



QUÍMICA 2º BACHILLERATO

1. Organización y secuenciación de los contenidos de la asignatura

Los contenidos del área de Química 2º de Bachillerato se estructuran, de acuerdo el currículum oficial, en los siguientes bloques:

Bloque 1: La actividad científica.

CONTENIDOS: 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.

Bloque 2: Estructura y propiedades de las sustancias.

CONTENIDOS: Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Böhr. 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. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Propiedades de las sustancias con enlace covalente. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico. Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.

Bloque 3: Aspectos generales de las reacciones químicas.

CONTENIDOS: Sistemas termodinámicos. Primer principio de la termodinámica. Energía interna. Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Segundo principio de la termodinámica. Entropía. Factores que intervienen en la espontaneidad de una reacción química. Energía de Gibbs. Consecuencias sociales y medioambientales de las reacciones químicas de combustión. 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. Equilibrios con gases. Factores que afectan al estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.



Bloque 4: Reacciones químicas.

CONTENIDOS: Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry. Equilibrio ácido-base. 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. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. 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.

1.1 Contenidos desarrollados en las unidades didácticas

UNIDAD	BLOQUE	CONTENIDOS
UD 0 Conceptos generales de Química	1	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.
UD 1 Termodinámica química	3	Introducción a la termodinámica. Sistemas y variables termodinámicas. Teoría cinético-molecular de la materia. Energía interna. Equilibrio térmico y temperatura. Principio cero de la termodinámica. Energía transferida mediante calor. Propagación de la energía térmica. Efectos del calor. Energía transferida mediante trabajo. Trabajo de expansión y compresión de un gas. Diagrama presión volumen. Conservación de la energía. Equivalente mecánico del calor. Primer principio de la termodinámica. <i>Aplicaciones del primer principio*</i> . <i>Máquinas térmicas*</i> .



		<p>Espontaneidad y procesos termodinámicos. Entropía. Segundo principio de la termodinámica.</p> <p>Intercambio de energía en las reacciones químicas. Calor de reacción. Entalpía estándar de reacción. Entalpía estándar de formación. Entalpía estándar de combustión. Entalpía de enlace. Ley de Hess.</p> <p>Espontaneidad de las reacciones químicas. Entropía estándar de reacción. Energía libre de Gibbs. Energía libre de Gibbs estándar de formación. Energía libre de Gibbs estándar de reacción. Criterios de espontaneidad.</p> <p>Usos y efectos de las reacciones de combustión. Consecuencias sociales y medioambientales de las reacciones químicas de combustión.</p>
UD 2 Cinética Química	3	<p>Velocidad de reacción.</p> <p>Teoría de las colisiones. Teoría del complejo activado.</p> <p>Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración. Determinación del orden de reacción.</p> <p>Factores que afectan a la velocidad de reacción.</p> <p>Catálisis enzimática.</p> <p>Mecanismos de reacción.</p>
UD 3 Equilibrio químico	3,4	<p>Equilibrio químico. Equilibrio homogéneo y heterogéneo.</p> <p>Ley de acción de masas. Constante de equilibrio K_c. Grado de disociación.</p> <p>Cociente de reacción. Equilibrios entre gases. Constante de equilibrio K_p. Relación entre K_c y K_p.</p> <p>Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Châtelier. Modificación en la concentración de reactivos y productos.</p> <p>Modificación de la presión y el volumen.</p> <p>Modificación de la temperatura. Adición de un catalizador.</p> <p>Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en</p>



		situaciones de la vida cotidiana. El proceso Haber-Bosch.
UD 4 Reacciones ácido-base	4	<p>Características generales de ácidos y bases.</p> <p>Teoría de la disociación iónica o de Arrhenius.</p> <p>Teoría de Brönsted-Lowry o del par ácido-base conjugado.</p> <p>Teoría ácido-base de Lewis.</p> <p>Equilibrio iónico del agua.</p> <p>Medida de la acidez. Concepto de pH.</p> <p>Fuerza relativa de ácidos y bases. Ácidos fuertes y débiles. Bases fuertes y débiles.</p> <p>Constante de basicidad. Cálculo del pH.</p> <p>Relación entre K_a y K_b de pares conjugados. Relación entre K_a y K_b y su estructura química.</p> <p>Reacciones de neutralización.</p> <p>Neutralización ácido fuerte –base fuerte.</p> <p>Neutralización ácido débil-base fuerte.</p> <p>Neutralización ácido fuerte-base débil.</p> <p>Volumetrías ácido-base. Curvas de valoración.</p> <p>Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales.</p> <p>Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.</p> <p>Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo: obtención, propiedades y aplicaciones.</p> <p>Contaminación ambiental.</p>
UD 5 Equilibrio de solubilidad y precipitación	3,4	<p>Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación. Solubilidad. Producto de solubilidad. Efecto del ión común en los equilibrios de solubilidad. Efecto salino. Efecto del pH sobre el equilibrio de solubilidad.</p>
UD 6 Reacciones de transferencia de electrones	4	<p>Concepto de oxidación y reducción.</p> <p>Evolución histórica. Variación del número de oxidación.</p> <p>Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón.</p> <p>Estequiometría de las reacciones redox.</p>



		<p>Valoración redox. Tratamiento experimental. Pilas voltaicas. Montaje y funcionamiento de la pila Daniell. Potenciales estándar de electrodo. Potenciales estándar de reducción. Potencial estándar de una pila. Pilas y baterías eléctricas. Pilas de combustible. Electrolisis. Electrolisis del agua. Electrolisis del cloruro de sodio en disolución acuosa. Leyes de Faraday. Aspectos cuantitativos de a electrólisis. Aplicaciones de la electrólisis. Corrosión de metales. Prevención.</p>
<p>UD 7 Estructura atómica de la materia y Sistema Periódico</p>	<p>1, 2</p>	<p>Magnitudes atómicas. Número atómico y número másico. Iones. Isótopos. Historia de los modelos atómicos. Modelo atómico de Dalton. Modelo atómico de Thomson. Modelo atómico de Rutherford. Orígenes de la teoría cuántica. Radiación del cuerpo negro. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos. Modelo atómico de Bohr. Modelo de Bohr-Sommerfeld. Mecánica cuántica. Dualidad onda-corpúsculo. Hipótesis de Broglie. Principio de indeterminación de Heisenberg. La mecánica ondulatoria. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Configuración electrónica. Partículas subatómicas: origen del Universo. Historia del sistema periódico. La tabla periódica de Mendeleiev. La ley periódica. Sistema periódico actual. Las configuraciones periódicas de los elementos a lo largo de la tabla periódica. Apantallamiento y carga nuclear efectiva. Variación de la carga nuclear efectiva a lo largo de la tabla periódica. Propiedades periódicas. Radio atómico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad. Las propiedades físico-químicas y la posición en la tabla periódica.</p>



<p>UD 8 Enlace químico</p>	<p>2</p>	<p>¿Por qué se unen los átomos? Distancia de enlace. Diagramas de energía en función de la distancia entre átomos. Octeto electrónico. Tipos fundamentales de enlace.</p> <p>Enlace iónico. Energía en las redes iónicas. Ciclo de Born-Haber. Ecuación de Born-Landé. Propiedades de los compuestos iónicos.</p> <p>Enlace covalente. Características generales del enlace covalente. Sustancias covalentes moleculares y sólidos covalentes atómicos. Propiedades generales de los compuestos covalentes.</p> <p>Enlace metálico. Teoría de la nube electrónica. Teoría de bandas. Propiedades de los metales. Comparación de las propiedades físicas en función del tipo de enlace.</p>
<p>UD 9 Enlace covalente</p>	<p>2</p>	<p>Octeto de Lewis. Representación de las moléculas. Excepciones del octeto. Enlace covalente coordinado o dativo. Estructuras resonantes.</p> <p>Geometría de enlace. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).</p> <p>Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Tipos de hibridación.</p> <p>Polaridad. Polaridad de enlace. Momento dipolar de enlace. Momento dipolar total o molecular. Moléculas covalentes y redes covalentes.</p> <p>Enlace entre moléculas. Enlace de hidrógeno. Enlace intermolecular dipolo-dipolo. Enlace intermolecular dipolo instantáneo-dipolo inducido.</p> <p>Propiedades físicas y fuerzas de enlace. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.</p>

1.2 Contenidos mínimos

Todos los del apartado anterior, excepto los párrafos en letra cursiva señalados con asterisco (*)



1.3. Secuenciación

1 ^a EVALUACIÓN	UD 1. Termodinámica química UD 2. Cinética Química UD 3. Equilibrio Químico
2 ^a EVALUACIÓN	UD 4. Reacciones Ácido-Base UD 5. Equilibrio de Solubilidad y Precipitación UD 6. Reacciones de Transferencia de Electrones
3 ^a EVALUACIÓN	UD 7. Estructura atómica de la materia y Sistema Periódico. UD 8. Enlace Químico UD 9. Enlace Covalente

2. Evaluación

2.1. Instrumentos y procedimientos de evaluación

Pruebas escritas

En las pruebas escritas aparecerán dos tipos de preguntas:

- Las *cuestiones teóricas o teórico-prácticas*, en las que se valorará positivamente el rigor y la precisión en la utilización de los conceptos, la argumentación y el correcto razonamiento.
- Las *cuestiones prácticas*, en las que se valorará, principalmente, el proceso de resolución del problema, la coherencia del planteamiento y el adecuado manejo de los conceptos necesarios para resolverlo. Se priorizará este procedimiento sobre las manipulaciones algebraicas que conducen a la solución numérica salvo que el resultado sea incoherente. También se requerirá el uso correcto de las unidades.

En ambas cuestiones: la presentación será tenida en cuenta, así como el orden, la limpieza y claridad en la exposición.

Prueba extraordinaria

Consistirá en una prueba de contenidos de todo el curso que realizarán los estudiantes que tengan suspendida la asignatura en la convocatoria ordinaria.



Trabajos y producciones del alumnado

Pueden ser desde descripción y análisis de experiencias realizadas en casa o en el laboratorio a trabajos basados en la búsqueda de información sobre un determinado tema que conlleve la elaboración de textos, presentaciones, videos, etc. Así como trabajos sobre la lectura de libros, textos, etc.

2.2. Estándares de aprendizaje evaluables

A continuación, se detallan los estándares de aprendizaje evaluables relacionados con su correspondiente criterio de evaluación. A su vez se indica la competencia cuyo desarrollo corresponde a cada criterio de evaluación. Todo esto según está establecido en la la Orden ECD/494/2016, de 26 de mayo.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE
Crit.QU.1.1. Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.	CCL-CAA-CSC	<i>Est.QU.1.1.1. Aplica habilidades necesarias para la investigación científica: trabajando tanto individualmente como en grupo, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos mediante la observación o experimentación, analizando y comunicando los resultados y desarrollando explicaciones mediante la realización de un informe final.*</i>
Crit.QU.1.2. 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.	CAA-CSC	<i>Est.QU.1.2.1. Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.*</i>



<p>Crit.QU.1.3. 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.</p>	<p>CCL-CSC</p>	<p><i>Est.QU.1.3.1. Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.*</i></p>
<p>Crit.QU.1.4. Diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental.</p>	<p>CCL-CD-CAA-CIEE</p>	<p><i>Est.QU.1.4.1. Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet, identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica.*</i></p>
		<p><i>Est.QU.1.4.2. Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente de información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.*</i></p>
		<p><i>Est.QU.1.4.3. Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.*</i></p>
		<p><i>Est.QU.1.4.4. Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.*</i></p>



<p>Crit.QU.2.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.</p>	<p>CMCT-CCEC</p>	<p>Est.QU.2.1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.</p>
		<p><i>Est.QU.2.1.2. Relaciona el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados con la interpretación de los espectros atómicos.*</i></p>
<p>Crit.QU.2.2. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Böhr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.</p>
<p>Crit.QU.2.3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.</p>	<p>CMCT</p>	<p><i>Est.QU.2.3.1. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.*</i></p>
		<p><i>Est.QU.2.3.2. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.*</i></p>



<p>Crit.QU.2.4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.4.1. Conoce las partículas subatómicas básicas explicando sus características.</p>
<p>Crit.QU.2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.5.1. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la tabla periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, utilizando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.</p>
<p>Crit.QU.2.6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.</p>
<p>Crit.QU.2.7. 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.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.7.1. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.</p>
<p>Crit.QU.2.8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas y de estructuras cristalinas y deducir sus propiedades.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.8.1. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de</p>



		valencia para la formación de los enlaces.
Crit.QU.2.9. 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.	CMCT	Est.QU.2.9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
		Est.QU.2.9.2. 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.
Crit.QU.2.10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y la TRPECV, así como la TEV para su descripción más compleja.	CMCT	Est.QU.2.10.1. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).
Crit.QU.2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.	CMCT	Est.QU.2.11.1. Da sentido a los parámetros de enlace (energía, distancia y ángulo de enlace) en sustancias con enlace covalente utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.



<p>Crit.QU.2.12. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.12.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.</p>
<p>Crit.QU.2.13. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.13.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.</p>
<p>Crit.QU.2.14. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.</p>	<p>CMCT-CSC</p>	<p>Est.QU.2.14.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos estudiados, aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.</p>
<p>Crit.QU.2.10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y la TRPECV, así como la TEV para su descripción más compleja.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.10.1. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).</p>



<p>Crit.QU.2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.11.1. Da sentido a los parámetros de enlace (energía, distancia y ángulo de enlace) en sustancias con enlace covalente utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.</p>
<p>Crit.QU.2.12. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.12.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.</p>
<p>Crit.QU.2.13. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.2.13.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.</p>
<p>Crit.QU.2.14. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.</p>	<p>CMCT-CSC</p>	<p>Est.QU.2.14.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos estudiados, aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.</p>



<p>Crit.FQ.3.1. Interpretar el primer principio de la termodinámica como el principio de conservación de la energía en sistemas en los que se producen intercambios de calor y trabajo.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.1.1. Relaciona la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso.</p>
<p>Crit.FQ.3.2. Reconocer la unidad del calor en el Sistema Internacional y su equivalente mecánico.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.2.1. Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor, tomando como referente aplicaciones virtuales asociadas al experimento de Joule.</p>
<p>Crit.FQ.3.3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.3.1. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.</p>
<p>Crit.FQ.3.4. Conocer las posibles formas de calcular la entalpía de una reacción química.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.4.1. Calcula 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 interpreta su signo.</p>
<p>Crit.FQ.3.5. Dar respuesta a cuestiones conceptuales sencillas sobre el segundo principio de la termodinámica en relación</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.5.1. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y de la cantidad de sustancia que interviene.</p>



<p>a los procesos espontáneos.</p>		
<p>Crit.FQ.3.6. Predecir, de forma cualitativa y cuantitativa, la espontaneidad de un proceso químico en determinadas condiciones a partir de la energía de Gibbs.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.6.1. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.</p> <p>Est.FQ.3.6.2. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.</p>
<p>Crit.FQ.3.7. Distinguir los procesos reversibles e irreversibles y su relación con la entropía y el segundo principio de la termodinámica.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.FQ.3.7.1. Plantea situaciones reales o figuradas en que se pone de manifiesto el segundo principio de la termodinámica, y relaciona el concepto de entropía con la irreversibilidad de un proceso.</p>
<p>Crit.FQ.3.8. Analizar la influencia de las reacciones de combustión a nivel social, industrial y medioambiental y sus aplicaciones.</p>	<p>CMCT</p>	<p><i>Est.FQ.3.8.1. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO₂, con su efecto en la calidad de vida, el efecto invernadero, el calentamiento global, la reducción de los recursos naturales, y otros y propone</i></p>



		<i>actitudes sostenibles para minorar estos efectos.*</i>
Crit.QU.3.9. Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición, utilizando el concepto de energía de activación.	CMCT	Est.QU.3.9.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
Crit.QU.3.10. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.	CMCT-CSC	Est.QU.3.10.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
		Est.QU.3.10.2. 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.
Crit.QU.3.11. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.	CMCT	<i>Est.QU.3.11.1. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.*</i>



<p>Crit.QU.3.12. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.3.12.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p, para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada.</p>
		<p>Est.QU.3.12.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.</p>
<p>Crit.QU.3.13. Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.3.13.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p.</p>
<p>Crit.QU.3.14. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.3.14.1. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.</p>
		<p>Est.QU.3.14.2. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.</p>



<p>Crit.QU.3.15. 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 y valorar la importancia que tiene en diversos procesos industriales.</p>	<p>CMCT-CSC</p>	<p>Est.QU.3.15.1. Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, la presión, el volumen en el que se encuentra o bien la concentración de las sustancias participantes, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.</p>
<p>Crit.QU.4.1. Aplicar la teoría de Brönsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.1.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brönsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.</p>
<p>Crit.QU.4.2. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.2.1. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.</p>



<p>Crit.QU.4.3. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas. En particular, realizar los cálculos estequiométricos necesarios en una volumetría ácido-base.</p>	<p>CMCT-CSC</p>	<p>Est.QU.4.3.1. Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base para calcular la concentración de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.</p>
<p>Crit.QU.4.4. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal y la forma de actuar de una disolución reguladora de pH.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.4.1. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, y por qué no varía el pH en una disolución reguladora, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.</p>
<p>Crit.QU.4.5. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.</p>	<p>CSC</p>	<p>Est.QU.4.5.1. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.</p>
<p>Crit.QU.4.6. Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.6.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.</p>
<p>Crit.QU.4.7. Explicar cómo varía la solubilidad de una sustancia iónica poco</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.7.1. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble, interpretando cómo</p>



soluble por el efecto de un ión común.		se modifica al añadir un ión común.
Crit.QU.4.8. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.	CMCT	Est.QU.4.8.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
Crit.QU.4.9. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ión-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.	CMCT	Est.QU.4.9.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.
Crit.QU.4.10. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.	CMCT	Est.QU.4.10.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
		Est.QU.4.10.2. Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.



<p>Crit.QU.4.11. Realizar los cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.11.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox, realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.</p>
<p>Crit.QU.4.12. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.</p>	<p>CMCT</p>	<p>Est.QU.4.12.1. 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.</p>
<p>Crit.QU.4.13. 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.</p>	<p>CMCT-CSC</p>	<p><i>Est.QU.4.13.1. 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></p>
		<p><i>Est.QU.4.13.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.*</i></p>

2.3. Estándares de aprendizaje evaluables mínimos

Los estándares de aprendizajes evaluables mínimos son aquellos que están indicados con letra cursiva y un asterisco en la tabla anterior



3. Calificación

Para la calificación del alumnado se tendrán en cuenta las pruebas escritas y trabajos individuales, para lo cual se valorará:

- El rigor y la precisión en la utilización de los conceptos.
- La utilización de la terminología y el buen uso de las unidades.
- El planteamiento de los problemas.
- Uso de las herramientas matemáticas y procedimiento de resolución de problemas.
- La calidad de las explicaciones.
- El análisis y coherencia de resultados.
- La realización e interpretación de diagramas, gráficas y tablas.
- La presentación, la expresión, el orden y la limpieza.

Pruebas escritas en la primera evaluación: En la primera evaluación se realizará una prueba de Formulación Inorgánica y Orgánica que supondrá un 15% de la nota de dicha evaluación. Además, habrá dos pruebas escritas, de forma que la primera de ellas será sobre una parte de la materia de esa evaluación (35% de la nota) y la segunda sobre toda la materia de la evaluación (50% de la nota).

Pruebas escritas en la segunda y tercera evaluación: se realizarán dos pruebas en cada evaluación. La primera de ellas sobre una parte de la materia de esa evaluación (40% de la nota) y la segunda sobre toda la materia de la evaluación (60% de la nota).

La ponderación de las distintas calificaciones para la nota de evaluación será la siguiente:

PONDERACIÓN DE LAS CALIFICACIONES	
90%	PRUEBAS ESCRITAS
10%	TRABAJOS INDIVIDUALES

La evaluación se considerará aprobada cuando la nota obtenida sea igual o superior a 5. Además, será necesario obtener una nota mínima de 3 en cada una de las pruebas escritas, en caso contrario la evaluación se considerará suspenso.

En caso de no superar la primera o la segunda evaluación habrá un examen de recuperación al comienzo de la siguiente evaluación. En caso de ser aprobadas, la nota de las evaluaciones suspensas será la correspondiente a dicha prueba de recuperación.

Para el alumnado con la asignatura suspenso al finalizar el curso se realizará una prueba de recuperación tipo Evau tal y como aparece en el apartado siguiente.



CALIFICACIÓN FINAL

La calificación final de junio será la media aritmética de las calificaciones obtenidas en las tres evaluaciones, siempre que estas sean mayores de 3. La asignatura se considerará aprobada cuando esta sea igual o superior que 5.

Todos los alumnos realizarán una **prueba final tipo Evau** tras la tercera evaluación:

Para los alumnos aprobados que obtengan en la prueba final una calificación de 7 ó más de 7, les servirá para aumentar en 1 punto la nota final. Para estos alumnos, la calificación obtenida en esa prueba sólo afectará a su nota final para mejorarla, nunca para rebajarla.

Para aquellos alumnos cuya media sea menor que 5, o tengan una evaluación con una calificación inferior a 3, dicha prueba servirá de recuperación. Deberán obtener una nota igual o superior a 5 para aprobar la asignatura.