

Resumen de la programación de QUÍMICA. 2º de Bachillerato de Ciencias. Curso 2020-2021

La presente programación está realizada teniendo en consideración el escenario 1 al que hemos pasado después de las dos primeras semanas del curso que se inició en el escenario 2 con presencia en el aula en días alternos.

En la situación actual se considera que se pueden trabajar en clase todos los contenidos mínimos, que han sido reducidos ligeramente respecto a los de cursos anteriores para poder incluir los contenidos de 1º de bachillerato correspondientes al tercer trimestre y considerados oficialmente como no impartidos.

En el caso de que se pasase a un escenario 2 ó 3 se transmitirían las clases en directo para mantener el mismo ritmo de trabajo con todo el grupo e intentar completar todos los contenidos programados, algo que se considera especialmente importante en segundo de bachillerato de cara a los estudios posteriores. No obstante, en el escenario 3 y en función de las fechas habría que modificar significativamente el procedimiento de evaluación.

En el caso de que algún alumno ocasionalmente deba estar confinado en su domicilio, podría seguir las clases en directo como en un escenario 2 y realizar las tareas a través de la plataforma virtual.

En consecuencia y siguiendo las instrucciones recibidas, se seguirá esta programación durante el primer trimestre del curso, y será revisada al final del mismo para introducir las modificaciones que resulten pertinentes en función de la situación académica y sanitaria.

CONTENIDOS MÍNIMOS

Se detallan, a continuación, los contenidos que se consideran mínimos, tanto en los bloques que establece el currículo como en las correspondientes unidades del libro de texto.

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 0: Repaso de química

Relaciones entre masa, mol, número de átomos, moléculas e iones de una especie química.

Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.

Gases y mezclas de gases. Variables que intervienen en cálculos con gases. Relaciones cuantitativas en gases y mezclas de gases.

Disoluciones. Expresión de la concentración en disoluciones. Mezclas. Diluciones.

Estequiometría. Reactivos o productos gaseosos o en disolución. Reactivos impuros. Reactivo limitante.

Cálculo de la fórmula empírica de una sustancia orgánica e inorgánica.

Determinación de la fórmula molecular de una sustancia conociendo determinados datos físico-químicos.

Cálculo de las variables que definen un gas a través de la ecuación de los gases ideales.

Determinación de la presión parcial de un gas y su fracción molar en mezclas gaseosas ideales.

Expresión de la concentración de una disolución utilizando diferentes variables.

Cálculo de la molaridad de una disolución comercial conociendo su densidad y la riqueza.

Realización de cálculos cuantitativos en reacciones químicas con sustancias gaseosas, en disolución y en mezclas de gases.

Determinación del reactivo limitante y su aplicación en estequiometría.

Bloque 2: Estructura y propiedades de las sustancias

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 1: ESTRUCTURA ATÓMICA DE LA MATERIA

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 2: SISUNIDAD DIDÁCTICA PERIÓDICO

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 3: ENLACE QUÍMICO

¿Por qué se unen los elementos?

Enlace iónico.

Energía de las redes iónicas.

Propiedades de las sustancias con enlace iónico.

Enlace covalente.

Enlace metálico.

Comparación de las propiedades físicas en función del tipo de enlace.

UNIDAD DIDÁCTICA 4: ENLACE COVALENTE

Octeto de Lewis.

Geometría de enlace.

Hibridación.

Polaridad.

Enlace entre moléculas.

Propiedades físicas y fuerzas de enlace.

Bloque 3: Aspectos generales de las reacciones químicas

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 4 BIS: TERMOQUÍMICA.

Introducción a la termoquímica.

Sistemas y variables termodinámicas.

Procesos endotérmicos y exotérmicos.

Primer principio de la termodinámica.

Transferencias de calor a presión constante y a volumen constante.
Entalpía. Cálculos de la entalpía.
Ley de Hess.
Segundo principio de la termodinámica. Entropía.
Espontaneidad de las reacciones. Energía libre de Gibbs.

UNIDAD DIDÁCTICA 5: CINÉTICA QUÍMICA.
Cinética química. Velocidad de reacción.
Teoría de las colisiones.
Teoría del complejo activado.
Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración.
Factores que afectan a la velocidad de reacción.

UNIDAD DIDÁCTICA 6: EQUILIBRIO QUÍMICO.
Definición de equilibrio químico.
Expresiones de la constante de equilibrio, K_c y K_p . Relación entre ambas.
Equilibrios con gases.
Factores que afectan al equilibrio. Principio de Le Chatelier.
Equilibrios heterogéneos. Reacciones de precipitación.
Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana. El proceso Haber-Bosch.

Bloque 4: Reacciones químicas

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.

UNIDAD DIDÁCTICA 7: REACCIONES ÁCIDO-BASE
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.

UNIDAD DIDÁCTICA 8: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES
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.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y SU CONCRECIÓN, PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

Se relacionan, a continuación, los criterios de evaluación y los estándares de aprendizaje distribuidos por temas e indicando las competencias clave correspondientes y los procedimientos de evaluación.

La pandemia ocurrida durante el tercer trimestre del curso anterior, educación no presencial, no afectó a los contenidos y criterios de evaluación adquiridos por los alumnos del curso de 1º bachillerato, puesto que se impartieron con normalidad durante su educación presencial.

Los contenidos del bloque 1 se desarrollan de forma transversal a lo largo del curso y, por ello, aparecen incluidos en todos los temas. Aparecen en negrita los estándares correspondientes a contenidos mínimos.

Unidad didáctica 0: Repaso y ampliación de los contenidos fundamentales de química impartidos en la materia de Física y Química de 1º de Bachillerato, incidiendo sobre todo en la comprensión de enunciados y en las estrategias para la resolución de problemas. Son contenidos transversales.

Unidad didáctica 1. Bloque 1 y 2			
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.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
2.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.	CMCT-CCEC	2.1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. 2.1.2. Relaciona el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados con la interpretación de los espectros atómicos.	Prueba escrita Actividades
2.2. Reconocer la importancia de la teoría mecano-cuántico para el conocimiento del átomo.	CMCT	2.2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Böhr y la teoría mecano-cuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.	Prueba escrita
2.3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: de onda asociadas a su movimiento. Dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre	CMCT	2.3.1. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda. 2.3.2. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.	Actividades
2.4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.	CMCT	2.4.1. Conoce las partículas subatómicas básicas explicando sus características.	Actividades
2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.	CMCT	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.	Prueba escrita

Unidad didáctica 2. Bloque 1 y 2			
CONTENIDOS: 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.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.	CMCT	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.	Prueba escrita
2.6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.	CMCT	2.6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.	Prueba escrita
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.	CMCT	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.	Prueba escrita

Unidad didáctica 3. Bloque 1 y 2			
CONTENIDOS: Enlace químico. Enlace iónico. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. Enlace covalente. 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.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
2.8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas y de estructuras cristalinas y deducir sus propiedades.	CMCT	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 valencia para la formación de los enlaces.	Prueba escrita
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	2.9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. 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.	Prueba escrita Actividades
2.14. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.	CMCT-CSC	2.14.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.	Actividades

Unidad didáctica 4. Bloque 1 y 2			
CONTENIDOS: 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. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
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	2.10.1. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).	Prueba escrita
2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.	CMCT	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.	Prueba escrita
2.12. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos.	CMC	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.	Prueba escrita
2.13. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares.	CMCT	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.	Prueba escrita Actividades

Unidad didáctica 4 Bis. Bloque 1 y 3			
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.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
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.	CMCT	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.	Prueba escrita
3.2. Reconocer la unidad del calor en el Sistema Internacional y su equivalente mecánico.	CMCT	3.2.1. Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor, tomando como referente aplicaciones virtuales asociadas al experimento de Joule.	Actividades
3.3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.	CMCT	3.3.1. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.	Prueba escrita

3.4. Conocer las posibles formas de calcular la entalpía de una reacción química.	CMCT	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.	Prueba escrita
3.5. Dar respuesta a cuestiones conceptuales sencillas sobre el segundo principio de la termodinámica en relación a los procesos espontáneos	CMCT	3.5.1. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y de la cantidad de sustancia que interviene. 3.6.1. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.	Prueba escrita
3.6. Predecir, de forma cualitativa y cuantitativa, la espontaneidad de un proceso químico en determinadas condiciones a partir de la energía de Gibbs.	CMCT	3.6.2. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.	Prueba escrita
3.7. Distinguir los procesos reversibles e irreversibles y su relación con la entropía y el segundo principio de la termodinámica.	CMCT	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.	Prueba escrita
3.8. Analizar la influencia de las reacciones de combustión a nivel social, industrial y medioambiental y sus aplicaciones.	CMCT	3.8.1. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO ₂ , con su efecto en la calidad de vida, el efecto invernadero, el calentamiento global, la reducción de los recursos naturales, y otros y propone actitudes sostenibles para minorar estos efectos.	Actividades

Unidad didáctica 5. Bloque 1 y 3			
CONTENIDOS: Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. Utilización de catalizadores en procesos industriales.			
CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
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	3.9.1. Obtener ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.	Prueba escrita
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	3.10.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción. 3.10.2. Explica el funcionamiento de los catalizadores, relacionándolo con procesos industriales.	Prueba escrita Actividades
3.11. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.	CMCT	3.11.1. Deducir el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.	Prueba escrita

Unidad didáctica 6. Bloque 1, 3 y 4

CONTENIDOS: 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.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
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.	CMCT	3.12.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, Kc y Kp, para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada. 3.12.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.	Prueba escrita
3.13. Relacionar Kc y Kp en equilibrios con gases, interpretando su significado.	CMCT	3.13.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio Kc y Kp.	Prueba escrita
3.14. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.	CMCT	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. 3.14.2. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.	Prueba escrita Actividades
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.	CMCT-CSC	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.	Prueba escrita
4.6. Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.	CMCT	4.6.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.	Prueba escrita
4.7. Explicar cómo varía la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble por el efecto de un ión común.	CMCT	4.7.1. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble, interpretando cómo se modifica al añadir un ión común.	Prueba escrita Actividad

Unidad didáctica 7. Bloque 1 y 4

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.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
4.1. Aplicar la teoría de Brønsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.	CMCT	4.1.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.	Prueba escrita

4.2. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.	CMCT	4.2.1. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.	Prueba escrita Actividad laboratorio
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.	CMCT-CSC	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.	Prueba escrita Actividades
4.4. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal y la forma de actuar de una disolución reguladora de pH.	CMCT	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.	Prueba escrita
4.5. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.	CSC	4.5.1. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.	Actividades

Unidad didáctica 8. Bloque 1 y 4

CONTENIDOS: 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	COMPETENCIAS CLAVE	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES	PROCEDIMIENTO EVALUACIÓN
4.8. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.	CMCT	4.8.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.	Prueba escrita
4.9. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ión-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.	CMCT	4.9.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón. 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.	Prueba escrita
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	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.	Prueba escrita Actividades
4.11. Realizar los cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.	CMCT	4.11.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox, realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.	Prueba escrita
4.12. Determinar la cantidad de sustancia	CMCT	4.12.1. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia	Prueba escrita

depositada en los electrodos de una cuba electrolítica empleando las leyes de Faraday.		depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.	
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.	CMCT-CSC	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 4.13.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.	Actividades

COMPETENCIAS CLAVE:

- CCL Competencia en comunicación lingüística
- CMCT Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología
- CD Competencia digital
- CAA Competencia de aprender a aprender
- CSC Competencia sociales y cívicas
- CIEE Competencia de sentido de iniciativa y espíritu emprendedor
- CCEC Competencia de conciencia y expresiones culturales

INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

PRUEBAS ESCRITAS:

Se realizará un examen tras la finalización de cada una de las unidades que componen el curso. En cada evaluación se realizarán entre 2 y 3 exámenes.

Se contemplan dos tipos diferenciados:

- ✓ Pruebas globales (PEG), una para cada una de las unidades didácticas establecidas en la programación. Se realizarán sin el libro de texto y en ellas se medirá la asimilación y correcta interpretación de los conceptos y procedimientos que se hallan tratado en la unidad.
- ✓ Pruebas cortas (PEC), se procurará realizar al menos una en cada unidad sobre alguno de los procedimientos de resolución de ejercicios prácticos. Su duración no excederá de veinte minutos

ACTIVIDADES:

Las actividades consistirán en búsqueda de información y elaboración de informes, trabajos experimentales, así como actividades de refuerzo y de ampliación que pueden realizarse en casa o en clase. Las actividades tendrán carácter voluntario y para ser tenidas en cuenta deberán ser originales y estar adecuadamente razonadas. Se valorarán los siguientes aspectos:

- Originalidad y rigor
- Presentación global (claridad, orden, limpieza)
- Puntualidad

Tanto las pruebas escritas como las actividades abarcarán el mayor número posible de los estándares de aprendizaje evaluables, teniendo en cuenta las competencias que deben alcanzar los alumnos.

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

Como norma general se realizará una prueba escrita por cada uno de las unidades didácticas del libro de texto, aunque las unidades 1 y 2 y las unidades 3 y 4 podrán realizarse en un único examen respectivamente. Se realizarán dos pruebas específicas sobre formulación inorgánica, una a comienzo y otra a mediados del curso.

La materia se divide en tres partes o evaluaciones, la última de las cuales se engloba en la evaluación final. Para superar el curso hay que aprobar las tres partes por separado.

La calificación cuantitativa de cada una de las evaluaciones se basará en exámenes o pruebas escritas y en la realización de actividades y prácticas de laboratorio (si fuera posible). Dicha calificación se obtendrá:

Pruebas globales:	85%
Pruebas cortas:	10%
Actividades:	5%

Si durante una evaluación no se realizan actividades la calificación cuantitativa saldrá de:

Pruebas globales:	90%
Pruebas cortas:	10%

Se aprobará la evaluación si la nota obtenida es igual o superior a 5.

La nota de evaluación se presenta como un número entero de 1 a 10, por lo que se redondeará la nota media obtenida al promediar los distintos ejercicios realizados. Para aprobar la evaluación se requiere que

la nota de cada prueba escrita global sea igual o superior a 3,5 y que la nota media final sea igual o superior a 5.

Cuando la evaluación resulte suspensa, deberá recuperarse la(s) unidad(es) en las que se hubiera obtenido una nota inferior a 3,5 en las pruebas escritas globales, siempre y cuando la nota media de la evaluación sea superior a 5. Si no se cumple esta condición deberá recuperarse la evaluación completa.

Para integrar a los alumnos suspensos en el ritmo general de trabajo del grupo, se procurará realizar la recuperación lo antes posible, después de las sesiones oportunas de repaso y dudas. Estas pruebas de recuperación tendrán una estructura similar a la de cada una de las unidades. En el caso de que obtengan una calificación igual o superior a 5, esta nota sustituirá a la de la correspondiente unidad o unidades anteriores.

Asimismo, los alumnos que deseen mejorar su nota podrán presentarse a un examen de toda la evaluación. La calificación obtenida en el examen de recuperación o de mejora, sustituirá en el cálculo de la nota final a la del examen correspondiente en la evaluación.

De la primera evaluación se realizará un examen de recuperación durante la segunda evaluación, y de ésta, se realizará un examen de recuperación durante la tercera evaluación, donde se deberá recuperar las partes que se tengan suspensas.

De la tercera evaluación no habrá examen de recuperación. Si se suspende la tercera evaluación, deberá examinarse en el examen final de las partes pendientes de la tercera evaluación.

Cuando se suspenda una recuperación, se irá al examen final con toda la materia de la evaluación.

Para aprobar el curso será imprescindible superar un examen de formulación de Química Inorgánica, que se realizará en las primeras semanas del curso. Posteriormente, durante la segunda evaluación se realizará una recuperación de este examen, para aquellos alumnos que lo superaron en la primera convocatoria. La calificación de este examen no será tomada en cuenta en la elaboración de la nota a final de curso y ni en la primera evaluación.

Para superar el curso será imprescindible tener aprobadas cada una de las tres evaluaciones así como el examen de formulación de Química Inorgánica.

La nota final de la materia será la media aritmética de las obtenidas en las tres evaluaciones, sin redondear.

Quienes no alcancen el aprobado en Junio, deberán realizar una prueba extraordinaria que tendrá una estructura similar a las realizadas durante el curso, y será sobre toda la materia.

La prueba extraordinaria versará sobre los contenidos de cada tema, abarcando el mayor número posible de ellos.

Los criterios de corrección de los exámenes serán los siguientes:

Se valorará positivamente:

- La comprensión de las teorías, conceptos, leyes y modelos físicos.
- La capacidad de expresión científica: claridad, orden, coherencia, vocabulario y sintaxis.
- El correcto planteamiento y la adecuada interpretación y aplicación de las leyes químicas.
- La destreza y habilidad en el manejo de las herramientas matemáticas.
- La correcta utilización de unidades físicas y de notación científica.

- La claridad en los esquemas, figuras y representaciones gráficas.
- El orden de ejecución, la presentación e interpretación de resultados y la especificación de unidades.

Y se valorará negativamente:

- La ausencia de explicaciones, el desorden, la mala presentación o redacción y los errores ortográficos.
- El desconocimiento de las fórmulas químicas de los compuestos utilizados habitualmente en los ejercicios de clase.

Cuestiones teóricas:

- La valoración reflejará si la nomenclatura química usual y los conceptos involucrados se aplican correctamente.
- En todas las cuestiones se nombrarán los compuestos químicos siguiendo alguno de los sistemas usuales. El alumno debe ser capaz de formularlos correctamente como paso previo a la resolución de la cuestión. El desconocimiento de las fórmulas más habituales calificará con 0 el apartado del ejercicio correspondiente.

Problemas numéricos, se valorará principalmente:

- El proceso de resolución del problema, la coherencia del planteamiento, el adecuado manejo de los conceptos básicos. En caso de error algebraico se penalizarán gravemente las soluciones incorrectas que sean incoherentes.
- Los razonamientos, explicaciones y justificaciones del desarrollo del problema. La reducción del problema a meras expresiones matemáticas sin ningún tipo de razonamientos, justificaciones o explicaciones supone que el problema no se califique con la máxima puntuación.
- El uso correcto de las unidades.

Una ausencia por encima del 20% de las horas de la materia determina la pérdida del derecho de evaluación continua y el alumno sólo se podrá presentar al examen final de junio y la prueba extraordinaria de septiembre, si fuera necesario.

Los alumnos que copien durante la realización de algún examen o tengan a su alcance cualquier tipo de "chuleta" serán calificados con un cero y, en consecuencia, suspenderán la correspondiente evaluación. No se permiten libros, apuntes ni aparatos electrónicos, incluidos móviles, que serán considerados a todos los efectos como "chuletas".

Está permitido el uso de calculadoras que no tengan las siguientes prestaciones: posibilidad de transmitir datos, programable, pantalla gráfica, resolución de ecuaciones o almacenamiento de datos alfanuméricos.

PLAN DE CONTINGENCIA

Escenario 2 (semipresencial)

- Plataforma utilizada: Google Classroom.

Esta plataforma se utiliza habitualmente para compartir materiales en la enseñanza presencial. En la enseñanza en alternancia se utiliza para transmitir la clase en directo a los alumnos que están en sus casas. En el supuesto caso de la enseñanza a distancia se compaginarían las clases en directo con la realización de actividades, siempre a través de esta plataforma.

- Medio de comunicación.

La comunicación con los alumnos será en todos los casos a través del Classroom en el que todos los alumnos están habilitados con la cuenta de correo del instituto. En dicha plataforma se habilitará un archivo con los contenidos trabajados cada día y los ejercicios propuestos.

- Selección de contenidos mínimos y de materiales de trabajo.

Los contenidos mínimos son los establecidos en la programación, si bien se revisarán en función de las circunstancias.

Los materiales de trabajo consisten fundamentalmente en la realización de ejercicios de aplicación de los contenidos. En el caso de que los alumnos se encuentren en sus domicilios, dichos ejercicios, así como unos resúmenes de los distintos contenidos se ponen a disposición de los alumnos en la plataforma.

- Selección de actividades. Determinación del modo de envío y recepción de actividades.

Al transmitir la clase en directo para los alumnos que están en su domicilio, todos los alumnos realizarán las mismas actividades tanto las que se realicen durante la clase como las que se propongan como tarea. Al comienzo de cada clase, se resolverán las dudas de las actividades propuestas en la sesión anterior.

- Temporalización en el envío de tareas.

Durante la realización en clase de exámenes o pruebas escritas, se propondrán al resto de alumnos actividades a través de Classroom que deberán realizar al mismo tiempo y entregar en la misma plataforma.

- Modo de corrección de tareas y realización del necesario feedback.

Las tareas se corregirán con la mayor prontitud posible una vez descargadas de la plataforma y tanto la calificación como las indicaciones que procedan se devolverán a través de la misma plataforma.

- Clases online a realizar. Concreción del sistema de evaluación.

Se transmitirán en directo todas las clases en el horario correspondiente a la materia y con su misma duración. El sistema de evaluación será el establecido en la programación.

Escenario 3 (100 % a distancia)

En este escenario se seguirían impartiendo las clases en directo desde el instituto o desde casa, según proceda. Sí sufriría modificación el sistema de evaluación, que no permitiría realizar exámenes tradicionales, que serían sustituidos por actividades relativas a los distintos contenidos y criterios de evaluación, realizadas bien en tiempo real durante la clase, bien a lo largo de un periodo de tiempo mayor, según la disponibilidad de conexión de los alumnos y la naturaleza de la propia actividad.

En este escenario, presumiblemente habría que modificar los contenidos mínimos en función de la duración del mismo y de lo avanzado del curso, siguiendo las instrucciones que, en su caso, se reciban del departamento de educación.

Escenario 1 (presencial)

En este escenario las clases son presenciales. No obstante, se mantiene en activo la plataforma Classroom como medio de compartir materiales didácticos con los alumnos, como medio de comunicación y control de la actividad mediante el diario de clase.

Además, en el caso de que haya algún alumno confinado en su domicilio, se procederá como en el escenario 2 para que pueda seguir las clases en directo y realizar las actividades.