

IES PEÑAMAYOR – CURSO 2025-2026**MATERIA: QUÍMICA****NIVEL: 2º BACHILLERATO****PROFESORADO: JULIÁN ARIAS APARICIO****REFERENCIA NORMATIVA: D60/2022**
1. ORGANIZACIÓN, SECUENCIACIÓN Y TEMPORALIZACIÓN DEL CURRÍCULO EN UNIDADES DE PROGRAMACIÓN
METODOLOGÍA GENERAL

El propósito principal de esta materia en segundo de Bachillerato es profundizar en estos conocimientos para aportar a los estudiantes una visión más amplia de la química con el fin de despertar su interés por esta ciencia, que adquieran las habilidades experimentales necesarias y la base de conocimientos suficiente como para continuar, si así lo desean, estudios relacionados.

Se fomentará el uso de metodologías activas aplicadas a actividades de enseñanza-aprendizaje contextualizadas, de forma que el alumno/a obtenga una formación más autónoma y participativa que le permita afrontar problemas reales en el futuro. Se pondrán en práctica métodos de enseñanza y aprendizaje destinados a potenciar la vocación científico-tecnológica entre los estudiantes, dotándoles de las competencias y las habilidades necesarias para resolver problemas reales y afrontar los retos del futuro.

COMPETENCIAS ESPECÍFICAS	DESCRIPTORES	CRITERIOS DE EVALUACIÓN
CE 1. Comprender, describir y aplicar los fundamentos de los procesos químicos más importantes, atendiendo a su base experimental y a los fenómenos que describen, para reconocer el papel relevante de la química en el desarrollo de la sociedad.	STEM1 STEM2 STEM3 CE1	1.1. Reconocer la importancia de la química y sus conexiones con otras áreas en el desarrollo de la sociedad, el progreso de la ciencia, la tecnología, la economía y el desarrollo sostenible respetuoso con el medioambiente, identificando los avances en el campo de la química que han sido fundamentales en estos aspectos. 1.2. Describir los principales procesos químicos que suceden en el entorno y las propiedades de los sistemas materiales a partir de los conocimientos, destrezas y actitudes propios de las distintas ramas de la química. 1.3. Reconocer la naturaleza experimental e interdisciplinar de la química y su influencia en la investigación científica y en los ámbitos económico y laboral actuales, considerando los hechos empíricos y sus aplicaciones en otros campos del conocimiento y la actividad humana.
CE 2. Adoptar los modelos y leyes de la química aceptados como base de estudio de las propiedades de los sistemas materiales, para inferir soluciones generales a los problemas cotidianos relacionados con las aplicaciones prácticas de la química y sus repercusiones en el medioambiente.	CCL2 STEM2 STEM5 CD5 CE1	2.1. Relacionar los principios de la química con los principales problemas de la actualidad asociados al desarrollo de la ciencia y la tecnología, analizando cómo se comunican a través de los medios de comunicación o son observados en la experiencia cotidiana. 2.2. Reconocer y comunicar que las bases de la química constituyen un cuerpo de conocimiento imprescindible en un marco contextual de estudio y discusión de cuestiones significativas en los ámbitos social, económico, político y ético identificando la presencia e influencia de estas bases en dichos ámbitos. 2.3. Aplicar de manera informada, coherente y razonada los modelos y leyes de la química,

		explicando y prediciendo las consecuencias de experimentos, fenómenos naturales, procesos industriales y descubrimientos científicos.
CE 3. Utilizar con corrección los códigos del lenguaje químico (nomenclatura química, unidades, ecuaciones, etc.), aplicando sus reglas específicas, para emplearlos como base de una comunicación adecuada entre diferentes comunidades científicas y herramienta fundamental en la investigación de esta ciencia.	STEM4 CCL1 CCL5 CPSAA4 CE3	3.1. Utilizar correctamente las normas de nomenclatura de la IUPAC como base de un lenguaje universal para la química que permita una comunicación efectiva en toda la comunidad científica, aplicando dichas normas al reconocimiento y escritura de fórmulas y nombres de diferentes especies químicas. 3.2. Emplear con rigor herramientas matemáticas para apoyar el desarrollo del pensamiento científico que se alcanza con el estudio de la química, aplicando estas herramientas en la resolución de problemas usando ecuaciones, unidades, operaciones, etc. 3.3. Practicar y hacer respetar las normas de seguridad relacionadas con la manipulación de sustancias químicas en el laboratorio y en otros entornos, así como los procedimientos para la correcta gestión y eliminación de los residuos, utilizando correctamente los códigos de comunicación característicos de la química.
CE 4. Reconocer la importancia del uso responsable de los productos y procesos químicos, elaborando argumentos informados sobre la influencia positiva que la química tiene sobre la sociedad actual, para contribuir a superar las connotaciones negativas que en multitud de ocasiones se atribuyen al término «químico».	STEM1 STEM5 CPSAA5 CE2	4.1. Analizar la composición química de los sistemas materiales que se encuentran en el entorno más próximo, en el medio natural y en el entorno industrial y tecnológico, demostrando que sus propiedades, aplicaciones y beneficios están basados en los principios de la química. 4.2. Argumentar de manera informada, aplicando las teorías y leyes de la química, que los efectos negativos de determinadas sustancias en el ambiente y en la salud se deben al mal uso que se hace de esos productos o negligencia, y no a la ciencia química en sí. 4.3. Explicar, empleando los conocimientos científicos adecuados, cuáles son los beneficios de los numerosos productos de la tecnología química y cómo su empleo y aplicación han contribuido al progreso de la sociedad
CE 5. Aplicar técnicas de trabajo propias de las ciencias experimentales y el razonamiento lógico-matemático en la resolución de problemas de química y en la interpretación de situaciones relacionadas, valorando la importancia de la cooperación, para poner en valor el papel de la química en una sociedad basada en valores éticos y sostenibles.	STEM1 STEM2 STEM3 CD1 CD3 CD5	5.1. Reconocer la importante contribución en la química del trabajo colaborativo entre especialistas de diferentes disciplinas científicas poniendo de relieve las conexiones entre las leyes y teorías propias de cada una de ellas. 5.2. Reconocer la aportación de la química al desarrollo del pensamiento científico y a la autonomía de pensamiento crítico a través de la puesta en práctica de las metodologías de trabajo propias de las disciplinas científicas. 5.3. Resolver problemas relacionados con la química y estudiar situaciones relacionadas con esta ciencia, reconociendo la importancia de la contribución particular de cada miembro del equipo y la diversidad de pensamiento y

		consolidando habilidades sociales positivas en el seno de equipos de trabajo. 5.4. Representar y visualizar de forma eficiente los conceptos de química que presenten mayores dificultades, utilizando herramientas digitales y recursos variados, incluyendo experiencias de laboratorio real y virtual.
CE 6. Reconocer y analizar la química como un área de conocimiento multidisciplinar y versátil, poniendo de manifiesto las relaciones con otras ciencias y campos de conocimiento, para realizar a través de ella una aproximación holística al conocimiento científico y global.	STEM4 CPSAA3.2 CC4	6.1. Explicar y razonar los conceptos fundamentales que se encuentran en la base de la química aplicando los conceptos, leyes y teorías de otras disciplinas científicas (especialmente de la física) a través de la experimentación y la indagación 6.2. Deducir las ideas fundamentales de otras disciplinas científicas (por ejemplo, la biología o la tecnología) por medio de la relación entre sus contenidos básicos y las leyes y teorías que son propias de la química. 6.3. Solucionar problemas y cuestiones que son característicos de la química utilizando las herramientas provistas por las matemáticas y la tecnología, reconociendo así la relación entre los fenómenos experimentales y naturales y los conceptos propios de esta disciplina.

UNIDADES DE PROGRAMACIÓN

BLOQUE A. ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA

U1. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

TEMPORALIZACIÓN: 1^{er} TRIMESTRE

DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Limitaciones de los distintos modelos atómicos y relación con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. Valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles y relación con la interpretación de los espectros atómicos. Significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica actual. Concepto de orbita y orbital. Longitudes de onda asociada a partículas en movimiento: comportamiento ondulatorio de los electrones. Carácter probabilístico de las partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.3, 2.3, 3.2, 5.1, 6.1, 6.2

SABERES BÁSICOS

Espectros atómicos

Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico.

Conoce los experimentos de Geiger y Marsden y el modelo atómico de Rutherford (núcleo con Z protones y (A-Z) neutrones; corteza con Z electrones), su inestabilidad intrínseca y su incompatibilidad con la existencia de los espectros atómicos. Interpreta el modelo atómico de Bohr como una combinación del modelo atómico de Rutherford con la teoría cuántica de Planck, que no solo permite acomodar los resultados de la espectroscopía atómica sino también establecer un cambio de paradigma en la teoría atómica.

Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.

Reconoce que los espectros de emisión y absorción de los átomos de un mismo elemento, en estado gaseoso y fundamental, son complementarios y únicos. Interpreta el espectro de emisión del átomo

	de hidrógeno, sus transiciones electrónicas y la variación de energía entre sus niveles de forma cuantitativa utilizando la ecuación de Rydberg.
Principios cuánticos de la estructura atómica Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles.	Conoce los modelos atómicos de Bohr (órbitas descritas por un número cuántico) y Sommerfeld (órbitas descritas por tres números cuánticos), su compatibilidad con la existencia de los espectros atómicos y sus limitaciones.
Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.	Calcula la incertidumbre asociada a la posición de un electrón a partir de la incertidumbre asociada a su momento lineal. Calcula la longitud de onda asociada a un electrón a partir de su masa y su velocidad. Conoce las soluciones de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno: los orbitales atómicos. Etiqueta los orbitales atómicos utilizando los números cuánticos n , l y m_l . Conoce la notación espectroscópica alternativa (s , p , d y f) para el número cuántico l . Conoce las combinaciones permitidas de números cuánticos. Conoce la interpretación probabilística de Born. Distingue un orbital (n , l y m_l) de un espín-orbital (n , l , m_l y m_s).
Números cuánticos y principio de exclusión de Pauli. Estructura electrónica del átomo. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos.	Conoce el principio de exclusión de Pauli y la regla de la máxima multiplicidad de Hund y los aplica, junto con el diagrama nemotécnico de Moeller, para determinar la configuración electrónica de un átomo ($Z \leq 36$, incluyendo los átomos de Cr y Cu) o ion ($Z \leq 20$) polielectrónicos a partir de su nombre/símbolo (si $Z \leq 18$) o de su número atómico. Reconoce si la configuración electrónica de un átomo ($Z \leq 36$, incluyendo los átomos de Cr y Cu) o ion ($Z \leq 20$) polielectrónicos se corresponde con su estado fundamental o con alguno de los excitados.
U2. SISTEMA PERIÓDICO DE LOS ELEMENTOS	
TEMPORALIZACIÓN: 1 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Configuración electrónica de un átomo según su posición en la Tabla Periódica o según los números cuánticos del electrón diferenciador. Reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica. Variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos. Comparación para elementos diferentes. Gráficas.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.3, 2.3, 3.2, 4.1, 5.1, 6.1, 6.2	
SABERES BÁSICOS	
Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.	Conoce los nombres y los símbolos de los elementos de los tres primeros periodos de la tabla periódica, así como su posición (grupo y periodo) en la misma. Racionaliza la disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de sus propiedades y de su reactividad.
Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.	Racionaliza la disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de sus configuraciones electrónicas ($Z \leq 36$, incluyendo Cr y Cu).

Tendencias periódicas. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma.	Incluye, en la descripción de los átomos polieletrónicos, la repulsión interelectrónica (apantallamiento → carga nuclear efectiva) para justificar la variación del radio atómico de la primera energía de ionización, $E_i(1)$, de la primera afinidad electrónica, $E_{ea}(1)$, y de la electronegatividad (χ) a lo largo de un grupo o de un periodo de la tabla periódica.
U3. ENLACE QUÍMICO	
TEMPORALIZACIÓN: 1 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces. Ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. Polaridad de una molécula y su geometría. Representación de geometría molecular de distintas sustancias covalentes según la TRPECV. Conductividad eléctrica y térmica según el modelo del gas electrónico: semiconductores y superconductores. Aislante, conductor o semiconductor eléctrico según la teoría de bandas. Influencia de las fuerzas intermoleculares en las propiedades específicas de diversas sustancias (PF, PE, solubilidad). Energía de los enlaces intramoleculares frente a la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares. Experimental: Observación cualitativa de la solubilidad de sustancias polares, apolares e iónicas.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2, 1.3, 2.3, 3.2, 4.1, 5.4, 6.2, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
Enlace químico y fuerzas intermoleculares.	Distingue los enlaces químicos (iónico/covalente/metálico) de otro tipo de interacciones más débiles.
Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. Propiedades de las sustancias químicas.	Vincula las propiedades y la reactividad de un elemento con su configuración electrónica. Utiliza la escala de electronegatividad de Pauling para estimar el carácter iónico/covalente del enlace que se puede formar entre dos elementos representativos diferentes. Racionaliza los distintos valores de algunas propiedades macroscópicas de las sustancias químicas en función de su estructura microscópica.
Modelos de Lewis, TRPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de los compuestos moleculares y las características de los sólidos.	Representa la estructura de Lewis de moléculas e iones poliatómicos partiendo de cómo están unidos los átomos que los componen. Utiliza la TRPECV para determinar la distribución espacial de los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) alrededor de un átomo. Identifica la figura geométrica que forma un conjunto determinado de átomos enlazados e indica los valores numéricos de los ángulos de enlace. Determina si una molécula o un ion poliatómico es o no polar. Comprueba la concordancia, en lo que a geometría se refiere, entre las predicciones de la TRPECV y las de la TEV (hibridaciones sp , sp^2 y sp^3).
Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.	Aplica el ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto iónico. Relaciona el punto de fusión de un compuesto iónico con su energía de red. Compara, de forma cualitativa, la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé.

Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.	Justifica la conductividad eléctrica y térmica en los metales mediante el modelo de la nube electrónica. Clasifica un metal como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores (iluminación con LED, análisis de los gases de combustión de los motores térmicos) y superconductores (diagnóstico clínico mediante imágenes de resonancia magnética, levitación magnética).
Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de los compuestos moleculares	Identifica los distintos tipos de fuerzas intermoleculares más intensas existentes en las sustancias moleculares sencillas. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar el estado de agregación de las sustancias moleculares y cómo varían los puntos de fusión y ebullición de las mismas. Justifica la diferente solubilidad de las sustancias moleculares, polares y no polares, en disolventes polares y no polares.
BLOQUE B. REACCIONES QUÍMICAS	
U4. TERMODINÁMICA QUÍMICA	
TEMPORALIZACIÓN: 1 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Relacionar la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso. Expresar las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados. Calcular la variación de entalpía de una reacción aplicando la ley de Hess, conociendo las entalpías de formación o las energías de enlace asociadas a una transformación química dada e interpretar su signo. Predecir la variación de entropía en una reacción química dependiendo de la molecularidad y estado de los compuestos que intervienen. Identificar la energía de Gibbs con la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química. Justificar la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura. Relacionar el concepto de entropía con la espontaneidad de los procesos irreversibles	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2,2.1, 2.2, 3.1, 3.2, 6.1, 6.2, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.	Relaciona la variación de energía interna, ΔU , de un sistema en un procesotermodinámico con el calor, Q , y el trabajo, W , transferidos desde el sistema en dicho proceso. Identifica la variación de energía interna, ΔU , de un sistema cerrado con solo trabajo pV con el calor, Q , transferido desde/hacia el sistema manteniendocostante su volumen.
Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.	Identifica la variación de entalpía, ΔH , de un sistema cerrado con solo trabajo pV con el calor, Q , transferido desde/hacia el sistema manteniendo constante su presión. Distingue entre procesos endotérmicos y exotérmicos a partir del signo de la variación de entalpíadel sistema.
Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción.	Distingue un estado real de un estado estándar y por tanto diferencia la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , $\Delta_r H^\circ$, del calor real que se desprende/absorbe al llevar a cabo la reacción, a presión constante, a la temperatura T . Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T a partir de las entalpías estándar de

	formación, a la misma temperatura, $\Delta_f H^\circ$, de los reactivos y productos. Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T a partir de otras entalpías estándar de reacción a la misma temperatura (ley de Hess). Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T a partir de energías promedio de enlace.
Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.	Reconoce el papel esencial de la entropía para determinar el estado de equilibrio de un sistema termodinámico aislado. Calcula la entropía estándar de una reacción a una temperatura T, $\Delta_r S^\circ$, a partir de las entropías molares estándar, a la misma temperatura, S_m° , de los reactivos y productos.
Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.	Reconoce el papel preponderante de la energía de Gibbs para determinar el estado de equilibrio de un sistema termodinámico mantenido a temperatura y presión constantes. Calcula la energía de Gibbs estándar de una reacción, a una temperatura T, $\Delta_r G^\circ$, a partir de las energías de Gibbs estándar de formación, a la misma temperatura, $\Delta_f G^\circ$, de los reactivos y productos. Calcula la energía de Gibbs estándar de una reacción, a una temperatura T, $\Delta_r G^\circ$, a partir de la entalpía estándar de la reacción, a la misma temperatura y de la entropía estándar de la reacción, a la misma temperatura, $\Delta_r S^\circ$. Predice, de manera aproximada, cómo pequeños cambios en la temperatura afectan a $\Delta_r G^\circ$.
U5. LA VELOCIDAD DE REACCIÓN	
TEMPORALIZACIÓN: 2º TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Ecuaciones cinéticas. Significado y unidades de las magnitudes que intervienen. Obtención a partir de datos experimentales. Factores que modifican la velocidad de una reacción (concentración, temperatura, catalizador) y su influencia. Ecuación de Arrhenius para la constante de velocidad. Etapa limitante en un mecanismo de reacción. Funcionamiento de los catalizadores en procesos industriales. Experimental: $Al(s) + I_2(s) \rightarrow I_2(g) + AlI_3$ catalizada con H_2O .	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 3.2, 4.2, 4.3, 6.2, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
Teoría de las colisiones y teoría del estado de transición como modelos a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.	Utiliza la definición de velocidad de reacción, v, basada en la concentración. Conoce la expresión matemática general que sigue la ley de velocidad de la mayoría de las reacciones químicas. Determina las unidades de la constante de velocidad de una reacción química conocida su ley de velocidad. A partir de la ecuación de Arrhenius predice, de forma cuantitativa, la influencia de la presencia de catalizadores y de la temperatura en la constante de velocidad, k, de una reacción química. Utiliza la teoría de colisiones y la teoría del estado de transición para racionalizar, a escala microscópica, la cinética química. Representa e interpreta el perfil energético de una reacción química elemental, con y sin catalizador, indicando los reactivos, los productos, el complejo activado, las energías de

	activación de las reacciones directa, E_{Ad} , e inversa, E_{Ai} , y la variación de energía de la reacción, ΔU° .
Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.	Justifica cómo influyen en la velocidad de una reacción el estado de agregación de los reactivos y su superficie de contacto.
Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.	Establece la ley de velocidad de una reacción química, a una temperatura determinada, calculando los órdenes parciales y el orden total de la reacción y la constante de la velocidad, k , a partir de datos experimentales, a dicha temperatura, de las concentraciones iniciales de los reactivos y de las velocidades iniciales. A partir de la ley de velocidad de una reacción química, calcula la velocidad de la reacción para diferentes concentraciones de los reactivos.
U6. EQUILIBRIO QUÍMICO	
TEMPORALIZACIÓN: 2º TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Cociente de reacción y comparación con la constante de equilibrio. Evolución hacia el equilibrio. Experiencias de laboratorio donde se manifiestan los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio. Cálculo de la constante de equilibrio (K_c y K_p) en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración. Cálculos de concentraciones o presiones parciales en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas. Evolución al variar la cantidad de producto o reactivo. Grado de disociación aplicado al cálculo de concentraciones y constantes. Relación entre solubilidad y producto de solubilidad. Precipitación. Identificación de sustancias. Variación de la solubilidad al añadir un ion común. 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 (amoníaco). Experimental: Precipitación de $AgCl$ o de PbI_2 .	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2, 1.3, 2.3, 3.1, 3.2, 3.3, 4.1, 4.2, 4.3, 5.4, 6.2, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas.	Conoce la relación que existe entre la constante de equilibrio estándar de una reacción, a una temperatura T , K° , y la energía de Gibbs estándar de la reacción a esa temperatura, $\Delta_r G^\circ$. Conoce las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_p (en mezclas de gases ideales) y K_c (en disoluciones diluidas ideales, con $p \approx p^\circ$). Conoce las relaciones aproximadas que existen entre K° y K_p y entre K° y K_c . Relaciona, en un sistema ideal, la constante de equilibrio, K_c , de una reacción elemental reversible, con las constantes de velocidad de las reacciones directa, k_d , e inversa, k_i .
La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en el mismo o en diferente estado físico. Relación entre K_c y K_p utilizando el grado de disociación como herramienta para conocer las condiciones finales de un equilibrio. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos	Particulariza las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_c y K_p (con unidades) para diferentes procesos químicos en sistemas homogéneos o heterogéneos (sólido-gas). Calcula las concentraciones (o presiones) de equilibrio de todas las especies que participan en un proceso químico a partir del valor de la constante de equilibrio (K_c o K_p), a una temperatura determinada, y de las cantidades (o concentraciones o presiones) iniciales de todas las especies y viceversa. Utiliza el grado de reacción, de disociación o de ionización, α , en cualquiera de los

	cálculos anteriores. Conoce la relación que existe entre K_p y K_c en una reacción química entre gases ideales. Escribe la expresión matemática de la constante de equilibrio K_{sol} (producto de solubilidad, sin unidades) para el equilibrio entre una sal sólida, poco soluble, y una disolución acuosa saturada de dicha sal. Calcula la solubilidad, s , de una sal sólida a partir del valor de la constante de equilibrio K_{sol} a una temperatura determinada y viceversa. Predice cualitativamente cómo se altera la solubilidad de una sal sólida por el efecto del ion común.
Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión volumen o temperatura del sistema.	Conoce cómo se altera un equilibrio químico cuando se producen cambios isobáricos de temperatura o cambios isotérmicos de presión (principio de Le Chatelier). Utiliza el cociente de reacción, Q , para conocer cómo se altera un equilibrio químico cuando se producen cambios en la composición.
U7. REACCIONES ÁCIDO-BASE	
TEMPORALIZACIÓN: 2º TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Concepto ácido-base de Arrhenius. Teoría de Bronsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados. Carácter y fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto. Cálculo del valor de pH. Volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida. Empleo de indicadores ácido-base. Comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis: procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar. Productos de uso cotidiano con comportamiento ácido-base. Experimental: Volumetría para determinar concentración de HAc en vinagre. Uso del pH-metro. Curva de valoración ácido fuerte-base fuerte.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2, 1.3, 2.3, 3.1, 3.2, 3.3, 4.1, 4.2, 4.3, 5.1, 5.4, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.	Identifica si una sustancia es ácida, básica o anfótera aplicando las teorías de Arrhenius o de Brønsted y Lowry.
Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.	Relaciona la fortaleza de un ácido o de una base, con su grado de disociación/ionización en disolución acuosa.
pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes K_a y K_b .	Utiliza los valores adimensionales de K_a (pK_a) o K_b (pK_b) para indicar la fortaleza relativa de un ácido o de una base. Escribe las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_a y K_b para la ionización de un ácido débil ($HX_{(aq)} + H_2O_{(l)} \rightleftharpoons H_3O^+_{(aq)} + X^-_{(aq)}$), o de una base débil, en disolución acuosa. Calcula las concentraciones de equilibrio de todas las especies que participan en un equilibrio ácido-base a partir del valor de la constante de equilibrio K_a (o K_b), a una temperatura determinada, y de las cantidades (o concentraciones) iniciales de todas las especies y viceversa. Utiliza el grado de disociación/ionización cualquiera de los cálculos anteriores. Calcula el pH y el pOH de disoluciones acuosas de distintos tipos de ácidos, bases, mezclas de ácidos y mezclas de bases.

Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal.	Identifica pares ácido-base conjugados. Establece la relación que existe entre K_a , K_b y K_w para un par ácido-base conjugado. Justifica cualitativamente el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de una sal.
Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.	Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar un volumen V_a de un ácido fuerte, de concentración C_a , con un volumen V_b de una base fuerte, de concentración C_b . Justifica el valor del pH en el punto de equivalencia en aquellas valoraciones ácido-base en las que, al menos, una de las especies es fuerte. Selecciona, para ese tipo de valoraciones, un indicador adecuado, teniendo en cuenta su intervalo de viraje. Interpreta, para el mismo tipo de valoraciones, las correspondientes curvas de valoración.
Ácidos y bases relevantes a nivel industrial (especialmente en la industria asturiana) y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.	Describe (sin memorizar las ecuaciones) los procesos industriales de obtención de ácido sulfúrico (método de contacto), ácido nítrico (método de Ostwald) y amoníaco (método de Haber-Bosch). Conoce las ventajas medioambientales que ofrece la producción de <i>amoníaco verde</i> frente al procedimiento tradicional.
U8. REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN	
TEMPORALIZACIÓN: 3 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Oxidación y reducción: variación del número de oxidación de un átomo. Identificación y ajuste de reacciones redox. Espontaneidad de un proceso redox y energía de Gibbs. Valor de la fuerza electromotriz. Leyes de Faraday de un proceso electrolítico. Cantidad de materia depositada en un electrodo. Tiempo de deposición. Volumetría redox y cálculos estequiométricos. Pila de combustible, semirreacciones redox, ventajas e inconvenientes. Ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos. Experimental: Volumetría redox para determinar concentración de H_2O_2 en agua oxigenada. Análisis, diseño y montaje de pilas y cubas electrolíticas en el laboratorio. Electrodeposición de cobre.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2, 1.3, 2.1, 2.3, 3.1, 3.2, 4.1, 4.2, 4.3, 5.4, 6.2, 6.3	
SABERES BÁSICOS	
Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.	Determina los números de oxidación de los átomos que intervienen en un proceso redox. Identifica, en un proceso redox, las semirreacciones de oxidación y reducción, así como las especies oxidantes y reductoras.
Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.	Ajusta reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón, tanto en medio ácido como en medio básico, tanto en forma iónica como molecular. Realiza cálculos estequiométricos en reacciones redox.
Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox.	Describe los elementos y conoce los procesos que ocurren en una celda galvánica. Representa celdas galvánicas utilizando los diagramas establecidos en la Convención de Estocolmo, como, por ejemplo: $Pt(s) H_2(g) HCl(aq) AgCl(s) Ag(s)$. Calcula la diferencia de potencial estándar de una celda galvánica, $E^{\circ}_{cell,eq}$, a partir de los potenciales estándar, a la temperatura T , de los electrodos que la constituyen. Calcula la energía de

	Gibbs estándar de la reacción que transcurre en la celda galvánica, ΔrG° , a partir de su diferencia de potencial estándar, $E^\circ_{\text{cell,eq}}$. Justifica la espontaneidad de la reacción, en condiciones estándar, atendiendo al signo de ΔrG° .
Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.	Describe los elementos y conoce los procesos que ocurren en una celda electrolítica. Aplica las leyes de Faraday a diferentes procesos electrolíticos (electrodeposición, electrólisis del agua, electrolisis de sales fundidas), determinando la cantidad de materia depositada/generada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.
Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas (como la obtención de zinc en el Principado de Asturias) y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.	Conoce las diferencias que existen entre una celda galvánica primaria, una batería y una pila de combustible. Describe los procesos que tienen lugar en una pila seca, una pila alcalina, una batería plomo-ácido, una batería níquel-cadmio, una batería ion-litio y una pila de combustible (H_2) con membrana de intercambio de protones. Describe el proceso industrial de obtención de zinc electrolítico. Escribe las reacciones químicas que tienen lugar en la corrosión del hierro y cómo puede prevenirse (pintura, galvanizado y protección catódica). Nota: No es necesario memorizar las ecuaciones químicas asociadas a los procesos indicados.
BLOQUE C. QUÍMICA ORGÁNICA	
U9. LOS COMPUESTOS DEL CARBONO	
TEMPORALIZACIÓN: 3 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Relación entre hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace. Representación de moléculas orgánicas sencillas. Nomenclatura y formulación de hidrocarburos y compuestos orgánicos con varios grupos funcionales. Tipos de isomería. Representar, formular y nombrar los posibles isómeros dada una fórmula molecular. Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox. Predicción de los productos. Secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff. Principales grupos funcionales y estructuras en compuestos sencillos de interés biológico. Experimental: Producción de biodiésel en el laboratorio.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 2.1, 3.1, 4.1, 4.2, 5.1, 5.4, 6.2	
SABERES BÁSICOS	
Isomería Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural.	Identifica y nombra todos los grupos característicos de un compuesto orgánico. Formula, en forma desarrollada, y nombra compuestos orgánicos sencillos, incluyendo ciclos, con uno o dos grupos característicos (pudiendo aparecer, con menor jerarquía, los siguientes grupos: aldehídos, cetonas, alcoholes, aminas, bromuros, cloruros, fluoruros y yoduros). Formula, en forma desarrollada, y nombra los posibles isómeros constitucionales compatibles con una fórmula molecular. Nota: Para fines de nomenclatura, los enlaces múltiples C-C no se consideran grupos característicos. Los grupos característicos que pueden aparecer como principales son los ácidos carboxílicos, ésteres,

	amidas, aldehídos, cetonas, alcoholes y aminas. Los compuestos orgánicos se formularán y nombrarán siguiendo las normas vigentes de la IUPAC. Las fórmulas estructurales desarrolladas se dibujarán siguiendo la convención en zigzag, aunque también se admitirá que se expliciten los átomos de carbono e hidrógeno.
Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades.	Utiliza el modelo de cuñas y trazos para la representación tridimensional de compuestos orgánicos. Identifica, formula en forma desarrollada y nombra isómeros cis-trans. Reconoce si un compuesto presenta actividad óptica identificando la existencia de algún átomo de carbono asimétrico.
Reactividad orgánica Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas.	Formula en forma desarrollada y nombra los productos de las siguientes reacciones orgánicas: i) halogenación del benceno; ii) preparación de alquenos por deshidratación de alcoholes; iii) síntesis de alcoholes por hidratación electrófila; iv) preparación de aldehídos y cetonas por oxidación de alcoholes y v) esterificación de los ácidos carboxílicos.
Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas.	Identifica los desplazamientos electrónicos más habituales en los compuestos orgánicos (efecto inductivo y efecto de resonancia) y explica el comportamiento de reactivos electrófilos y nucleófilos. Relaciona algunas propiedades macroscópicas de los compuestos orgánicos (punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad en diferentes disolventes) con sus grupos característicos.
U10. MACROMOLÉCULAS Y POLÍMEROS	
TEMPORALIZACIÓN: 3 ^{er} TRIMESTRE	
DESCRIPCIÓN/INTENCIÓN: Macromoléculas de origen natural y sintético. A partir de un monómero diseñar el polímero correspondiente explicando el proceso. Reacciones de polimerización para la obtención de compuestos como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita. Sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales. Aplicaciones de los materiales polímeros de alto interés tecnológico y biológico (adhesivos y revestimientos, resinas, tejidos, pinturas, prótesis, lentes, etc.). Utilidades e inconvenientes de los compuestos orgánicos en alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía. Experimental: Producción de Nylon 6,6 en el laboratorio.	
CRITERIOS DE EVALUACIÓN: 1.1, 1.2, 2.1, 2.2, 3.1, 4.1, 4.2, 4.3, 5.1, 5.4	
SABERES BÁSICOS	
Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades.	Distingue, atendiendo al proceso de crecimiento y a la estequiometría de la reacción, entre una polimerización en cadena y una policondensación. Formula, en forma desarrollada, los monómeros que constituyen el polietileno (PE), el policloruro de vinilo (PVC), el nylon 66 y el politereftalato de etileno (PET), así como el tipo de polimerización seguido en su proceso de formación.
Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.	Clasifica los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Conoce dos aplicaciones, dos propiedades y dos riesgos medioambientales de los cuatro polímeros señalados anteriormente.

2. INSTRUMENTOS, PROCEDIMIENTOS DE EVALUACIÓN Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN		
Instrumentos y procedimientos de evaluación	Procedimientos	Instrumentos
	• Pruebas escritas, contextualizadas y con preguntas de diversa tipología • Cuestionarios con preguntas de respuesta cerrada o semiabierta que podrán estar contextualizadas	• Examen escrito • Examen oral
	• Producciones audiovisuales o multimedia • Exposición oral • Producciones escritas	• Rúbrica • Ficha de trabajo • Informe de laboratorio
	• Observación del trabajo diario	• Lista de control
	Se emplearán al menos tres instrumentos distintos en cada trimestre. En cada actividad evaluable se usará uno o varios instrumentos de evaluación y se evaluarán uno o varios criterios de evaluación.	
Criterios de calificación	La calificación de un criterio de evaluación será la media de las calificaciones de las actividades evaluables asociadas a él. En el registro de notas se introducirá la calificación de cada actividad evaluable y se le asignarán sus correspondientes criterios de evaluación. La calificación de la materia será la media de las calificaciones de todos los criterios de evaluación. Esta calificación según los criterios se actualizará automáticamente con cada nueva actividad evaluable calificada. El alumno/a que haya obtenido calificación inferior a cinco en la evaluación final ordinaria deberá presentarse a la evaluación extraordinaria en la fecha indicada por la Consejería y comunicada por el Centro. La evaluación extraordinaria consistirá en una prueba escrita que versará sobre los aspectos o partes que el alumno/a no hubiera superado. En la evaluación extraordinaria, para calcular la nota final, se tendrá en cuenta la calificación de las actividades evaluables ya superadas en la evaluación final ordinaria.	

3. MEDIDAS DE ATENCIÓN A LAS DIFERENCIAS INDIVIDUALES	
Medidas ordinarias	
Como el alumnado de Bachillerato, en general, posee una mayor predisposición hacia el estudio que el de la Etapa Obligatoria, el profesorado se encuentra con menores dificultades a la hora de atender a las necesidades de cada uno. La atención a la diversidad es la respuesta adecuada a las distintas necesidades, intereses y capacidades del alumnado. Sin embargo, al igual que en la etapa anterior, es en el contexto grupo-aula donde el principio de atención a la diversidad adquiere todo su significado. Se hace pues necesaria una atención a la individualidad del alumnado, aunque no tan significativa como en la Educación Secundaria, pues no todos los alumnos/as que titulan en esa etapa cursan el Bachillerato. En todos los casos, la programación ha de ser lo suficientemente flexible para permitir adaptaciones apropiadas a cada caso teniendo en cuenta el diseño universal del aprendizaje (DUA), ya sea en la metodología, en las actividades o en los materiales y recursos, sin renunciar por ello a alcanzar los objetivos programados. Las actuaciones necesarias para conseguir esa atención a la diversidad se tratarán en las reuniones semanales de Departamento. Cuando en un grupo haya algún alumno/a con dificultades de aprendizaje, con altas capacidades intelectuales o con necesidades educativas especiales se realizará una atención individualizada y un tratamiento específico de la programación siguiendo las directrices que marque el Departamentode Orientación. En cualquier caso, el profesorado de este Departamento siempre prestará una especial atención y seguimiento a aquellos alumnos/as que mostrando una buena actitud ante la asignatura presente algún tipo de dificultad de comprensión	
Medidas de atención personalizadas	
Adaptaciones metodológicas	No se contemplan en este curso.

Adaptaciones CS	No se contemplan en este curso.
Apoyos especialistas	No se contemplan en este curso.
Plan individualizado de refuerzo para repetidores	Aquellos alumnos/as que no hayan promocionado de curso y que en el curso anterior no superaron la materia de Química, seguirán un plan de refuerzo individual de acuerdo con lo establecido en la concreción curricular del centro. Dicho programa está destinado a la superación de las dificultades encontradas en la materia durante el curso académico anterior. Este plan de refuerzo se adaptará a las características del alumnado. En el aula, y en la medida de lo posible, se procurará una atención más personalizada con estos alumnos/as. El profesor/a hará un seguimiento periódico del alumno/a en cuanto a tareas, cuaderno, comportamiento y trabajo en clase, realización de fichas de refuerzo y dificultades encontradas con la materia. Si de este seguimiento se observase la necesidad de hacer algún tipo de adaptación, bien sea en la metodología, en los materiales didácticos o bien en los objetivos, así se haría. Para garantizar esto último, el plan de refuerzo tendrá un seguimiento que se registrará, al menos, dos veces al trimestre: • La primera, a mediados de trimestre, coincidiendo con el boletín informativo que se manda a las familias (noviembre, febrero, mayo). • La segunda, al final del trimestre, coincidiendo con cada sesión ordinaria de evaluación.

4. CONCRECIÓN DE PLANES, PROGRAMAS Y PROYECTOS	
1. Actividades que estimulen el interés por la lectura y la capacidad de expresarse correctamente en público	Desarrollar la comprensión lectora es un fin prioritario para toda la comunidad educativa. Para ello es necesario fomentar el hábito lector entre el alumnado. Desde el Departamento de Física y Química se contribuirá a mejorar y enriquecer el vocabulario básico haciendo lectura en voz alta de los diferentes apartados del libro de texto. Con esa lectura en voz alta, además de mejorar la dicción y la entonación, se favorecerá la correcta expresión. También se hará hincapié en la etimología de los términos científicos y se propondrán sinónimos con el fin de mejorar la comprensión.
2. Plan de digitalización	El uso de las tecnologías de la información y de la comunicación será de gran utilidad en el desarrollo de las unidades didácticas. En el libro de texto aparecen recogidas direcciones de páginas web interesantes que favorecen el aprendizaje de los conceptos fundamentales. Para los trabajos en equipo e informes de Laboratorio, se propondrán temas de actualidad que precisen el uso de las TIC. Proponer la realización de trabajos que serán expuestos en el aula y para los que se podrá hacer uso de las TIC. Uso de simuladores digitales interactivos para la exposición y comprensión de conceptos.

5. ACTIVIDADES COMPLEMENTARIAS Y EXTRAESCOLARES
Además de las actividades estrictamente académicas, el Centro desarrolla en su oferta educativa otras experiencias de aprendizaje que complementan la educación formal que recibe el alumnado. El valor de estas otras actividades reside en el hecho de que contribuyen a la adquisición de actitudes y valores como son la participación, la implicación en el trabajo en grupo y el respeto por los demás, fundamentales para lograr la educación integral de los estudiantes. Por otro lado, exigen una buena planificación, siendo necesario definir previamente los objetivos y ocuparse de la gestión y condiciones para su buen desarrollo. Se planificarán un máximo de dos actividades de este tipo por trimestre, procurando que las fechas de realización interfieran lo menos posible en los horarios, exámenes, evaluaciones, etc. No obstante, se podrá incluir alguna actividad no prevista en esta programación que sea de interés para la formación del alumnado, siempre que esté de acuerdo con las directrices del Servicio de Inspección Educativa.

6. RECURSOS Y MATERIALES DIDÁCTICOS	
Libro de texto	Química. Editorial McGraw Hill. ISBN: 978-84-486-3931-0.
Materiales didácticos	Cuaderno de clase y material de escritura (lápiz, bolígrafo, goma, etc.).
TIC	Ordenador personal con conexión a Internet (recursos propios o facilitados por el Centro), con el que pueda acceder, entre otras, al correo electrónico de Educastur y a la plataforma Microsoft Teams.
Otros	Calculadora científica de tipo básico.

7. PROCEDIMIENTO EN CASO DE INAPLICABILIDAD DE LA EVALUACIÓN CONTINUA
En caso de imposibilidad de aplicación correcta de los criterios de evaluación y de la propia evaluación continua (ausencia continuada a clases que superen el 20% de las sesiones lectivas de la materia), será de aplicación lo previsto en la concreción curricular del centro. En estos casos, previa aplicación del protocolo establecido en el centro a estos efectos, el/la alumno/a deberá realizar las actividades evaluables y pruebas escritas u orales de la evaluación en curso correspondientes con los criterios de evaluación de la materia no superados.

8. INDICADORES DE LOGRO Y PROCEDIMIENTO DE EVALUACIÓN DE LA PROGRAMACIÓN DOCENTE
Se realizará el seguimiento y evaluación de las programaciones docentes al menos trimestralmente y siempre que se considere conveniente. Este procedimiento se complementará con la autoevaluación y coevaluación que se realice con el alumnado: aportaciones, sugerencias, aclaraciones que los mismos realicen. La finalidad ha de ser la de obtener información acerca de si el desarrollo de la programación sirve para que el alumnado progrese en su aprendizaje o, por el contrario, se observan desajustes que requieran introducir modificaciones. Los aspectos se van a valorar son los siguientes: • Análisis de resultados. • Cumplimiento de la temporalización de la programación. • Metodología: acuerdos, modificaciones, idoneidad de textos utilizados, integración de las TIC, recursos y organización de espacios. • Medidas de atención a la diversidad: valoración de medidas generales y específicas. • Contribución a proyectos y programas del centro. • Organización y funcionamiento del Departamento: desarrollo de las reuniones y actas, información al profesorado, coordinación del profesorado, información al alumnado y familias, idoneidad de las actividades complementarias y extraescolares. • Propuestas de mejora. Al finalizar cada trimestre, como mínimo, se emitirá un informe sobre el seguimiento de dichos aspectos y, si procede, las propuestas de mejora pertinentes. Éste se incorporará a las actas de Departamento.