como de los procesos de aprendizaje.

A lo largo del curso se celebrarán tres sesiones de evaluación y calificación para los que se emplearan diferentes procedimientos e instrumentos de evaluación.

- **Pruebas escritas**, entre las se incluirán:

- Cuestiones objetivas de base estructurada, que pueden ser de respuesta breve, de ordenamiento, de opción múltiple, de respuesta verdadero-falso, de respuestas por pares, etc.
- Cuestiones objetivas de base no estructurada, que pueden ser de cuestiones de respuesta breve y razonada y de preguntas de desarrollo.
- Preguntas que requieren de los alumnos procesos mentales de variable complejidad que pueden ser de reconocimiento, elaboración y/o interpretación de tablas y gráficas, de asociación de conocimientos simple, de correspondencia, de identificación, de ordenación, de análisis de situaciones problemáticas de complejidad gradual, de síntesis, etc.
- Preguntas objetivas que sigan el mismo esquema y ordenación que en las Pruebas de Acceso a la Universidad, con el mismo tipo de puntuación y el mismo tiempo de desarrollo.
- Resolución de problemas de forma coherente y con expresiones de resultados de forma adecuada.

Dependiendo del tipo de prueba que se realice podría realizarse sin previo aviso para intentar que los alumnos/as trabajen a diario y comprueben los buenos resultados cuando se realiza una buena organización del estudio.

- **Actividades del libro y relaciones de ejercicios de elaboración propia.**

- **Fichas de documentos científicos** (biografías, noticias de interés, etc.) con actividades

- **Prácticas de laboratorio** (siempre que el grupo y el tiempo lo permita) y elaboración de un informe.

- **Observación directa en el aula**

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

La media ponderada de todas las **pruebas escritas** realizadas a lo largo de la evaluación, supondrá el **90 %** de la calificación final del alumno/a.

Además de estos tipos de pruebas, se dará un valor del **10%** a las actividades de aula y/o casa realizadas cuya calificación o realización se anotará en el cuaderno de la profesora.

Actividad evaluable		Instrumento Evaluación	Ponderación
Pruebas escritas de 1 o más U.D.	60 %	Examen	90 %
Pruebas escritas globales	40 %	Examen	
Resolución Actividades tipo PEvAU*		Corrección Actividades Observación Diaria	10 %

Estas actividades serán corregidas y entregadas a los alumnos/as para que puedan ser utilizadas por los mismos en su estudio.



La nota del boletín de cada una de las **evaluaciones trimestrales** será positiva siempre que la **media ponderada** de todas las actividades evaluables sea **igual o superior a 5**.

La **evaluación** será **continua** por lo que para calcular la nota de la segunda evaluación se hará la media de la ponderada con la primera evaluación (utilizando siempre la nota con dos decimales del cuaderno de la profesora)

$$\text{CALIFICACIÓN 2ª EVALUACIÓN} = \text{Nota 1ªEv} \frac{40}{100} + \text{Nota 2ªEv} \frac{60}{100}$$

En junio, la **calificación ordinaria** del alumno se calculará mediante la **media ponderada** de las tres evaluaciones (según la nota con dos decimales reflejada en el cuaderno de la profesora). Se considerará que el alumno/a ha superado la materia si la nota final es igual o superior a 5.

$$\text{CALIFICACIÓN ORDINARIA (mayo)} = \text{Nota 1ªEv} \frac{30}{100} + \text{Nota 2ªEv} \frac{30}{100} + \text{Nota 3ªEv} \frac{40}{100}$$

La no asistencia a alguna prueba deberá justificarse mediante documento oficial (certificado médico, actos judiciales, etc.), para poder optar a realizarlas en una fecha diferente siempre y cuando el profesor lo estime conveniente.

5.1. CRITERIOS ESPECÍFICOS para la corrección de las pruebas escritas (orientaciones PEvAU)

En las pruebas escritas los errores en las cuestiones se valorarán según su número y naturaleza, analizando sus posibles causas, y supondrán un descenso en la puntuación, que podrá llegar a ser del 100% en los casos muy graves (errores de concepto)

Las deficiencias en el aspecto externo de informes y trabajos (presentación y limpieza) también podrán suponer una disminución en la valoración de los mismos de hasta el 20%.

Valoración de la prueba:

Pregunta nº 1.-

Seis fórmulas correctas.....1,5 puntos.

Cinco fórmulas correctas.....1,0 puntos.

Cuatro fórmulas correctas.....0,5 puntos.

Tres fórmulas correctas0,25 puntos.

Menos de tres fórmulas correctas.....0,0 puntos.

Preguntas nº 2, 3 y 4.....Hasta 1,5 puntos cada una.

Preguntas nº 5 y 6.....Hasta 2,0 puntos cada una.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

En las preguntas 2, 3, 4, 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, exceptuando los errores de cálculo



numérico, un resultado erróneo afectará al 25% del valor de los apartados siguientes. De igual forma, si un apartado consta de dos partes, la aplicación en la resolución de la segunda de un resultado erróneo obtenido en la primera afectará en la misma proporción.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado.

La nota final del examen se puntuará de 0 a 10 con dos cifras decimales.

5.2. EVALUACIÓN EXTRAORDINARIA

Los alumno/as que no alcancen una nota superior a cinco en mayo realizarán un examen extraordinario en septiembre que versará sobre toda la materia. El instrumento de evaluación para la evaluación extraordinaria de Septiembre será una prueba final escrita, centrada en ejercicios similares a los desarrollados a lo largo del curso. La nota de esta prueba será la nota de la materia de física del alumno/a.

6. METODOLOGÍA.

Para tratar adecuadamente los contenidos la propuesta didáctica y metodológica debe tener en cuenta la concepción de la Ciencia como actividad en permanente construcción y revisión y ofrecer la información realizando el papel activo del proceso de aprendizaje mediante diversas estrategias:

- Dar a conocer a los alumnos algunos métodos habituales en la actividad científica desarrollada en el proceso de investigación, les invita a utilizarlos y refuerza los aspectos del método científico correspondientes a cada contenido.
- Generar escenarios atractivos y motivadores que ayuden a los alumnos a vencer una posible resistencia al acercamiento de la ciencia.
- Proponer actividades prácticas que sitúen a los alumnos frente al desarrollo del método científico, proporcionándoles métodos de trabajo en equipo, y ayudándoles a enfrentarse con el trabajo.
- La combinación de contenidos presentados expositivamente y gráficamente es un importante recurso de aprendizaje. Facilita, no sólo el conocimiento y la comprensión del alumno, sino la obtención de los objetivos del área y etapa.
- Uso del laboratorio de Física y Química para la comprensión general de la materia, a través de experimentación química.

Todas estas consideraciones se tendrán en cuenta en la actividad educativa a desarrollar:

- Tratamiento de los contenidos de forma que conduzcan a un aprendizaje comprensivo y significativo.
- Una exposición clara, sencilla y razonada de los contenidos, con un lenguaje adaptado al del alumno.
- Estrategias de aprendizaje que propicien el análisis y comprensión del hecho científico

7. PLAN DE LECTURA Y BIBLIOTECA.

En 2º de Bachillerato no vamos a dedicar sesiones específicas para la lectura. Para apoyar al Plan lector recomendaremos a los alumnos/as los artículos que podamos encontrar en prensa relacionados con los temas que estemos estudiando.



8. ACTIVIDADES EXTRAESCOLARES

Participación de forma voluntaria en las Olimpiadas de Química celebradas en la Universidad de Almería. Estas olimpiadas se celebran habitualmente en el mes de marzo y un viernes por la tarde.

9. ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

En la programación de aula de las distintas Unidades Didácticas se incluyen actividades dirigidas a la generalidad de la clase, actividades de recuperación, refuerzo y actividades de ampliación para atender al alumnado.

10. RECURSOS MATERIALES.

Dada la dimensión práctica que debe tener la Física y la Química como ciencias experimentales, se utilizarán como principales recursos didácticos, la realización de prácticas de laboratorio y resolución de ejercicios donde se apliquen los conocimientos teóricos a casos prácticos y manejo e interpretación de tablas y gráficos.

El uso de las tecnologías de la información y la comunicación (Internet, vídeos, CD-ROM, etc.), no tendría sentido desaprovechar sus posibilidades educativas, de ahí que su uso, interesante en sí mismo por las posibilidades de obtención de información que permiten, que el alumno sea formado en algunas de las competencias básicas del currículo (aprender a aprender, tratamiento de la información y competencia digital...).

El libro de texto recomendado a los alumnos de la editorial Oxford. Además, se utilizarán otros libros de diferentes editoriales (Edebé, Anaya, SM ...) para complementar la información.

11. TEMAS TRANSVERSALES

Consideramos que la estructura principal de Química está constituida por teorías y conceptos que configuran esquemas interpretativos de la realidad, por lo que se ha tomado como organizador del curriculum aquellos contenidos que hacen referencia a conceptos relevantes y a las relaciones entre ellos.

Existen, sin embargo, un conjunto de objetivos y de contenidos, comunes a todas las ciencias en unos casos y específicos de la Química en otros, que es necesario desarrollar a lo largo del tratamiento de esta materia y que suponen una referencia obligada en cada una de las unidades a dos temas transversales: el *trabajo científico* y las implicaciones de la Química con la *tecnología y la sociedad*. Estos objetivos y contenidos no se abordan de manera independiente, sino integrados en el conjunto de la materia.

Los objetivos de los temas transversales son:

1. Analizar y valorar críticamente las realidades del mundo contemporáneo y los antecedentes y factores que influyen en él.
2. Comprender los elementos fundamentales de la investigación y del método científico.
3. Consolidar una madurez personal, social y moral que les permita actuar de forma responsable y autónoma.
4. Dominar los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y las habilidades básicas propias de la modalidad escogida.