



Esta información se encuentra disponible en la página web del centro: www.iesgalilei.org

En la materia de Química, el 100% de la calificación se obtiene evaluando las competencias específicas, los criterios de evaluación y los saberes básicos establecidos en el Real Decreto 243/2022, de 5 de abril; y el Decreto 60/2022, de 30 de agosto.

A continuación, se muestra una distribución de cada una de las unidades de programación y su temporalización a lo largo del curso, con los saberes básicos y los criterios de evaluación asociados a cada competencia específica.

Primera evaluación

BLOQUE A. ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA

Espectros atómicos

A.1. 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.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.3, 2.3, 3.2, 5.1, 6.1 y 6.2.

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

A.2. Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.3, 2.3, 5.1, 6.1 y 6.2.

Reconoce que los espectros de emisión y absorción de los átomos de un mismo elemento en estado gaseoso y fundamental, son complementarios y únicos. Interpreta el espectro de emisión del átomo de hidrógeno, sus transiciones electrónicas y la variación de energía entre sus niveles de forma cuantitativa utilizando la ecuación de Rydberg.

Principios cuánticos de la estructura atómica

A.3. 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 electro´nica en diferentes niveles.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.3, 2.3, 5.1, 6.1 y 6.2.

Conoce los modelos atómicos de Bohr (órbitas descritas por un número cuántico) y Sommerfeld (órbitas descritas por tres números cuánticos), su compatibilidad con la existencia de los espectros atómicos y sus limitaciones.

A.4. Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.3, 2.3, 3.2, 5.1, 6.1 y 6.2.

Calcula la incertidumbre asociada a la posición de un electrón a partir de la incertidumbre asociada a su



momento lineal. Calcula la longitud de onda asociada a un electrón a partir de su masa y su velocidad. Conoce las soluciones de la ecuación de Schrödinger para el átomo de hidrógeno: los orbitales atómicos. Etiqueta los orbitales atómicos utilizando los números cuánticos n , l y m_l . Conoce la notación espectroscópica alternativa (s, p, d y f) para el número cuántico l . Conoce las combinaciones permitidas de números cuánticos. Conoce la interpretación probabilística de Born. Distingue un orbital (n , l y m_l) de un espín-orbital (n , l , m_l y m_s).

A.5. 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.

Criterios de evaluación: 2.3.

Conoce el principio de exclusión de Pauli y la regla de la máxima multiplicidad de Hund y los aplica, junto con el diagrama nemotécnico de Moeller, para determinar la configuración electrónica de un átomo ($Z \leq 36$; incluyendo las excepciones en los átomos de Cr y Cu) o ion ($Z \leq 20$) polielectrónicos a partir de su nombre/símbolo (si $Z \leq 18$) o de su número atómico (si $Z \geq 19$). Reconoce si la configuración electrónica de un átomo ($Z \leq 36$; incluyendo las excepciones en los átomos de Cr y Cu) o ion ($Z \leq 20$) polielectrónicos se corresponde con su estado fundamental o con alguno de los excitados.

Tabla periódica y propiedades de los átomos

A.6. Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.

Criterios de evaluación: 2.3.

Conoce los nombres y los símbolos de los elementos de los tres primeros periodos de la tabla periódica, así como su posición (grupo y periodo) en la misma. Racionaliza la disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de sus propiedades y de su reactividad.

A.7. Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.

Criterios de evaluación: 2.3.

Racionaliza la disposición de los elementos en la tabla periódica a partir de sus configuraciones electrónicas ($Z \leq 36$; incluyendo las excepciones en los átomos de Cr y Cu).

A.8. 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.

Criterios de evaluación: 2.3 y 4.1.

Incluye, en la descripción de los átomos polielectrónicos, la repulsión interelectrónica (apantallamiento $\rightarrow$ carga nuclear efectiva) para justificar la variación del radio atómico, de la primera energía de ionización, de la primera afinidad electrónica y de la electronegatividad, a lo largo de un grupo o de un periodo de la tabla periódica.

A.9. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.

Criterios de evaluación: 2.3.

Distingue los enlaces químicos (iónico/covalente/metálico) de otro tipo de interacciones más débiles.



A.10. 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.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 1.3, 2.3 y 4.1.

Vincula las propiedades y la reactividad de un elemento (ítem A.6) con su configuración electrónica (ítem A.7).

Utiliza la escala de electronegatividad de Pauling para estimar el carácter iónico/covalente del enlace que se puede formar entre dos elementos representativos diferentes.

Racionaliza los distintos valores de algunas propiedades macroscópicas de las sustancias químicas en función de su estructura microscópica.

A.11. Modelos de Lewis, TRPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de los compuestos moleculares y las características de los sólidos.

Criterios de evaluación: 2.3.

Representa la estructura de Lewis de moléculas e iones poliatómicos partiendo de cómo están unidos los átomos que los componen. Utiliza la TRPECV para determinar la distribución espacial de los pares de electrones (enlazantes y no enlazantes) alrededor de un átomo. Identifica la figura geométrica que forma un conjunto determinado de átomos enlazados e indica los valores numéricos de los ángulos de enlace. Determina si una molécula o un ion poliatómico es o no polar. Comprueba la concordancia, en lo que a geometría se refiere, entre las predicciones de la TRPECV y las de la TEV (hibridaciones sp , sp^2 y sp^3)

A.12. Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de compuestos iónicos.

Criterios de evaluación: 1.2, 2.3, 3.2, 4.1 y 6.3.

Aplica el ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto iónico. Relaciona el punto de fusión de un compuesto iónico con su energía de red. Compara, de forma cualitativa, la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé.

A.13. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 2.3 y 4.1.

Justifica la conductividad eléctrica y térmica en los metales mediante el modelo de la nube electrónica. Clasifica un metal como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores (iluminación con LED, análisis de los gases de combustión de los motores térmicos, entre otras) y superconductores (diagnóstico clínico mediante imágenes de resonancia magnética, levitación magnética, entre otras), analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.

A.14. Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de los compuestos moleculares.

Criterios de evaluación: 1.2, 2.3, 4.1 y 6.2.

Identifica los distintos tipos de fuerzas intermoleculares más intensas existentes en las sustancias moleculares sencillas. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar el estado de agregación de las sustancias moleculares y cómo varían los puntos de fusión y ebullición de las mismas. Justifica la diferente solubilidad de las sustancias moleculares, polares y no polares, en disolventes polares y



no polares.

BLOQUE B. REACCIONES QUÍMICAS

Termodinámica química

B.1. Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.

Criterios de evaluación: 2.1, 2.2, 3.1, 3.2, 6.1 y 6.3

Relaciona la variación de energía interna, ΔU , de un sistema en un proceso termodinámico con el calor, Q , y el trabajo, W , transferidos desde (< 0)/hacia (> 0) el sistema en dicho proceso. Identifica la variación de energía interna, ΔU , de un sistema cerrado con solo trabajo pV con el calor, Q , transferido desde/hacia el sistema manteniendo constante su volumen.

B.2. Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.

Criterios de evaluación: 2.1, 2.2, 3.1, 3.2, 6.1 y 6.3.

Identifica la variación de entalpía, ΔH , de un sistema cerrado con solo trabajo pV con el calor, Q , transferido desde/hacia el sistema manteniendo constante su presión. Distingue entre procesos endotérmicos y exotérmicos a partir del signo de la variación de entalpía del sistema.

B.3. 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.

Criterios de evaluación: 2.1, 2.2, 3.1, 3.2, 6.1 y 6.3.

Distingue un estado real de un estado estándar y por tanto diferencia la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T del calor real que se desprende/absorbe al llevar a cabo la reacción, a presión constante, a la temperatura T . Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , a partir de las entalpías estándar de formación, a la misma temperatura, de los reactivos y productos. Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , a partir de otras entalpías estándar de reacción a la misma temperatura (ley de Hess). Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T a partir de energías promedio de enlace.

B.4. Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 3.1, 3.2, 6.1 y 6.3.

Reconoce el papel esencial de la entropía para determinar el estado de equilibrio de un sistema termodinámico aislado. Calcula la entropía estándar de una reacción, a una temperatura T , a partir de las entropías molares estándar, a la misma temperatura, de los reactivos y productos.

B.5. Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.

Criterios de evaluación: 1.2, 3.1, 3.2, 6.1 y 6.3.

Reconoce el papel preponderante de la energía de Gibbs para determinar el estado de equilibrio de un sistema termodinámico mantenido a temperatura y presión constantes. Calcula la energía de Gibbs estándar de una reacción, a una temperatura T , a partir de las energías de Gibbs estándar de formación, a la misma temperatura, de los reactivos y productos. Calcula la energía de Gibbs estándar de una reacción,



a una temperatura T , a partir de la entalpía estándar de la reacción, a la misma temperatura, y de la entropía estándar de la reacción, a la misma temperatura. Predice, de manera aproximada, cómo pequeños cambios en la temperatura afectan a $\Delta_r G^b(T)$.

Cinética química

B.6. Teoría de las colisiones y teoría del estado de transición como modelos a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.

Criterios de evaluación: 1.2, 3.2, 6.2 y 6.3.

Utiliza la definición de velocidad de reacción, v , basada en la concentración. Conoce la expresión matemática general que sigue la ley de velocidad de la mayoría de las reacciones químicas. Determina las unidades de la constante de velocidad de una reacción química conocida su ley de velocidad. A partir de la ecuación de Arrhenius predice, de forma cuantitativa, la influencia de la presencia de catalizadores y de la temperatura en la constante de velocidad, k , de una reacción química. Utiliza la teoría de colisiones y la teoría del estado de transición para racionalizar, a escala microscópica, la cinética química. Representa e interpreta el perfil energético de una reacción química elemental, con y sin catalizador, indicando los reactivos, los productos, el complejo activado, las energías de activación de las reacciones directa, $E_{A,d}$, e inversa, $E_{A,i}$, y la variación de energía de la reacción.

- *B.7. Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.*

Criterios de evaluación: 4.2, 4.3 y 6.2.

Justifica cómo influyen en la velocidad de una reacción el estado de agregación de los reactivos y su superficie de contacto.

- *B.8. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de la reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.*

Criterios de evaluación: 3.2 y 6.3.

Establece la ley de velocidad de una reacción química, a una temperatura determinada, calculando los órdenes parciales (y el orden total) de la reacción y la constante de la velocidad, k , a partir de datos experimentales, a dicha temperatura, de las concentraciones iniciales de los reactivos y de las velocidades iniciales. A partir de la ley de velocidad de una reacción química, calcula la velocidad de la reacción para diferentes concentraciones de los reactivos.

Segunda evaluación

Equilibrio químico

B.9. 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.

Criterios de evaluación: 1.1, 2.3, 3.1 y 3.2.

Conoce la relación que existe entre la constante de equilibrio estándar de una reacción, a una temperatura T y la energía de Gibbs estándar de la reacción a esa temperatura. Conoce las expresiones matemáticas



generales de las constantes de equilibrio K_p (en mezclas de gases ideales) y K_c (en disoluciones diluidas ideales). Conoce las relaciones aproximadas que existen entre $K^b(T)$ y K_p y entre $K^b(T)$ y K_c . Relaciona, en un sistema ideal, la constante de equilibrio, K_c , de una reacción elemental reversible, con las constantes de velocidad de las reacciones directa, k_d , e inversa, k_i .

- *B.10. La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en el mismo o en diferente estado físico. Relación entre K_c y K_p utilizando el grado de disociación como herramienta para conocer las condiciones finales de un equilibrio. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.*

Criterios de evaluación: 2.3, 3.1, 3.2 y 6.3.

Particulariza las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_c y K_p para diferentes procesos químicos en sistemas homogéneos o heterogéneos (sólido- gas). Calcula las concentraciones (o presiones) de equilibrio de todas las especies que participan en un proceso químico a partir del valor de la constante de equilibrio (K_c o K_p), a una temperatura determinada, y de las cantidades (o concentraciones o presiones) iniciales ($\xi = 0$ mol) de todas las especies y viceversa. Utiliza el grado de reacción, de disociación o de ionización según las circunstancias, si procede, en cualquiera de los cálculos anteriores. Conoce la relación que existe entre K_p y K_c en una reacción química entre gases ideales. Escribe la expresión matemática de la constante de equilibrio K_{sol} (producto de solubilidad) para el equilibrio entre una sal sólida, poco soluble, y una disolución acuosa saturada de dicha sal: $M_{v+} X_{v-}(s) \rightleftharpoons v_+ M^{z+}(aq) + v_- X^{z-}(aq)$.

Calcula la solubilidad, s , de una sal sólida a partir del valor de la constante de equilibrio K_{sol} a una temperatura determinada y viceversa. Calcula cómo se altera la solubilidad de una sal sólida por el efecto del ion común.

- *B.11. 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.*

Criterios de evaluación: 1.1, 4.3 y 6.2.

Conoce cómo se altera un equilibrio químico cuando se producen cambios isobáricos de temperatura o cambios isotérmicos de presión (principio de Le Châtelier). Utiliza el cociente de reacción, Q , para conocer cómo se altera un equilibrio químico cuando se producen cambios en la composición.

Reacciones ácido-base

- *B.12. Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.*

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 2.3 y 4.1.

Identifica si una sustancia es ácida, básica o anfótera aplicando las teorías de Arrhenius o de Brønsted y Lowry.

- *B.13. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.*

Criterios de evaluación: 1.2 y 4.1.

Relaciona la fortaleza de un ácido, o de una base, con su grado de disociación/ionización en disolución acuosa.

- *B.14. pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes K_a y K_b .*

Criterios de evaluación: 3.1, 3.2, 4.2 y 4.3.

Utiliza los valores de K_a (pK_a) o K_b (pK_b) para indicar la fortaleza relativa de un ácido o de una base. Escribe las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_a y K_b para la ionización de un



ácido débil ($\text{HX(aq)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) + \text{X}^-(\text{aq})$), o de una base débil, en disolución acuosa. Calcula las concentraciones de equilibrio de todas las especies que participan en un equilibrio ácido-base a partir del valor de la constante de equilibrio K_a (o K_b), a una temperatura determinada, y de las cantidades (o concentraciones) iniciales ($\xi = 0$ mol) de todas las especies y viceversa. Utiliza el grado de disociación/ionización, si procede, en cualquiera de los cálculos anteriores. Calcula el pH y el pOH de disoluciones acuosas de distintos tipos de ácidos, bases, mezclas de ácidos y mezclas de bases.

- *B.15. Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal*

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2 y 2.3.

Identifica pares ácido-base conjugados. Establece la relación que existe entre K_a , K_b y K_w para un par ácido-base conjugado. Justifica el carácter ácido, básico o neutro de una disolución acuosa de una sal.

- *B.16. Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.*

Criterios de evaluación: 1.3, 2.3, 3.2, 3.3 y 6.3.

Calcula el pH de la disolución resultante de mezclar un volumen V_a de un ácido fuerte, de concentración c_a , con un volumen V_b de una base fuerte, de concentración c_b . Justifica el valor del pH en el punto de equivalencia en aquellas valoraciones ácido-base en las que, al menos, una de las especies es fuerte. Selecciona, para ese tipo de valoraciones, un indicador adecuado, teniendo en cuenta su intervalo de viraje. Interpreta, para el mismo tipo de valoraciones, las correspondientes curvas de valoración.

- *B.17. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial (especialmente en la industria asturiana) y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.*

Criterios de evaluación: 4.1, 4.2 y 4.3.

Describe los procesos industriales de obtención de ácido sulfúrico (método de contacto), ácido nítrico (método de Ostwald) y amoníaco (método de Haber-Bosch). Conoce las ventajas medioambientales que ofrece la producción de amoníaco verde frente al procedimiento tradicional.

Tercera evaluación

Reacciones redox

B.18. Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.

Criterios de evaluación: 2.3 y 3.1.

Determina los números de oxidación de los átomos que intervienen en un proceso redox. Identifica, en un proceso redox, las semireacciones de oxidación y reducción, así como las especies oxidantes y reductoras.

B.19. Determina los números de oxidación de los átomos que intervienen en un proceso redox. Identifica, en un proceso redox, las semireacciones de oxidación y reducción, así como las especies oxidantes y reductoras.

B.19. Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación- reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.

Criterios de evaluación: 1.1, 1.2, 1.3, 2.1, 2.3, 3.1 y 4.3.



Ajusta reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón, tanto en medio ácido como en medio básico, tanto en forma iónica como molecular. Realiza cálculos estequiométricos en reacciones redox.

- *B.20. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox.*

Criterios de evaluación: 1.2, 2.3, 3.1, 3.2, 4.2 y 6.2.

Describe los elementos y conoce los procesos que ocurren en una celda galvánica. Representa celdas galvánicas utilizando los diagramas establecidos en la Convención de Estocolmo, como por ejemplo: $\text{Pt(s)}|\text{H}_2(\text{g})|\text{HCl}(\text{aq})|\text{AgCl}(\text{s})|\text{Ag}(\text{s})$. Calcula la diferencia de potencial estándar de una celda galvánica a partir de los potenciales estándar, a la temperatura T , de los electrodos que la constituyen. Calcula la energía de Gibbs estándar de la reacción que transcurre en la celda galvánica a partir de su diferencia de potencial estándar. Justifica la espontaneidad de la reacción en condiciones estándar, atendiendo al signo de la energía libre de Gibbs.

- *B.21. Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.*

Criterios de evaluación: 1.2, 2.3, 3.1, 3.2, 4.2 y 6.2.

Describe los elementos y conoce los procesos que ocurren en una celda electrolítica. Aplica las leyes de Faraday a diferentes procesos electrolíticos (electrodeposición, electrolisis del agua, electrolisis de sales fundidas), determinando la cantidad de materia depositada/generada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

B.22. Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas (como la obtención de zinc en el Principado de Asturias) y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales

Criterios de evaluación: 1.1, 2.3, 4.1, 4.2, 4.3 y 6.3.

Conoce las diferencias que existen entre una celda galvánica primaria, una batería y una pila de combustible. Describe los procesos que tienen lugar en una pila seca, una pila alcalina, una batería plomo-ácido, una batería níquel-cadmio, una batería ion-litio y una pila de combustible (H_2) con membrana de intercambio de protones. Describe el proceso industrial de obtención de zinc electrolítico. Escribe las reacciones químicas que tienen lugar en la corrosión del hierro y cómo puede prevenirse (pintura, galvanizado y protección catódica).

BLOQUE C. QUÍMICA ORGÁNICA

Isomería

C.1. Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural.

Criterios de evaluación: 3.1 y 4.1.

Identifica y nombra todos los grupos característicos de un compuesto orgánico. Formula, en forma desarrollada, y nombra compuestos orgánicos sencillos con uno o dos grupos característicos (pudiendo aparecer, con menor jerarquía, los siguientes grupos: aldehídos, cetonas, alcoholes, aminas, bromuros, cloruros, fluoruros y yoduros). Formula, en forma desarrollada, y nombra los posibles isómeros



constitucionales compatibles con una fórmula molecular.

C.2. Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades.

Criterios de evaluación: 3.1, 4.2 y 5.1.

Utiliza el modelo de cuñas y trazos para la representación tridimensional de compuestos orgánicos. Identifica, formula, en forma desarrollada, y nombra isómeros cis-trans. Reconoce si un compuesto presenta actividad óptica identificando la existencia de algún átomo de carbono asimétrico.

Reactividad orgánica

C.3. Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas.

Criterios de evaluación: 1.2 y 6.2.

Identifica los desplazamientos electrónicos más habituales en los compuestos orgánicos (efecto inductivo y efecto de resonancia) y explica el comportamiento de reactivos electrófilos y nucleófilos.

Relaciona algunas propiedades macroscópicas de los compuestos orgánicos (punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad en diferentes disolventes) con sus grupos característicos.

- *C.4. Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas.*

Criterios de evaluación: 1.2 y 2.1.

Formula, en forma desarrollada, y nombra el/los producto/s de las siguientes reacciones orgánicas: i) halogenación del benceno; ii) preparación de alquenos por deshidratación de alcoholes; iii) síntesis de alcoholes por hidratación electrófila; iv) preparación de aldehídos y cetonas por oxidación de alcoholes y v) esterificación de los ácidos carboxílicos.

Polímeros

- *C.5. Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades.*

Criterios de evaluación: 1.2, 3.1, 4.1, 4.2 y 4.3.

Distingue, atendiendo al proceso de crecimiento y a la estequiometría de la reacción, entre una polimerización en cadena y una policondensación. Formula, en forma desarrollada, el/los monómero/s que constituyen el polietileno (PE), el poli(cloruro de vinilo) (PVC), el nylon 66 y el poli(tereftalato de etileno) (PET), así como el tipo de polimerización seguido en su proceso de formación.

- *C.6. Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.*

Criterios de evaluación: 1.1, 2.1, 2.2, 4.1, 4.2, 4.3 y 5.1.

Clasifica los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Conoce las aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales de los cuatro polímeros señalados anteriormente.



CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

De acuerdo con las instrucciones de la Consejería de Educación, los criterios de calificación son la ponderación de los criterios de evaluación. Dicha ponderación se detalla en la siguiente tabla.

Observaciones:

Cuando se menciona que se realizará un examen por bloque de contenidos, no se refiere a los bloques de contenidos anteriormente mencionados, si no a los que resultan de la división realizada por la profesora, de la siguiente manera:

Bloque 1: El átomo. Propiedades periódicas. Sistema periódico. El enlace químico

Bloque 2: Termoquímica. Cinética química.

Bloque 3: Equilibrio químico

Bloque 4: Reacciones ácido-base

Bloque 5: Reacciones redox

Bloque 6: Química del carbono.

NOTA TRIMESTRAL	COMPETENCIAS ESPECÍFICAS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	DESCRIPTORES OPERATIVOS	INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN
90 %	1	1.1; 1.2; 1.3	STEM1, STEM2, STEM3, CE1	Pruebas objetivas
	2	2.1, 2.2, 2.3	CCL2, STEM2, STEM5, CD5, CE1	
	3	3.1; 3.2; 3.3	STEM4, CCL1, CCL5, CPSAA4, CE3	
10 %	4	4.1; 4.2; 4.3	STEM1, STEM5, CPSAA5, CE2	Trabajo de investigación
	5	5.1; 5.2; 5.3	STEM1, STEM2, STEM3, CD1, CD3, CD5	Series de casa
	6	6.1; 6.2; 6.3	STEM4, CPSAA3.2, CC4	

OBSERVACIONES

► Los trabajos e informes de prácticas deberán entregarse en folios blancos respetando las normas establecidas por la profesora en su momento (título, nombre, paginado, apartados concretos, etc.)



Calificación en la evaluación final ordinaria

- La calificación final se hará haciendo la media ponderada de todos los criterios trabajados a lo largo del curso. La media se redondeará matemáticamente. Una evaluación se considerará superada cuando se alcance al menos la calificación de 5 puntos.
- Después de cada bloque de contenidos se hará una recuperación de la materia/criterios no superados.
- Las actividades, sean informes o trabajos, tendrán un plazo de entrega, pasado el cuál se obtendrá un cero en dicho trabajo/criterio (salvo en caso de causa grave, debidamente justificada).
- Respecto al seguimiento en clase se valorará el interés, esfuerzo, atención del alumno/a.
- Los alumnos/as que no realicen una prueba escrita por no asistir a clase el día de su celebración solamente podrán efectuarla en fecha diferente si la ausencia ha sido convenientemente justificada.

Evaluación extraordinaria

Procedimiento e instrumentos de evaluación extraordinaria

- Aquel alumnado que como resultado de la evaluación final ordinaria hubiera obtenido calificación negativa en la materia, seguirá un plan de actividades de recuperación de los aprendizajes no superados, con objeto de orientar la realización de las pruebas extraordinarias.
- Dicho alumnado, cuyo calendario es coincidente con la preparación de la prueba PAU, deberá asistir a las clases. Las actividades que se trabajen para preparar dicha prueba serán también las actividades de recuperación, organizadas por bloques en caso necesario. Estas actividades constituirán el plan de actividades de recuperación.
- El segundo instrumento de evaluación consistirá en una prueba objetiva de los aprendizajes, siendo el instrumento de evaluación la propia prueba.

Criterios de calificación de la evaluación extraordinaria de junio

La calificación final será la media ponderada de las calificaciones obtenidas en los apartados anteriores, a los que se aplicarán los siguientes porcentajes:

- Actividades.....10% (criterios de evaluación asociados)
- Pruebas.....90% (criterios de evaluación asociados)
- La calificación de la evaluación extraordinaria será la media de las notas más altas de evaluación ordinaria y extraordinaria.
- Se considera que se ha superado la materia si la nota obtenida de esta forma es de al menos 5 puntos sobre diez, obtenida la cifra final por redondeo matemático.