

**DOCUMENTO INSTITUCIONAL DIGITALIZADO**

DOCUMENTO

**PROGRAMACIÓN DIDÁCTICA DE QUÍMICA**

**2º de BACHILLERATO**

**CURSO 2023-2024**

**DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA**

**IES LUCAS MALLADA**

Fecha de actualización

**20 de marzo de 2024**

## ÍNDICE

a) Competencias específicas y criterios de evaluación asociados a ellas.....	4
b) Concreción, agrupamiento y secuenciación de los saberes básicos y de los criterios de evaluación en unidades didácticas.....	8
c) Procedimientos e instrumentos de evaluación, con especial atención al carácter formativo de la evaluación y a su vinculación con los criterios de evaluación.....	15
d) Criterios de calificación. ....	23
e) Características de la evaluación inicial, criterios para su valoración, así como consecuencias de sus resultados en la programación didáctica y, en su caso, el diseño de los instrumentos de evaluación .....	24
f) Actuaciones generales de atención a las diferencias individuales. ....	24
g) Plan de recuperación de materias pendientes. ....	24
h) Estrategias didácticas y metodológicas: Organización, recursos, agrupamientos, enfoques de enseñanza, criterios para la elaboración de situaciones de aprendizaje y otros elementos que se consideren necesarios.....	25
i) Concreción del Plan de implementación de elementos transversales establecido en el Proyecto Curricular de Etapa.....	26
j) Concreción del Plan de utilización de las Tecnologías digitales establecido en el Proyecto Curricular de Etapa.....	27
k) En su caso, medidas complementarias que se plantean para el tratamiento de las materias dentro de proyectos o itinerarios bilingües o plurilingües o de proyectos de lenguas y modalidades lingüísticas propias de la comunidad autónoma de Aragón. ....	28
l) Mecanismos de revisión, evaluación y modificación de las programaciones Didácticas en relación con los resultados académicos y procesos de mejora. ....	28
m) Actividades complementarias y extraescolares programadas por cada departamento, equipo u órgano de coordinación didáctica que corresponda, de acuerdo con el Programa anual de actividades complementarias y extraescolares establecidas por el centro, concretando la	

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

incidencia de las mismas en la evaluación del alumnado.....28

IES LUCAS MALLADA

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

### **a) Competencias específicas y criterios de evaluación asociados a ellas.**

**CE.Q.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.**

Criterios de evaluación

1.1. Reconocer la importancia de la Química y sus conexiones con otras materias 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 disciplinas 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.Q.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.**

Criterios de evaluación

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.

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

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.Q.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.**

Criterios de evaluación

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.Q.4: Reconocer la importancia del uso responsable de los productos y procesos químicos, elaborando argumentos informados sobre la influencia**

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

**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”.**

Criterios de evaluación

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.Q.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.**

Criterios de evaluación

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 disciplina.

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.

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

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.Q.6: Reconocer y analizar la Química como una materia 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.**

Criterios de evaluación

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.

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

## **b) Concreción, agrupamiento y secuenciación de los saberes básicos y de los criterios de evaluación en unidades didácticas.**

Se indican a continuación los saberes básicos, criterios de evaluación y aprendizajes de Química de 2º de bachillerato LOMLOE impartidos en Química NM/NS impartidos en el BI.

### **Saberes básicos**

#### **B. Reacciones químicas**

##### **B.2. Cinética Química:**

- Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.
- Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.
- Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.

##### **B.3. Equilibrio químico:**

- 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.
- La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre  $K_C$  y  $K_P$  y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.
- 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 o temperatura del sistema.

##### **B.4. Reacciones ácido-base:**



Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

- Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.
- Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.
- pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes  $K_a$  y  $K_b$ .
- Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.
- Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.
- Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.

#### **B.5. Reacciones redox:**

- Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.
- Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones Químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.
- Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox.
- Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.
- Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA PESO: 5			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos exp que llevan asociados.	<p><b>A.1. Espectros atómicos</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 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.</li> <li>- Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.</li> </ul> <p><b>A.2. Principios cuánticos de la estructura atómica</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 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.</li> <li>- Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.</li> <li>- 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.</li> </ul>
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.	
	2.2.		
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.1.3. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.	
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.1.4. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.	
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.1.5. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.	
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.		
	6.2.		
	6.3.		

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 2: LA TABLA PERIÓDICA PESO: 8			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	<p>AP.2.1. 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>AP.2.2. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.</p> <p>AP.2.3. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y</p>	<p><b>A.3. Tabla periódica y propiedades de los átomos</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos en base a sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.</li> <li>- Configuración electrónica de un elemento a partir de su posición en la tabla periódica.</li> <li>- 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.</li> </ul>
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.		
	2.2.		
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.		
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.		
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5.	5.1.		
	5.2.		

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

(resolución de problemas)	5.3.	periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.	
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.		
	6.2.		
	6.3.		

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 3: ENLACE QUÍMICO PESO: 12			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.3.1. 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.	<p><b>A.4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 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.</li> <li>- Modelos de Lewis, TRPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de sustancias moleculares y las características de los sólidos.</li> <li>- Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.</li> <li>- Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.</li> <li>- Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de sustancias moleculares.</li> </ul>
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.3.2. Aplica el ciclo de Borh-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.	
	2.2.	AP.3.3. 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.	
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.3.3. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).	
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.3.4. 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.	
	4.2.	AP.3.5. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.	
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.3.6. 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.	
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.	AP.3.7. 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.	
	6.2.		
	6.3.		

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 4: TERMOQUÍMICA PESO: 10			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	<p>AP.4.1. 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>AP.4.2. Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor tomando como referente aplicaciones virtuales interactivas asociadas al experimento de Joule.</p> <p>AP.4.3. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.</p> <p>AP.4.4. 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>AP.4.5. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y la cantidad de sustancia que interviene.</p> <p>AP.4.6. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.</p> <p>AP.4.7. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos entrópicos y de la temperatura.</p> <p>AP.4.8. 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>AP.4.10. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO<sub>2</sub>, 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.</p>	<p><b>B.1. Termodinámica química</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.</li> <li>– Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.</li> <li>– 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.</li> <li>– Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.</li> <li>– Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema..</li> </ul>
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.		
	2.2.		
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.		
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.		
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.		
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.		
	6.2.		
	6.3.		

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 5: CINÉTICA QUÍMICA PESO: 6			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	<p>AP.5.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.</p>	<p><b>B.2. Cinética química</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>– Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.</li> <li>– Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.</li> </ul>
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2.	2.1.		
	2.2.		

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

(modelos y leyes)	2.3.	AP.5.2. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.	- Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.5.3. 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.	
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.5.4. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.	
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.		
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.		
	6.2.		
	6.3.		

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 6: EQUILIBRIO QUÍMICO PESO: 21			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.6.1. 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.	<b>B.3. Equilibrio químico</b> - 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. - La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre $K_c$ y $K_p$ y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos. - 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 o temperatura del sistema.
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.6.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.	
	2.2.		
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.6.3. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio $K_c$ y $K_p$ . AP.6.4. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.	
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.6.5. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.	
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.6.6. Aplica el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.	
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6.	6.1.		

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

(explicar conceptos)	6.2.	AP.6.7. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.	
	6.3.	AP.6.8. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.	

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 7: REACCIONES ÁCIDO-BASE PESO: 20			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.7.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados. AP.7.2. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles. AP.7.3. Calcula el pH de diferentes disoluciones con distintas concentraciones y sistemas ácido-base. AP.7.3. Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base. AP.7.4. 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 eq. que tienen lugar. AP.7.5. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.	<b>B.4. Reacciones ácido-base</b> – Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. – Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. – pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes $K_a$ y $K_b$ . – Concepto de pares ácidos y bases conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. – Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. – Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.		
	2.2.		
	2.3.		
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.		
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.		
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.		
	5.2.		
	5.3.		
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.		
	6.2.		
	6.3.		

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 8: REACCIONES REDOX PESO: 18			
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.8.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras AP.8.2. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.	<b>B B.5. Reacciones redox</b> – Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. – Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.
	1.2.		
	1.3.		
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.		
	2.2.		
	2.3.		

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.8.3. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox.</li> <li>- Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.</li> <li>- Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.</li> </ul>
	3.2.		
	3.3.		
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.8.4. Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.	
	4.2.		
	4.3.		
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.8.5. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.	
	5.2.		
	5.3.	AP.8.6. 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.	
	5.4.		
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.	AP.8.7. 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.	
	6.2.		
	6.3.	AP.8.8. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.	

**c) Procedimientos e instrumentos de evaluación, con especial atención al carácter formativo de la evaluación y a su vinculación con los criterios de evaluación.**

Los procedimientos, instrumentos de evaluación y su descripción son:

Procedimientos	Instrumentos	Descripción
Observación sistemática. (O. S.)	Escalas de observación. (E. O.)	Escala numérica que determina el logro o intensidad del hecho evaluado. Podrán implementarse rúbricas para la asignación numérica en esta escala.
	Listas de control (L. C.)	Registra la presencia o ausencia de un determinado rasgo, conducta o secuencia de acciones. Se anotará como sí o no.
	Registro anecdótico (R. A.)	Registros observables no previsibles pero susceptibles de evaluación. En caso de tener el estándar en cuestión ya aprobado, podrá representar hasta un 10 % (un punto) adicional en su calificación y podrán aplicarse en cualquiera de los aprendizajes que sean evaluables dentro de la programación.
Análisis de producciones de los alumnos. (A. P.)	Resolución de ejercicios y problemas (R.E.)	Producciones hechas en clase y que incluyen análisis de datos, ejercicios de tipo numérico y de razonamiento, la realización de problemas y su visión crítica. Podrán ser individuales o en grupo, en cuyo caso la calificación será conjunta a no ser que se observen diferencias dentro de un mismo grupo.
	Informes de prácticas.	Producciones escritas a raíz de una práctica realizada en clase o laboratorio.



Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

	(I. P.)	
	Trabajos de investigación (T. I.)	Trabajos que se realizan tanto en las horas de clase como fuera, pero que tienen que ser expuestas en clase. Pueden ser grupales o individuales.
Pruebas específicas (P. E.)	Pruebas escritas (P. E.)	Pruebas escritas (exámenes) programadas con antelación, con una duración orientativa de 50 minutos.
	Pruebas escritas de formulación (P. F.)	Pruebas escritas (exámenes) programadas con antelación, con una duración orientativa de 50 minutos y que en donde se debe superar el 70 % del examen (formulación y nomenclatura) para obtener un 5.

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA PESO: 5					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos exp que llevan asociados.	5	P.E. 1	<b>A.1. Espectros atómicos</b> - 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. - Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo. <b>A.2. Principios cuánticos de la estructura atómica</b> - 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. - Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital. - 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.
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.			
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.1.3. 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.			
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.1.4. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.			
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.1.5. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.			
	5.2.				
	5.3.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 2: LA TABLA PERIÓDICA PESO: 8					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.		7	P.E. 2	<b>A.3. Tabla periódica y propiedades de los átomos</b>
	1.2.				



Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

	1.3.	AP.2.1. 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.	1	Prueba clase (R.E.)	<ul style="list-style-type: none"> <li>- Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos en base a sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.</li> <li>- Configuración electrónica de un elemento a partir de su posición en la tabla periódica.</li> <li>- 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.</li> </ul>
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.				
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.				
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.2.2. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.			
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.2.3. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.			
	5.2.				
	5.3.				
	5.4.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

BLOQUE 1: ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA / UNIDAD 3: ENLACE QUÍMICO PESO: 12					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.3.1. 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. AP.3.2. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.	10  2	P.E. 2  Prueba clase (R.E.)	<b>A.4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 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.</li> <li>- Modelos de Lewis, TRPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de sustancias moleculares y las características de los sólidos.</li> <li>- Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.</li> <li>- Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.</li> <li>- Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de</li> </ul>
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.3.3. 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.			
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.3.3. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).			
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.3.4. 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. AP.3.5. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.			
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5.	5.1.	AP.3.6. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares			
	5.2.				

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

(resolución de problemas)	5.3.	justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.			las moléculas. Propiedades macroscópicas de sustancias moleculares.
	5.4.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.	AP.3.7. 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.			
	6.2.				
	6.3.				

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 4: TERMOQUÍMICA PESO: 10					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.4.1. Relaciona la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso. AP.4.2. Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor tomando como referente aplicaciones virtuales interactivas asociadas al experimento de Joule.	9	P.E. 3	<b>B.1. Termodinámica química</b> – Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo. – Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos. – 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. – Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. – Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema..
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.4.3. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados. AP.4.4. 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. AP.4.5. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y la cantidad de sustancia que interviene.	1	Prueba clase (R.E.)	
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.4.6. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química. AP.4.7. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos entrópicos y de la temperatura. AP.4.8. 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. AP.4.10. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO <sub>2</sub> , 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.			
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.				
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.				
	5.2.				
	5.3.				
	5.4.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 5: CINÉTICA QUÍMICA PESO: 6					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	<p>AP.5.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.</p> <p>AP.5.2. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.</p> <p>AP.5.3. 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.</p> <p>AP.5.4. Deducir el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.</p>	4 1	<p>P.E. 4</p> <p>Prueba clase (R.E.)</p>	<p><b>B.2. Cinética química</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.</li> <li>- Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.</li> <li>- Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.</li> </ul>
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.				
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.				
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.				
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.				
	5.2.				
	5.3.				
	5.4.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 6: EQUILIBRIO QUÍMICO PESO: 21					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	<p>AP.6.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, <math>K_c</math> y <math>K_p</math>, para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada.</p> <p>AP.6.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.</p> <p>AP.6.3. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio <math>K_c</math> y <math>K_p</math>.</p> <p>AP.6.4. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.</p>	18 3	<p>P.E. 4</p> <p>Prueba clase (R.E.)</p>	<p><b>B.3. Equilibrio químico</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>- 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.</li> <li>- La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre <math>K_c</math> y <math>K_p</math> y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.</li> <li>- Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la</li> </ul>
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.				
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.				
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.				
	4.2.				

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

CE.Q.5. (resolución de problemas)	4.3.	AP.6.5. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico. AP.6.6. Aplica el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.			variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.
	5.1.				
	5.2.				
	5.3.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	5.4.	AP.6.7. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido. AP.6.8. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.			
	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 7: REACCIONES ÁCIDO-BASE PESO: 20					
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.7.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados. AP.7.2. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles. AP.7.3. Calcula el pH de diferentes disoluciones con distintas concentraciones y sistemas ácido-base. AP.7.3. Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base. AP.7.4. 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 eq. que tienen lugar. AP.7.5. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.	18	P.E. 5	<b>B.4. Reacciones ácido-base</b> – Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry. – Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa. – pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes $K_a$ y $K_b$ . – Concepto de pares ácidos y bases conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. – Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base. – Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.
	1.2.				
	1.3.				
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.				
	2.2.				
	2.3.				
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.				
	3.2.				
	3.3.				
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.				
	4.2.				
	4.3.				
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.				
	5.2.				
	5.3.				
	5.4.				
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.				
	6.2.				
	6.3.				

Programación didáctica de **Química – 2º de BACHILLERATO**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

BLOQUE 2: REACCIONES QUÍMICAS / UNIDAD 8: REACCIONES REDOX PESO: 18							
competencia específica	criterio de evaluación	aprendizajes	criterios de calificación	instrumentos	saberes básicos		
CE.Q.1. (fundamentos)	1.1.	AP.8.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras	16	P.E. 6	<b>B B.5. Reacciones redox</b> – Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. – Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. – Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. – Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. – Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.		
	1.2.						
	1.3.						
CE.Q.2. (modelos y leyes)	2.1.	AP.8.2. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.					
	2.2.	AP.8.3. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.					
	2.3.						
CE.Q.3. (nomenclatura)	3.1.	AP.8.4. Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.				2	Prueba clase (R.E.)
	3.2.						
	3.3.						
CE.Q.4. (qª y sociedad)	4.1.	AP.8.5. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.					
	4.2.						
	4.3.						
CE.Q.5. (resolución de problemas)	5.1.	AP.8.6. 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.					
	5.2.						
	5.3.						
	5.4.						
CE.Q.6. (explicar conceptos)	6.1.	AP.8.7. 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.					
	6.2.						
	6.3.		AP.8.8. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.				

La secuenciación trimestral de las unidades didácticas es la siguiente:

#### 1º EVALUACIÓN:

- UNIDAD 1: UNIDAD 1: ESTRUCTURA ATÓMICA
- UNIDAD 2: LA TABLA PERIÓDICA
- UNIDAD 3: ENLACE QUÍMICO
- UNIDAD 4: TERMOQUÍMICA

#### 2ª EVALUACIÓN:

- UNIDAD 5: CINÉTICA QUÍMICA
- UNIDAD 6: EQUILIBRIO QUÍMICO

#### 3ª EVALUACIÓN:

- UNIDAD 7: REACCIONES ÁCIDO-BASE
- UNIDAD 8: REACCIONES REDOX

#### **d) Criterios de calificación.**

### **CALIFICACIÓN FINAL ORDINARIA**

**Promedio ponderado de las calificaciones obtenidas en cada unidad. (El peso asignado a cada unidad se especifica en el apartado c) de esta programación).**

#### **CALIFICACIÓN DE CADA UNIDAD**

**La calificación de cada unidad se calculará teniendo en cuenta los pesos detallados en las tablas del apartado c) de esta programación.**

En el caso en que un alumno o alumna copiase o intentase copiar, en cualquiera de las cuestiones de una prueba, esta y todos los aprendizajes incluidos en dicha prueba serían calificados con 0 puntos. El alumnado tiene la obligación de asistir a las clases y realizar las actividades programadas. La ausencia a éstas, sin justificación, llevará consigo la calificación de 0 en la actividad. Si la ausencia está justificada, se le indicará al alumno el modo y fecha en el que realizará la actividad o prueba a la que no asistió en su momento. Dicha prueba o actividad podrá ser incluida en otra posterior que vaya a realizarse.

#### **RECUPERACIONES**

Si el alumno o alumna obtuviera una calificación en la evaluación trimestral de insuficiente (nota trimestral inferior a 5 o en alguno de los aprendizajes mínimos no tuviera una nota igual o superior a 5) deberá realizar una prueba de recuperación de los aprendizajes suspensos en la fecha que se le indicará. La nota de esta prueba en cada una de los aprendizajes suspensos sustituirá a la obtenida durante la evaluación. Si, tras la recuperación de la evaluación trimestral, el alumno obtuviera una calificación inferior a 5 o en alguno de los aprendizajes mínimos no tuviera una nota igual o superior a 5, deberá realizar en junio una prueba final de recuperación de aquellos aprendizajes suspendidos, y obligatoriamente los aprendizajes mínimos. Dicha recuperación consistirá en la realización de una prueba escrita y la nota de la evaluación será recalculada con las nuevas notas obtenidas para esos aprendizajes.

Programación didáctica de **Química NM/NS – 2º de BACHILLERATO INTERNACIONAL**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

### MEJORA DE CALIFICACIONES

Si un alumno ha aprobado cualquiera de los aprendizajes y en caso de que sean evaluados mediante pruebas escritas (PE.PE.), opcionalmente, podrá presentarse a la prueba de recuperación ordinaria de los aprendizajes cuya nota quiera mejorar. Si la nota de éstos fuera inferior a la obtenida anteriormente, la nota final de la materia sería la ya obtenida durante el curso.

### PRUEBAS EXTRAORDINARIAS

El alumno que en la evaluación final ordinaria tenga suspendida la asignatura de Física podrá recuperarla en la prueba extraordinaria. El alumno recibirá las indicaciones para la preparación de dicha prueba con el boletín final de calificaciones. Allí se especificarán los contenidos que necesita recuperar pudiendo llegar a ser el 100 % de la calificación extraordinaria la nota obtenida en la realización del examen extraordinario con arreglo a las ponderaciones establecidas en la programación.

**e) Características de la evaluación inicial, criterios para su valoración, así como consecuencias de sus resultados en la programación didáctica y, en su caso, el diseño de los instrumentos de evaluación**

**f) Actuaciones generales de atención a las diferencias individuales.**

**g) Plan de recuperación de materias pendientes.**

No ha lugar para esta materias.



**h) Estrategias didácticas y metodológicas: Organización, recursos, agrupamientos, enfoques de enseñanza, criterios para la elaboración de situaciones de aprendizaje y otros elementos que se consideren necesarios.**

En general, y como resumen, la clase consistirá en clases magistrales en cuanto a teoría y en la resolución de problemas en clase de los temas que se traten en la programación.

Concretando para este curso: Se intenta fomentar una actitud de hacer ciencia, diferente a la de estudiar ciencia. Para ello el inicio de los temas será un planteamiento de interrogantes, a ser posible con situaciones reales y motivantes. De esta manera las actividades prácticas no son tanto comprobación de lo aprendido como situaciones de planteamiento de lo que queremos aprender. Trataremos de situarnos en la posición del científico ante el problema y de su forma de resolver las preguntas.

Se tratará de llevar al aula, la mayor cantidad posible de material para realizar experiencias que estimulen el interés por los contenidos de la materia procurando equilibrar las actividades experimentales, tanto en el aula como en casa, con las simulaciones informáticas, los problemas numéricos, las cuestiones justificativas, la comprensión de textos, la realización de trabajos individuales o de grupos, las cuestiones sobre vídeos, etc.

Para asegurarnos de controlar el trabajo regular de los alumnos, algunas de esas actividades se deben entregar resueltas en el desarrollo de los temas. Las preguntas para nota se plantearán a lo largo de todo el desarrollo de cada tema. El alumno conocerá los logros obtenidos y los no obtenidos, de cara a que centre sus esfuerzos en aquellos aspectos que le puedan suponer mayor dificultad.

Se prestará especial atención a las actitudes de respeto hacia los demás, tolerancia ante las diferentes opiniones, capacidad de diálogo y no discriminación por razón de sexo, clase social, nacionalidad, ideología o religión.

Programación didáctica de **Química NM/NS – 2º de BACHILLERATO INTERNACIONAL**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

Se potenciará los recursos digitales y se trabajará a través de Classroom, mejorando así la competencia digital. Los alumnos podrán realizar ejercicios o pequeños trabajos que subirán a dicha plataforma.

Además de prácticas en el laboratorio se intentará hacer demostraciones experimentales en clase, simulaciones en ordenador, proyecciones de películas y vídeos explicativos, etc; así como implicar al alumnado en su propio proceso de aprendizaje animándole a hacer pequeños experimentos y trabajos de investigación en su casa.

Recursos didácticos:

Los recursos materiales disponibles en el centro: Carro de miniportátiles, pizarra digital, ordenador y proyector.

Los recursos que los alumnos aportarán: Cuaderno y/o folios en blanco y útiles de escritura.

Libro de texto curso 2022-2023, usado como apoyo: Química 2º Bachillerato. Ed. OXFORD. Inicia Dual. ISBN: 9780190502591

Las distintas Situaciones de Aprendizaje planteadas se realizarán siguiendo los criterios de la Plantilla de Situaciones de Aprendizaje elaborada en la CCP del 26 de abril de 2023.

### **i) Concreción del Plan de implementación de elementos transversales establecido en el Proyecto Curricular de Etapa.**

Desde la Química contribuiremos a trabajar los contenidos transversales en la medida que a continuación se expresa e incidiendo en los aspectos que remarque el proyecto de innovación del centro *“educando en derechos y valores”* vinculado a UNICEF.

- Educación ambiental: Se prestará atención al tratamiento de los problemas medioambientales que ocasionan la producción y utilización de algunas sustancias químicas en la vida cotidiana (productos de limpieza,

Programación didáctica de **Química NM/NS – 2º de BACHILLERATO INTERNACIONAL**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

plásticos...) y la producción de algunas sustancias. Se realizará este estudio en las unidades de equilibrio y cinética (Unidades 5 y 6).

- Educación para la salud: Se destacará los efectos de las sustancias nocivas para la salud y las precauciones que deben tomarse para su manejo. Se valorará la prevención como la manera más útil de salvaguardar la salud, evitando adquirir hábitos y estilos de vida que la perjudiquen. Y, sobre todo, hablando de los distintos aspectos que pueden interferir en la vida diaria, hablando de su reactividad (unidades 2 y 3).

- Educación del consumidor: Se trabajarán aspectos como el uso responsable de los productos que utilizamos en el hogar, las repercusiones que tienen en el medio los productos que consumimos, la importancia del reciclado y la necesidad de ahorro energético. Aspectos energéticos (unidad 4) y aspectos de cómo afectan a la vida diaria: Unidades 7 y 8.

- Comprensión lectora y manejo de las TIC: ambos aspectos están presentes a lo largo de toda la programación, pero sobre todo (como se marca) en la presentación de los trabajos, sobre todo relacionados con las unidades 2, 3 y 4.

Su temporalización a lo largo del curso es la siguiente (teniendo en cuenta las distintas unidades tal y como se reflejan en el libro de texto de apoyo):

Elemento transversal	U. D. 1	U. D. 2	U. D. 3	U. D. 4	U. D. 5	U. D. 6	U. D. 7	U. D. 8
Comprensión lectora y uso de las TIC		x	x	x				
Educación ambiental				x	x	x		
Educación para la salud		x	x					
Educación del consumidor				x			x	x

#### **j) Concreción del Plan de utilización de las Tecnologías digitales establecido en el Proyecto Curricular de Etapa.**

Para la impartición de las clases se utilizarán tecnologías digitales tales como pizarra digital, ordenador, proyector y carros de miniportátiles. Además, en esta materia se trabajará a través de la herramienta digital Classroom.

Por otra parte, para mejorar la competencia digital del alumnado se potenciará

Programación didáctica de **Química NM/NS – 2º de BACHILLERATO INTERNACIONAL**  
Departamento de Física y Química – I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

el uso de los recursos digitales. Concretamente, el alumnado realizará simulaciones de prácticas experimentales en ordenador, utilizará herramientas digitales para realización de informes de prácticas de laboratorio, presentaciones y trabajos de investigación, y hará un uso activo de la herramienta digital Classroom.

**k) En su caso, medidas complementarias que se plantean para el tratamiento de las materias dentro de proyectos o itinerarios bilingües o plurilingües o de proyectos de lenguas y modalidades lingüísticas propias de la comunidad autónoma de Aragón.**

No ha lugar en esta materia.

**l) Mecanismos de revisión, evaluación y modificación de las programaciones Didácticas en relación con los resultados académicos y procesos de mejora.**

La programación será revisada, evaluada y modificada en reunión departamental mediante correspondiente registro en acta.

Las posteriores modificaciones se registrarán en la siguiente tabla:

APARTADO MODIFICADO	FECHA	MOTIVO	TEXTO

**m) Actividades complementarias y extraescolares programadas por cada departamento, equipo u órgano de coordinación didáctica que corresponda, de acuerdo con el Programa anual de actividades complementarias y extraescolares establecidas por el centro, concretando la incidencia de las mismas en la evaluación del alumnado.**

fecha aprox.	nombre de la actividad	lugar	cursos	grupos	objetivos	coste económico

Programación didáctica de **Química NM/NS – 2º de BACHILLERATO INTERNACIONAL**  
Departamento de Física y Química del I. E. S. Lucas Mallada (Huesca)

1 <sup>er</sup> trimestre	20 oct.	VISITA LSC	CANFRANC	2º BACH.	A-C-D	Conocer los laboratorios y experimentos que realizan en el LSC	COSTE BUS
2º trimestre	Finales de febrero-principio de marzo	OLIMPIADA DE QUÍMICA	ZARAGOZA	2º BACH.	A y C	Participar en la Olimpiada de Química de Aragón	COSTE BUS/TREN

IES LUCAS MALLADA