



INFORMACIÓN SOBRE LA PAU

CURSO 2024/2025

QUÍMICA

1. COMPETENCIAS ESPECÍFICAS, CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y SABERES BÁSICOS

Los referentes normativos para la elaboración de la prueba de acceso a la Universidad (PAU) son los siguientes:

- Real Decreto 534/2024, de 11 de junio, por el que se regulan los requisitos de acceso a las enseñanzas universitarias oficiales de Grado, las características básicas de la prueba de acceso y la normativa básica de los procedimientos de admisión¹.
- Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato².
- Decreto 60/2022, de 30 de agosto, por el que se regula la ordenación y se establece el currículo de Bachillerato en el Principado de Asturias³ (BOPA, de aquí en adelante).

-
- [1] [Real Decreto 534/2024, de 11 de junio, por el que se regulan los requisitos de acceso a las enseñanzas universitarias oficiales de Grado, las características básicas de la prueba de acceso y la normativa básica de los procedimientos de admisión](#). Boletín Oficial del Estado, núm. 142, 12 de junio de 2024.
- [2] [Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato](#). Boletín Oficial del Estado, núm. 82, 6 de abril de 2022.
- [3] [Decreto 60/2022, de 30 de agosto, por el que se regula la ordenación y se establece el currículo de Bachillerato en el Principado de Asturias](#). Boletín Oficial del Principado de Asturias, núm. 169, 1 de septiembre de 2022.



En el BOPA se establecen, para la materia, las competencias específicas, los criterios de evaluación asociados y los saberes básicos agrupados en tres bloques:

- Bloque A. Enlace químico y estructura de la materia.
 - Espectros atómicos.
 - Principios cuánticos de la estructura atómica.
 - Tabla periódica y propiedades de los átomos.
- Bloque B. Reacciones químicas.
 - Termodinámica química.
 - Cinética química.
 - Equilibrio químico.
 - Reacciones ácido-base.
 - Reacciones redox.
- Bloque C. Química orgánica.
 - Isomería.
 - Reactividad orgánica.
 - Polímeros.

En el presente curso 2024/2025 se mantienen las concreciones de los saberes básicos ya aplicadas en el pasado año académico, derivadas de la propuesta elaborada por el grupo de trabajo de 17 docentes de la especialidad de Física y Química que imparten docencia en centros públicos y las personas responsables PAU de la materia Química en el curso 2022/2023. Esta concreción de los saberes básicos se ha realizado mediante indicadores de los criterios de evaluación de las competencias específicas previstas para la materia Química establecidas en el BOPA. Para cada saber básico se indican, además, los criterios de evaluación con los que conecta, siendo estos los referentes para el contenido de la prueba.

En aplicación de los acuerdos adoptados por la Conferencia de Rectores de las Universidades Españolas (CRUE) en julio y septiembre de 2024, la PAU de Química del curso 2024/2025 constará de un único ejercicio, estructurado en cinco preguntas con dos opciones cada una (A o B), de las que el alumnado **deberá responder a una opción de cuatro de las cinco preguntas propuestas**. Cada una de las opciones tendrá una puntuación máxima de 2,5 puntos.



Las cinco preguntas se corresponderán con cinco agrupaciones de los saberes básicos establecidos en el Decreto 60/2022, de 30 de agosto, organizados de la siguiente manera:

Bloque	Saberes básicos
1	A.1 → A.8
2	A.9 → A.14
3	B.1 → B.5 + B.9 → B.11
4	B.12 → B.22
5	B.6 → B.8 + C.1 → C.6



COMPETENCIAS ESPECÍFICAS Y CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Competencia específica 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 áreas en el desarrollo de la sociedad, el progreso de la ciencia, la tecnología, la economía y el desarrollo sostenible respetuoso con el medioambiente, identificando los avances en el campo de la química que han sido fundamentales en estos aspectos.

1.2. Describir los principales procesos químicos que suceden en el entorno y las propiedades de los sistemas materiales a partir de los conocimientos, destrezas y actitudes propios de las distintas ramas de la química.

1.3. Reconocer la naturaleza experimental e interdisciplinar de la química y su influencia en la investigación científica y en los ámbitos económico y laboral actuales, considerando los hechos empíricos y sus aplicaciones en otros campos del conocimiento y la actividad humana.

Competencia específica 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.

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.

Competencia específica 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.

Competencia específica 4. Reconocer la importancia del uso responsable de los productos y procesos químicos, elaborando argumentos informados sobre la influencia positiva que la química tiene sobre la sociedad actual, para contribuir a superar las connotaciones negativas que en multitud de ocasiones se atribuyen al término «químico».

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.

Competencia específica 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 cooperativo entre especialistas de diferentes disciplinas científicas poniendo de relieve las conexiones entre las leyes y teorías propias de cada una de ellas.

5.2. Reconocer la aportación de la química al desarrollo del pensamiento científico y a la autonomía de pensamiento crítico a través de la puesta en práctica de las metodologías de trabajo propias de las disciplinas científicas.

5.3. Resolver problemas relacionados con la química y estudiar situaciones relacionadas con esta ciencia, reconociendo la importancia de la contribución particular de cada miembro del equipo y la diversidad de pensamiento y consolidando habilidades sociales positivas en el seno de los 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.

Competencia específica 6. Reconocer y analizar la química como un área de conocimiento multidisciplinar y versátil, poniendo de manifiesto las relaciones con otras ciencias



y campos de conocimiento, para realizar a través de ella una aproximación holística al conocimiento científico y global.

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.

SABERES BÁSICOS

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 electrónica 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. *Nota:* No se plantearán, en el examen, problemas relacionados con las órbitas elípticas de Sommerfeld.

• 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, Δx , a partir de la incertidumbre asociada a su momento lineal, Δp_x . Calcula la longitud de onda asociada a un electrón, λ , a partir de su masa, m_e , y su velocidad, v . 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). *Nota:* No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas relacionadas con los orbitales atómicos.



● **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, r , de la primera energía de ionización, $E_i(1)$, de la primera afinidad electrónica, $E_{ea}(1)$, y de la electronegatividad, χ , a lo largo de un grupo o de un periodo de la tabla periódica.

● **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 (no se contemplan las excepciones a la regla del octeto). 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 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). *Nota:* No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas relacionadas con las hibridaciones.

● **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 material como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas. Conoce y explica las siguientes aplicaciones de los semiconductores: la iluminación con LED y el análisis de los gases de combustión de los motores térmicos. Conoce y explica las siguientes aplicaciones de los superconductores: el diagnóstico clínico mediante imágenes de resonancia magnética y la levitación magnética.

● **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 , $\Delta_r H^\circ(T)$, del calor real que se desprende/absorbe al llevar a cabo la reacción, a presión constante, a la temperatura T , $\Delta_r H(T)$. Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , $\Delta_r H^\circ(T)$, a partir de las entalpías estándar de formación, a la misma temperatura, $\Delta_f H^\circ(T)$, de los reactivos y productos. Calcula la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , $\Delta_r H^\circ(T)$, a partir de otras entalpías estándar de reacción a la misma temperatura



(ley de Hess). Calcula una aproximación a la entalpía estándar de una reacción, a una temperatura T , $\Delta_r H^\ominus(T)$, 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 , $\Delta_r S^\ominus(T)$, a partir de las entropías molares estándar, a la misma temperatura, $S_m^\ominus(T)$, 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 , $\Delta_r G^\ominus(T)$, a partir de las energías de Gibbs estándar de formación, a la misma temperatura, $\Delta_f G^\ominus(T)$, de los reactivos y productos. Calcula la energía de Gibbs estándar de una reacción, a una temperatura T , $\Delta_r G^\ominus(T)$, a partir de la entalpía estándar de la reacción, a la misma temperatura, $\Delta_r H^\ominus(T)$, y de la entropía estándar de la reacción, a la misma temperatura, $\Delta_r S^\ominus(T)$. Predice, de manera aproximada, cómo pequeños cambios en la temperatura afectan a $\Delta_r G^\ominus(T)$.

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 reac-



ciones 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, ΔU^\ominus .

● **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 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.

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 , $K^\ominus(T)$, y la energía de Gibbs estándar de la reacción a esa temperatura, $\Delta_r G^\ominus(T)$. Conoce las expresiones matemáticas generales de las constantes de equilibrio K_p (en mezclas de gases ideales) y K_c (en disoluciones diluidas ideales, con $p \approx p^\ominus$). Conoce las relaciones aproximadas que existen entre $K^\ominus(T)$ y K_p y entre $K^\ominus(T)$ 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), α , 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: $M_{\nu_+} X_{\nu_-}(s) \rightleftharpoons \nu_+ M^{z+}(aq) + \nu_- X^{z-}(aq)$. 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. Predice, de forma cualitativa, cómo se altera la solubilidad de una sal sólida por el efecto del ion común. *Nota:* Los valores tabulados de K_{sol} son constantes de equilibrio estándar, por tanto, $\dim(K_{sol}) = 1$.

• **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, α , 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 ($HX(aq) + H_2O(l) \rightleftharpoons H_3O^+(aq) + X^-(aq)$), o de una base débil, en disolución acuosa. Calcula las concentraciones de equilibrio de todas las especies que participan en un equilibrio ácido-base a partir del valor de la constante de equilibrio K_a (o K_b), a una temperatura determinada, y de las cantidades (o concentraciones) iniciales ($\xi = 0$ mol) de todas las especies y viceversa. Utiliza el grado de disociación/ionización, α , 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. *Nota:* Los valores tabulados de K_a y K_b



son constantes de equilibrio estándar, por tanto, $\dim(K_a) = \dim(K_b) = 1$.

• **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, cualitativamente, 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. *Nota:* No es necesario memorizar las ecuaciones químicas asociadas a los procesos industriales indicados.

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. 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, $E_{\text{cell,eq}}^\ominus(T)$, 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, $\Delta_r G^\ominus(T)$, a partir de su diferencia de potencial estándar, $E_{\text{cell,eq}}^\ominus(T)$. Justifica la espontaneidad de la reacción, en condiciones estándar, atendiendo al signo de $\Delta_r G^\ominus(T)$. *Nota:* No será necesario realizar, en el examen, representaciones gráficas de las celdas galvánicas.

• **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. Describe el proceso que tiene lugar en la corrosión del hierro y cómo puede prevenirse (pintura, galvanizado y protección catódica). *Nota:* No es necesario memorizar las ecuaciones químicas asociadas a los procesos indicados.

BLOQUE C. QUÍMICA ORGÁNICA

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. *Nota:* «Nótese que para fines de nomenclatura, los enlaces múltiples C–C no se consideran grupos característicos»^{9, pág. 25}. Los grupos característicos que pueden aparecer como principales son los ácidos carboxílicos, ésteres, amidas, aldehídos, cetonas, alcoholes y aminas. Dentro de los «compuestos sencillos» están in-



cluidos los ciclos. No se plantearán, en el examen, ejercicios de formulación con ciclos de más de seis átomos de carbono o cadenas de más de ocho átomos de carbono. Los compuestos orgánicos se formularán y nombrarán siguiendo las normas vigentes de la IUPAC (nomenclatura sustitutiva). Las fórmulas estructurales desarrolladas se dibujarán siguiendo la convención en zigzag, aunque también se admitirá que se expliciten los átomos de carbono e hidrógeno. Esta consideración se aplicará en cualquier otro saber relacionado con la química orgánica.

● **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. Identifica átomos de carbono asimétricos en un compuesto y explica si este posee o no actividad óptica.

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, al menos, dos aplicaciones, dos propiedades y dos riesgos medioambientales de los cuatro polímeros señalados anteriormente.

Nota final: No es necesario memorizar ningún procedimiento o protocolo experimental. Esto no excluye saber realizar los cálculos asociados a cualquier experimento químico sencillo (saberes B.16 y B.19, entre otros). Siempre se proporcionará la fórmula de cualquier compuesto inorgánico.



2. ESTRUCTURA DE LA PRUEBA, CRITERIOS GENERALES DE EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN Y MATERIALES NECESARIOS

La PAU de Química constará de un único ejercicio, estructurado en cinco preguntas con dos opciones cada una (A o B), de las que el alumnado **deberá responder a una opción de cuatro de las cinco preguntas propuestas**. Las cinco preguntas se corresponderán con las cinco agrupaciones de los saberes básicos indicadas en la tabla que se muestra en el apartado 1. Cada una de las opciones tendrá una puntuación máxima de 2,5 puntos. Se concretará la puntuación máxima otorgada a cada uno de los apartados, si los hubiera, que integran una pregunta. Las calificaciones parciales otorgadas dentro de cada apartado/pregunta serán en fracciones mínimas de 0,25 puntos.

Para obtener la máxima calificación en una pregunta, la *construcción* debe estar correctamente planteada, desarrollada y razonada (utilizando el vocabulario científico y técnico apropiado ^{4:5:6:7:8:9} y los conceptos, las leyes y las teorías de la Química) y, por supuesto, la solución alcanzada debe ser también correcta. Se valorará de forma prioritaria la *construcción* frente a la *solución correcta*. No se penalizará el uso de una *solución incorrecta* en un apartado posterior de un problema siempre y cuando no se vulneren los conceptos, las leyes y las teorías de la Química.

-
- [4] [Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry](#). E. Richard Cohen *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2007.
- [5] Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005. Neil G. Connelly *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2005. [La versión española fue elaborada por Miguel A. Ciriano y Pascual Román Polo y editada, en 2007, por Prensas Universitarias de Zaragoza.]
- [6] [Nomenclature of Organic Chemistry. IUPAC Recommendations and Preferred Names 2013](#). Henri A. Favre *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2014. [El enlace lleva a la versión preparada por G. P. Moss, el 1 de abril de 2022, que incluye un PDF de cada capítulo y un PDF combinado de todo el libro.]
- [7] [Compendium of Polymer Terminology and Nomenclature. IUPAC Recommendations 2008](#). Richard G. Jones *et al.* (editores). The Royal Society of Chemistry, Cambridge (UK), 2009.
- [8] [Compendium of Chemical Terminology](#). Web 2.0 Version of the Gold Book, 2019.
- [9] [Nomenclatura química y normas de la IUPAC en español](#). Efraím Reyes Martín *et al.* IUPAC/Universidad de la Rioja, 2022.



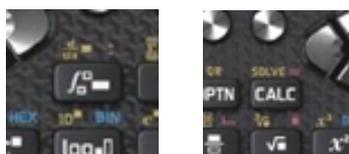
Los siguientes aspectos serán especialmente valorados por los evaluadores:

- La escritura correcta de las *magnitudes* (productos de *valores numéricos* por *unidades*, esto es, $Q = \{Q\} [Q]$) y su manipulación atendiendo a las normas del *cálculo/álgebra de magnitudes*⁴, págs. 3 y 131-134.
- El tratamiento de la propagación de incertidumbres en los cálculos con magnitudes teniendo en cuenta las reglas habituales de redondeo, el número de cifras significativas, etc. Se entiende que la ausencia de error en la escritura de una magnitud implica que la incertidumbre asociada a dicha magnitud es una unidad en la última cifra.
- La inclusión de los estados de agregación⁴, pág. 54 de las especies químicas.

s	sólido
l	líquido
g	gas
aq/ac	disolución acuosa

Las calculadoras que contengan alguna de las teclas que se muestran a continuación no están permitidas. Esas teclas sirven para:

Resolver integrales u operar con matrices



Cálculo simbólico (resolver ecuaciones)

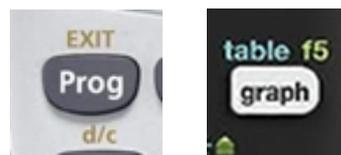


Representación gráfica

Estas suelen tener, además, pantallas muy grandes



Programar



Por otro lado, los modelos fx-350SP X y fx-350LA PLUS de Casio no presentan ninguna de las teclas anteriores, pero permiten realizar cálculo matricial, por lo que tampoco están permitidos.



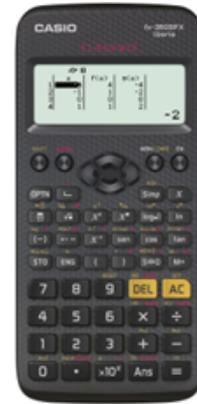
fx-350LA PLUS



fx-95ES PLUS



fx-350SP X



Las indicaciones anteriores **no son exhaustivas**, pero cubren la gran mayoría de las calculadoras no permitidas en la PAU.

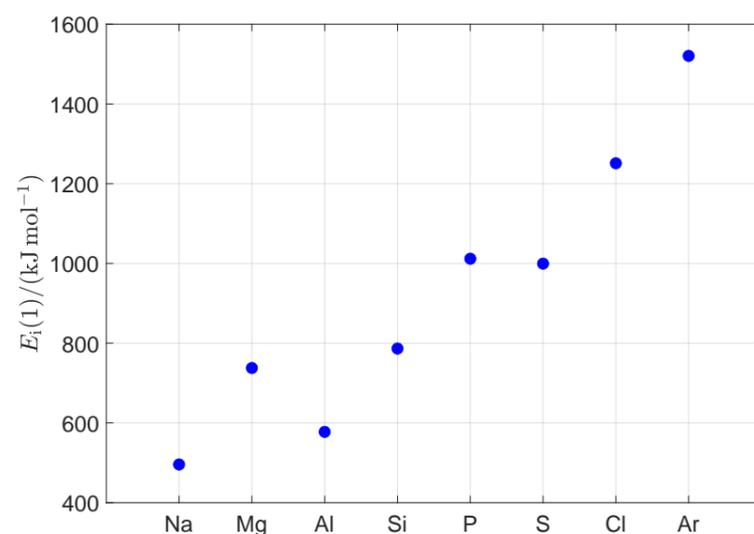
3. MODELO DE EXAMEN

QUÍMICA

- Responda en el pliego en blanco a **cuatro** de las cinco preguntas que se proponen. De cada una de las seleccionadas conteste **una única opción**, A o B. Todas las preguntas se calificarán con un máximo de **2,5 puntos**.
- Agrupaciones de preguntas que sumen más de 10 puntos o que no coincidan con las indicadas conllevarán la **anulación** de la(s) última(s) pregunta(s) seleccionada(s) y/o respondida(s).

Pregunta 1. Opción A. (2,5 puntos) La gráfica muestra los valores experimentales de la primera energía de ionización, $E_i(1)$ /(kJ mol⁻¹), de los ocho elementos que forman el tercer periodo de la tabla periódica.

a) (1,50 puntos) Indique a qué es debida la tendencia general observada. **b) (1,00 punto)** Justifique las excepciones encontradas (Mg y P).



Pregunta 1. Opción B. (2,5 puntos) **a) (0,75 puntos)** En la tabla aparecen cuatro posibles espín-orbitales descritos por sus correspondientes números cuánticos.

	n	l	m_l	m_s
1	3	2	2	+1/2
2	3	1	1	+1/2
3	2	1	0	+1/2
4	3	2	0	-1/2

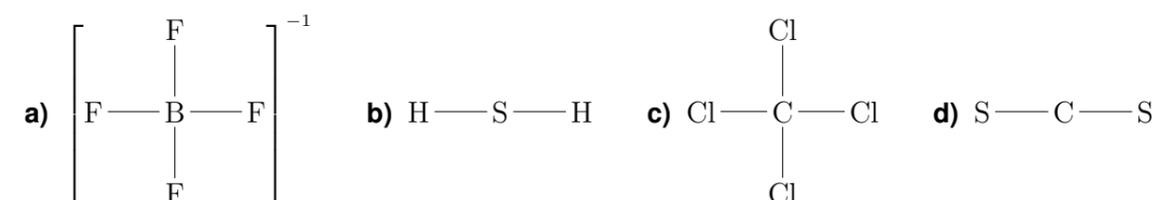
Indique, razonadamente, cuál de ellos puede corresponderse con un electrón de la capa de valencia del átomo de azufre en su estado fundamental.

b) (0,75 puntos) Calcule la incertidumbre asociada a la posición de un electrón si la incertidumbre asociada a su velocidad es $5,97 \cdot 10^4$ m s⁻¹.

Datos: $h = 6,626\ 068\ 96 \cdot 10^{-34}$ J s y $m_e = 9,109\ 382\ 15 \cdot 10^{-31}$ kg.

c) (1,00 punto) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de flúor, magnesio, fósforo y cromo ($Z = 24$) en su estado fundamental.

Pregunta 2. Opción A. (2,5 puntos) Represente las estructuras de Lewis de las siguientes especies e indique su geometría:



Pregunta 2. Opción B. (2,5 puntos) Utilice un ciclo de Born-Haber para calcular la entalpía estándar de red, $\Delta_{\text{red}}H^\ominus$, del NaCl(s).

Datos: $E_i(\text{Na}) = 496$ kJ mol⁻¹ (primera energía de ionización), $E_{\text{ea}}(\text{Cl}) = -349$ kJ mol⁻¹ (primera afinidad electrónica), $\Delta_f H^\ominus(\text{NaCl(s)}) = -411$ kJ mol⁻¹, $\Delta_f H^\ominus(\text{Na(g)}) = 108$ kJ mol⁻¹ y $\Delta_f H^\ominus(\text{Cl(g)}) = 122$ kJ mol⁻¹.

Pregunta 3. Opción A. (2,5 puntos) **a) (2,00 puntos)** Calcule, a 298,15 K, la entalpía estándar de reacción, $\Delta_r H^\ominus$, correspondiente a la combustión del metano. **b) (0,50 puntos)** Indique, razonadamente, si la reacción es exotérmica o endotérmica.

Datos:

	CO ₂ (g)	H ₂ O(l)	CH ₄ (g)
$\Delta_f H^\ominus(298,15\text{ K})/(\text{kJ mol}^{-1})$	-393,1	-285,5	-74,8

Pregunta 3. Opción B. (2,5 puntos) Considere la reacción $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$. A una T determinada, una mezcla gaseosa de $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{H}_2(\text{g})$ y $\text{NH}_3(\text{g})$ se encuentra en un estado de equilibrio. Las cantidades de los tres componentes de la mezcla gaseosa en ese estado de equilibrio se muestran a continuación.

	$\text{N}_2(\text{g})$	$\text{H}_2(\text{g})$	$\text{NH}_3(\text{g})$
n_{eq}/mol	3,00	1,00	1,00

La presión de la mezcla gaseosa en dicho estado es $p_{\text{tot,eq}} = 1,00 \text{ atm}$. **a) (1,00 punto)** Calcule el valor de K_p . **b) (1,00 punto)** Manteniendo la mezcla gaseosa a $p_{\text{tot,eq}} = 1,00 \text{ atm}$ y T , se añaden $0,100 \text{ mol}$ de $\text{N}_2(\text{g})$. Calcule, en esta nueva situación, el valor del cociente de reacción, Q_p . **c) (0,50 puntos)** Compare los valores de K_p y Q_p para predecir hacia dónde se desplazará la reacción.

Pregunta 4. Opción A. (2,5 puntos) Calcule, a 25°C , el pH de una disolución acuosa $0,0100 \text{ M}$ de HNO_2 .

Dato: $K_a(25^\circ\text{C}) = 5,52 \cdot 10^{-4}$.

Pregunta 4. Opción B. (2,5 puntos) Calcule la energía de Gibbs estándar de reacción, $\Delta_r G^\circ$, a $298,15 \text{ K}$, correspondiente al proceso que ocurre en una celda galvánica que utiliza los sistemas redox $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ y $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})/\text{Zn}(\text{s})$.

Datos: $F = 9,648\,533\,99 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

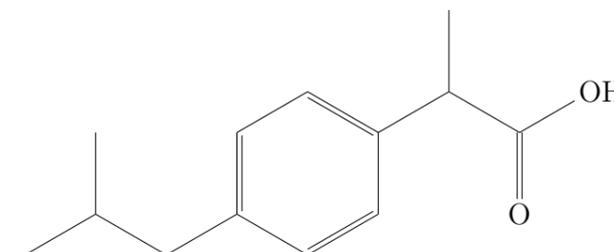
	$E^\circ(298,15 \text{ K})/\text{V}$
$\text{Cu}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}(\text{s})$	0,340
$\text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{s})$	-0,763

Pregunta 5. Opción A. (2,5 puntos) Se ha determinado, a la misma temperatura, pero en cuatro condiciones iniciales diferentes, la velocidad inicial, v_0 , de la reacción $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 5\text{Br}^-(\text{aq}) + 6\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 3\text{Br}_2(\text{aq}) + 9\text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Exp.	$[\text{BrO}_3^-(\text{aq})]_0/(\text{mol L}^{-1})$	$[\text{Br}^-(\text{aq})]_0/(\text{mol L}^{-1})$	$[\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_0/(\text{mol L}^{-1})$	$v_0/(\text{mol L}^{-1} \text{ s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \cdot 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \cdot 10^{-3}$
3	0,10	0,30	0,10	$3,5 \cdot 10^{-3}$
4	0,20	0,10	0,15	$5,5 \cdot 10^{-3}$

a) (0,25 puntos) Calcule el orden de la reacción respecto al BrO_3^- . **b) (0,25 puntos)** Calcule el orden de la reacción respecto al Br^- . **c) (0,25 puntos)** Calcule el orden de la reacción respecto al H_3O^+ . **d) (0,25 puntos)** Calcule el orden total de la reacción. **e) (0,75 puntos)** Calcule la constante cinética. **f) (0,75 puntos)** Escriba la ley de velocidad.

Pregunta 5. Opción B. (2,5 puntos) **a) (1,00 punto)** Se muestra, a continuación, la fórmula estructural desarrollada del ibuprofeno.



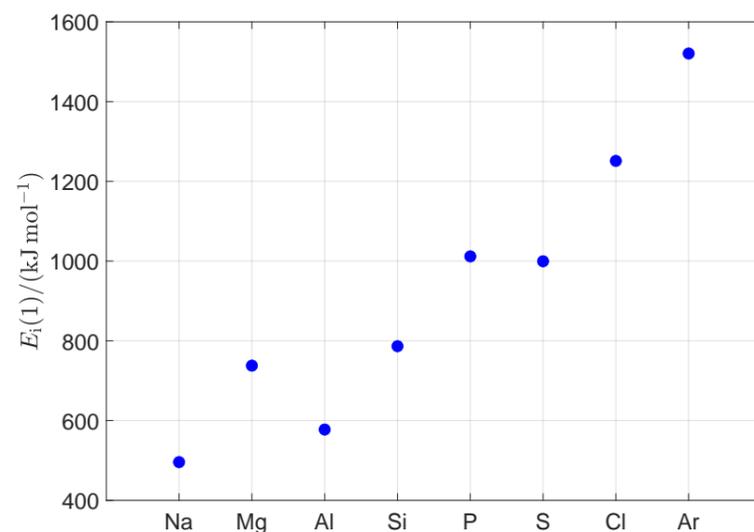
a.1) (0,25 puntos) Escriba su fórmula molecular. **a.2) (0,75 puntos)** Copie en el pliego en blanco la fórmula del compuesto y señale todos los átomos de carbono asimétricos.

b) (0,75 puntos) Escriba la fórmula estructural desarrollada de los siguientes compuestos: 1-etil-4-metilciclohexano, 3-etil-5-metilheptano y 6-metilhept-2-en-4-ol.

c) (0,75 puntos) **c.1) (0,50 puntos)** Escriba la fórmula estructural desarrollada del monómero que constituye el poli(cloruro de vinilo). **c.2) (0,25 puntos)** ¿Qué tipo de polimeración se sigue en la formación del poli(cloruro de vinilo)?

4. MODELO DE EXAMEN RESUELTO Y CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

Pregunta 1. Opción A. (2,5 puntos) La gráfica muestra los valores experimentales de la primera energía de ionización, $E_i(1)/(\text{kJ mol}^{-1})$, de los ocho elementos que forman el tercer periodo de la tabla periódica. **a) (1,50 puntos)** Indique a qué es debida la tendencia general observada. **b) (1,00 punto)** Justifique las excepciones encontradas (Mg y P).



a) La primera energía de ionización crece, al ir de izquierda a derecha en un periodo, porque la carga nuclear efectiva aumenta.

Desglose de la puntuación	
Aumento de izquierda a derecha en el periodo	0,75
Aumento de la carga nuclear efectiva	0,75

b) La configuración electrónica del magnesio, en su estado fundamental, es $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2$. Su última subcapa está llena y por eso su primera energía de ionización es más alta de lo normal. Una situación similar (última subcapa semillena) se da en el caso del estado fundamental del átomo de fósforo. Su configuración electrónica es $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^3$.

QUÍMICA

Desglose de la puntuación	
Mg (subcapa llena)	0,50
P (subcapa semillena)	0,50

Pregunta 1. Opción B. (2,5 puntos) a) (0,75 puntos) En la tabla aparecen cuatro posibles espín-orbitales descritos por sus correspondientes números cuánticos.

	n	l	m_l	m_s
1	3	2	2	+1/2
2	3	1	1	+1/2
3	2	1	0	+1/2
4	3	2	0	-1/2

Indique, razonadamente, cuál de ellos puede corresponderse con un electrón de la capa de valencia del átomo de azufre en su estado fundamental.

b) (0,75 puntos) Calcule la incertidumbre asociada a la posición de un electrón si la incertidumbre asociada a su velocidad es $5,97 \cdot 10^4 \text{ m s}^{-1}$.

Datos: $h = 6,626\ 068\ 96 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ y $m_e = 9,109\ 382\ 15 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$.

c) (1,00 punto) Escriba las configuraciones electrónicas de los átomos de flúor, magnesio, fósforo y cromo ($Z = 24$) en su estado fundamental.

a) La configuración electrónica del azufre, en su estado fundamental, es $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^4$. Los electrones de su capa de valencia están descritos por orbitales con $n = 3$: esto excluye al espín-orbital **3**. No existen, en la capa de valencia del átomo de azufre en su estado fundamental, electrones descritos por orbitales d ($l = 2$): esto excluye los espín-orbitales **1** y **4**.

Desglose de la puntuación	
Configuración electrónica del azufre en su estado fundamental	0,25
Opción 2 (argumentada)	0,50

b)

$$\Delta x \times \Delta p_x \geq \hbar/2 = h/4\pi$$

$$\Delta p_x = \Delta(m_e v_x) = m_e \Delta v_x$$

$$\Delta x \times m_e \Delta v_x \geq h/4\pi$$

$$\Delta x \geq \frac{h}{4\pi m_e \Delta v_x}$$

$$\Delta x \geq 9,70 \cdot 10^{-10} \text{ m}$$

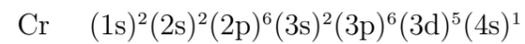
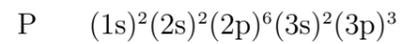
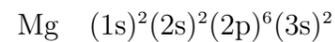
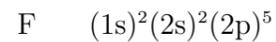
Desglose de la puntuación

$$\Delta x \times \Delta p_x \geq \hbar/2 = h/4\pi \quad 0,25$$

$$\Delta x \geq 9,70 \cdot 10^{-10} \text{ m} \quad 0,50$$

Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

c)

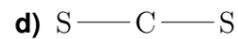
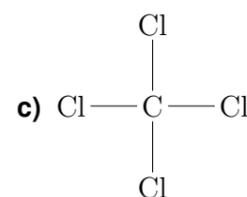
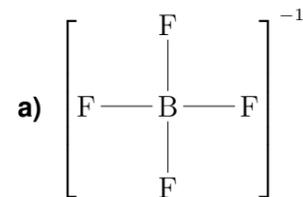


Desglose de la puntuación

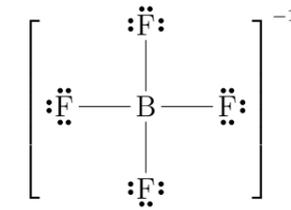
$$\text{Configuración electrónica correcta (4} \times 0,25) \quad 1,00$$

También se admite, para el átomo de Cr, la configuración electrónica $(1s)^2(2s)^2(2p)^6(3s)^2(3p)^6(4s)^1(3d)^5$.

Pregunta 2. Opción A. (2,5 puntos) Represente las estructuras de Lewis de las siguientes especies e indique su geometría:



a) $e^- = 3 + 7 \times 4 + 1 = 32$ (16 pares)



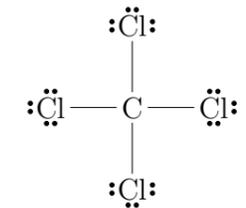
Tetraédrica

b) $e^- = 6 + 1 \times 2 = 8$ (4 pares)



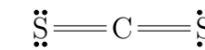
Angular

c) $e^- = 4 + 7 \times 4 = 32$ (16 pares)



Tetraédrica

d) $e^- = 4 + 6 \times 2 = 16$ (8 pares)



Lineal

Desglose de la puntuación

Estructura de Lewis (BF_4^-) 0,50

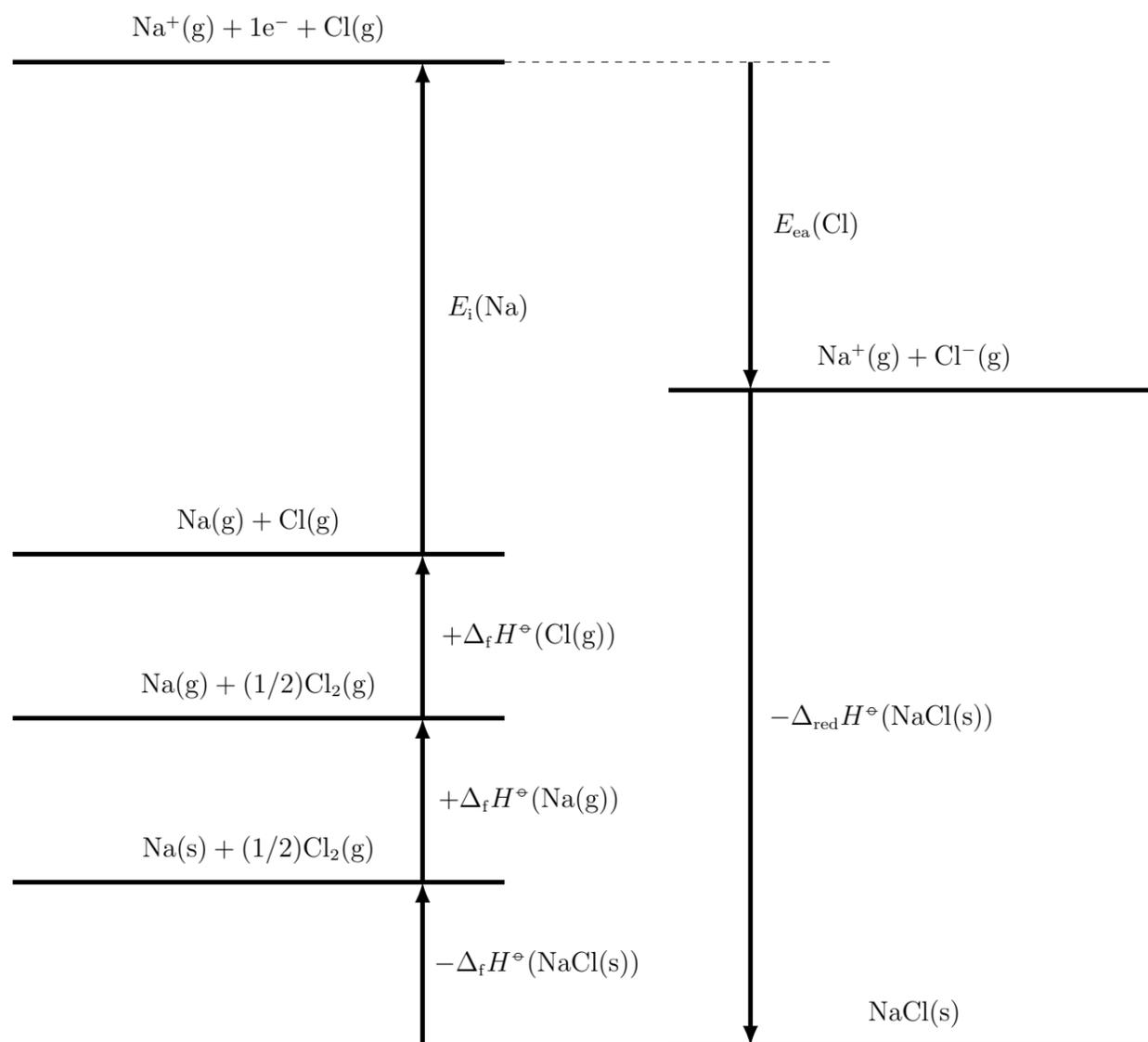
Geometría (BF_4^-) 0,50

Resto de estructuras de Lewis ($3 \times 0,25$) 0,75

Resto de geometrías ($3 \times 0,25$) 0,75

Pregunta 2. Opción B. (2,5 puntos) Utilice un ciclo de Born-Haber para calcular la entalpía estándar de red, $\Delta_{\text{red}}H^\circ$, del NaCl(s).

Datos: $E_i(\text{Na}) = 496 \text{ kJ mol}^{-1}$ (primera energía de ionización), $E_{\text{ea}}(\text{Cl}) = -349 \text{ kJ mol}^{-1}$ (primera afinidad electrónica), $\Delta_f H^\circ(\text{NaCl(s)}) = -411 \text{ kJ mol}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ(\text{Na(g)}) = 108 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $\Delta_f H^\circ(\text{Cl(g)}) = 122 \text{ kJ mol}^{-1}$.



La longitud de las flechas no se corresponde con el valor numérico que representa.

$$-\Delta_f H^\circ(\text{NaCl(s)}) + \Delta_f H^\circ(\text{Na(g)}) + \Delta_f H^\circ(\text{Cl(g)}) + E_i(\text{Na}) + E_{ea}(\text{Cl}) - \Delta_{\text{red}} H^\circ(\text{NaCl(s)}) = 0$$

$$411 + 108 + 122 + 496 - 349 - \Delta_{\text{red}} H^\circ(\text{NaCl(s)}) = 0$$

$$\Delta_{\text{red}} H^\circ(\text{NaCl(s)}) = 788 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Desglose de la puntuación		
$\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na(s)} + (1/2)\text{Cl}_2(\text{g})$	$-\Delta_f H^\circ(\text{NaCl(s)})$	0,25
$\text{Na(s)} + (1/2)\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Na(g)} + (1/2)\text{Cl}_2(\text{g})$	$+\Delta_f H^\circ(\text{Na(g)})$	0,25
$\text{Na(g)} + (1/2)\text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Na(g)} + \text{Cl(g)}$	$+\Delta_f H^\circ(\text{Cl(g)})$	0,50
$\text{Na(g)} + \text{Cl(g)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + 1\text{e}^- + \text{Cl}^-(\text{g})$	$E_i(\text{Na})$	0,25
$\text{Na}^+(\text{g}) + 1\text{e}^- + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g})$	$E_{ea}(\text{Cl})$	0,25
$\text{Na}^+(\text{g}) + \text{Cl}^-(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl(s)}$	$-\Delta_{\text{red}} H^\circ(\text{NaCl(s)})$	0,25
$\Delta_{\text{red}} H^\circ(\text{NaCl(s)}) = 788 \text{ kJ mol}^{-1}$		0,75

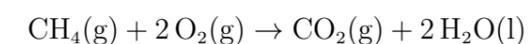
Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

Pregunta 3. Opción A. (2,5 puntos) a) (2,00 puntos) Calcule, a 298,15 K, la entalpía estándar de reacción, $\Delta_r H^\circ$, correspondiente a la combustión del metano. **b) (0,50 puntos)** Indique, razonadamente, si la reacción es exotérmica o endotérmica.

Datos:

	$\text{CO}_2(\text{g})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{l})$	$\text{CH}_4(\text{g})$
$\Delta_f H^\circ(298,15 \text{ K}) / (\text{kJ mol}^{-1})$	-393,1	-285,5	-74,8

a)



$$\Delta_r H^\circ(298,15 \text{ K}) =$$

$$2 \Delta_f H^\circ(298,15 \text{ K}, \text{H}_2\text{O}(\text{l})) + \Delta_f H^\circ(298,15 \text{ K}, \text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(298,15 \text{ K}, \text{CH}_4(\text{g})) =$$

$$2 \times (-285,5) + (-393,1) - (-74,8) = -889,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

Desglose de la puntuación

$\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$	0,50
$\Delta_r H^\circ = 2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{l})) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4(\text{g}))$ (todas a 298,15 K)	0,50
$\Delta_r H^\circ(298,15 \text{ K}) = -889,3 \text{ kJ mol}^{-1}$	1,00

Si se omiten los estados de agregación en la ecuación química, se restan 0,25 puntos. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

b) $\Delta_r H^\circ(298,15 \text{ K}) < 0 \rightarrow$ Exotérmica

Desglose de la puntuación	
Exotérmica (argumentado)	0,50

Pregunta 3. Opción B. (2,5 puntos) Considere la reacción $N_2(g) + 3 H_2(g) \rightleftharpoons 2 NH_3(g)$. A una T determinada, una mezcla gaseosa de $N_2(g)$, $H_2(g)$ y $NH_3(g)$ se encuentra en un estado de equilibrio. Las cantidades de los tres componentes de la mezcla gaseosa en ese estado de equilibrio se muestran a continuación.

	$N_2(g)$	$H_2(g)$	$NH_3(g)$
n_{eq}/mol	3,00	1,00	1,00

La presión de la mezcla gaseosa en dicho estado es $p_{tot,eq} = 1,00$ atm. **a) (1,00 punto)** Calcule el valor de K_p . **b) (1,00 punto)** Manteniendo la mezcla gaseosa a $p_{tot,eq} = 1,00$ atm y T , se añaden 0,100 mol de $N_2(g)$. Calcule, en esta nueva situación, el valor del cociente de reacción, Q_p . **c) (0,50 puntos)** Compare los valores de K_p y Q_p para predecir hacia dónde se desplazará la reacción.

a)

	$N_2(g)$	$+ 3 H_2(g)$	$\xrightleftharpoons{K_p}$	$2 NH_3(g)$
$n(\xi = \xi_{eq})/mol = n_{eq}/mol$	3,00	1,00		1,00

$$n_{tot,eq} = 3,00 + 1,00 + 1,00 = 5,00 \text{ mol}$$

	$x_{eq} = n_{eq}/n_{tot,eq}$	$p_{eq} = x_{eq} \times p_{tot,eq}$
$N_2(g)$	$\frac{3,00}{5,00} = 0,600$	$0,600 \times p_{tot,eq}$
$H_2(g)$	$\frac{1,00}{5,00} = 0,200$	$0,200 \times p_{tot,eq}$
$NH_3(g)$	$\frac{1,00}{5,00} = 0,200$	$0,200 \times p_{tot,eq}$

$$K_p = \frac{(p_{NH_3(g),eq})^2}{(p_{N_2(g),eq}) \times (p_{H_2(g),eq})^3} = \frac{(0,200 \times p_{tot,eq})^2}{(0,600 \times p_{tot,eq}) \times (0,200 \times p_{tot,eq})^3} = 8,33 \times p_{tot,eq}^{-2}$$

$$p_{tot,eq} = 1,00 \text{ atm} \rightarrow K_p = 8,33 \text{ atm}^{-2}$$

Desglose de la puntuación	
$K_p = \frac{(p_{NH_3(g),eq})^2}{(p_{N_2(g),eq}) \times (p_{H_2(g),eq})^3}$	0,50
$K_p = 8,33 \text{ atm}^{-2}$	0,50

Se admite la omisión del subíndice «eq». Se admite la omisión de los estados de agregación. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

b)

	$N_2(g)$	$+ 3 H_2(g)$	$\xrightleftharpoons{K_p}$	$2 NH_3(g)$
$n(\xi = \xi_0)/mol = n_0/mol$	3,00 + 0,100	1,00		1,00

$$n_{tot,0} = 3,00 + 0,100 + 1,00 + 1,00 = 5,10 \text{ mol}$$

	$x_0 = n_0/n_{tot,0}$	$p_0 = x_0 \times p_{tot,eq}$
$N_2(g)$	$\frac{3,10}{5,10} = 0,60784 \dots$	$0,60784 \dots \times p_{tot,eq}$
$H_2(g)$	$\frac{1,00}{5,10} = 0,19607 \dots$	$0,19607 \dots \times p_{tot,eq}$
$NH_3(g)$	$\frac{1,00}{5,10} = 0,19607 \dots$	$0,19607 \dots \times p_{tot,eq}$

$$Q_p = \frac{(p_{NH_3(g),0})^2}{(p_{N_2(g),0}) \times (p_{H_2(g),0})^3} = \frac{(0,19607 \dots \times p_{tot,eq})^2}{(0,60784 \dots \times p_{tot,eq}) \times (0,19607 \dots \times p_{tot,eq})^3} = 8,39 \times p_{tot,eq}^{-2}$$

$$p_{tot,eq} = 1,00 \text{ atm} \rightarrow Q_p = 8,39 \text{ atm}^{-2}$$

Desglose de la puntuación	
$Q_p = \frac{(p_{NH_3(g),0})^2}{(p_{N_2(g),0}) \times (p_{H_2(g),0})^3}$	0,50
$Q_p = 8,39 \text{ atm}^{-2}$	0,50

Se admite la omisión del subíndice «0». Se admite la omisión de los estados de agregación. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

c) $Q_p > K_p$

Desglose de la puntuación	
$Q_p > K_p$	0,25
La reacción se desplaza hacia la izquierda	0,25

Si los resultados de los apartados **a)** y **b)** son incorrectos, pero se razona correctamente con ellos, se asignan, si procede, los (0,25 + 0,25) puntos.

El problema puede resolverse, alternativamente, utilizando K_c .

a)

	$N_2(g)$	$+ 3 H_2(g)$	$\xrightleftharpoons{K_c}$	$2 NH_3(g)$
$n(\xi = \xi_{eq})/\text{mol} = n_{eq}/\text{mol}$	3,00	1,00		1,00

$$n_{tot,eq} = 3,00 + 1,00 + 1,00 = 5,00 \text{ mol}$$

	$c_{eq} = n_{eq}/V_{eq}$
$N_2(g)$	$\frac{3,00}{V_{eq}}$
$H_2(g)$	$\frac{1,00}{V_{eq}}$
$NH_3(g)$	$\frac{1,00}{V_{eq}}$

$$K_c = \frac{(c_{NH_3(g),eq})^2}{(c_{N_2(g),eq}) \times (c_{H_2(g),eq})^3} = \frac{(1,00/V_{eq})^2}{(3,00/V_{eq}) \times (1,00/V_{eq})^3} = \frac{1,00}{3,00} V_{eq}^2$$

$$K_c = \frac{1,00}{3,00} \left(\frac{n_{tot,eq} RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = \frac{1,00}{3,00} \left(\frac{5,00 RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = \frac{25,0}{3,00} \left(\frac{RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = 8,33 \left(\frac{RT}{p_{tot,eq}} \right)^2$$

$$K_p = K_c (RT)^{\sum_B \nu_B} = K_c (RT)^{-2} = 8,33 \times p_{tot,eq}^{-2}$$

$$p_{tot,eq} = 1,00 \text{ atm} \rightarrow K_p = 8,33 \text{ atm}^{-2}$$

Desglose de la puntuación

$K_c = \frac{(c_{NH_3(g),eq})^2}{(c_{N_2(g),eq}) \times (c_{H_2(g),eq})^3}$	0,50
$K_p = 8,33 \text{ atm}^{-2}$	0,50

Se admite la omisión del subíndice «eq». Se admite la omisión de los estados de agregación. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

b)

	$N_2(g)$	$+ 3 H_2(g)$	$\xrightleftharpoons{K_c}$	$2 NH_3(g)$
$n(\xi = \xi_0)/\text{mol} = n_0/\text{mol}$	3,00 + 0,100	1,00		1,00

$$n_{tot,0} = 3,00 + 0,100 + 1,00 + 1,00 = 5,10 \text{ mol}$$

	$c_0 = n_0/V_0$
$N_2(g)$	$\frac{3,10}{V_0}$
$H_2(g)$	$\frac{1,00}{V_0}$
$NH_3(g)$	$\frac{1,00}{V_0}$

$$Q_c = \frac{(c_{NH_3(g),0})^2}{(c_{N_2(g),0}) \times (c_{H_2(g),0})^3} = \frac{(1,00/V_0)^2}{(3,10/V_0) \times (1,00/V_0)^3} = \frac{1,00}{3,10} V_0^2$$

$$Q_c = \frac{1,00}{3,10} \left(\frac{n_{tot,0} RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = \frac{1,00}{3,10} \left(\frac{5,10 RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = \frac{5,10^2}{3,10} \left(\frac{RT}{p_{tot,eq}} \right)^2 = 8,39 \left(\frac{RT}{p_{tot,eq}} \right)^2$$

$$Q_p = Q_c (RT)^{\sum_B \nu_B} = Q_c (RT)^{-2} = 8,39 \times p_{tot,eq}^{-2}$$

$$p_{tot,eq} = 1,00 \text{ atm} \rightarrow Q_p = 8,39 \text{ atm}^{-2}$$

Desglose de la puntuación

$Q_c = \frac{(c_{NH_3(g),0})^2}{(c_{N_2(g),0}) \times (c_{H_2(g),0})^3}$	0,50
$Q_p = 8,39 \text{ atm}^{-2}$	0,50

Se admite la omisión del subíndice «0». Se admite la omisión de los estados de agregación. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

c) $Q_p > K_p$

Desglose de la puntuación	
$Q_p > K_p$	0,25
La reacción se desplaza hacia la izquierda	0,25

Si los resultados de los apartados a) y b) son incorrectos, pero se razona correctamente con ellos, se asignan, si procede, los (0,25 + 0,25) puntos.

Pregunta 4. Opción A. (2,5 puntos) Calcule, a 25 °C, el pH de una disolución acuosa 0,0100 M de HNO₂.

Dato: $K_a(25\text{ °C}) = 5,52 \cdot 10^{-4}$.

$$[\text{HNO}_2]_0 = c_0 = 0,0100 \text{ M} \quad K_a = 5,52 \cdot 10^{-4}$$

	HNO ₂ (aq)	+ H ₂ O(l)	$\xrightleftharpoons{K_a}$	H ₃ O ⁺ (aq)	+ NO ₂ ⁻ (aq)
$c(\xi = 0)/(\text{mol L}^{-1})$	c_0			0	0
$c(\xi = \xi_{\text{eq}})/(\text{mol L}^{-1})$	$c_0 - x$			x	x

$$K_a = \frac{[\text{NO}_2^-(\text{aq})]_{\text{eq}} \times [\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})]_{\text{eq}}}{[\text{HNO}_2(\text{aq})]_{\text{eq}}} \times \frac{1}{c^\ominus} = \frac{x^2}{c_0 - x} \times \frac{1}{c^\ominus} \rightarrow x = 0,002\,089\,6 \dots \text{ mol L}^{-1}$$

$$\text{pH} = -\log_{10}(x) = 2,68$$

Desglose de la puntuación	
HNO ₂ (aq) + H ₂ O(l) ⇌ H ₃ O ⁺ (aq) + NO ₂ ⁻ (aq)	0,50
Concentraciones en el equilibrio	0,50
$K_a = (x^2/c^\ominus)/(c_0 - x)$	0,50
$x = 0,002\,089\,6 \dots \text{ mol L}^{-1}$	0,50
pH = 2,68	0,50

Se admite la omisión de c^\ominus . Se admite la omisión de los estados de agregación. Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

Pregunta 4. Opción B. (2,5 puntos) Calcule la energía de Gibbs estándar de reacción, $\Delta_r G^\ominus$, a 298,15 K, correspondiente al proceso que ocurre en una celda galvánica que utiliza los sistemas redox Cu²⁺(aq)/Cu(s) y Zn²⁺(aq)/Zn(s).

Datos: $F = 9,648\,533\,99 \cdot 10^4 \text{ C mol}^{-1}$

	$E^\ominus(298,15 \text{ K})/\text{V}$
Cu ²⁺ (aq) + 2 e ⁻ ⇌ Cu(s)	0,340
Zn ²⁺ (aq) + 2 e ⁻ ⇌ Zn(s)	-0,763

$$E_{\text{cell, eq}}^\ominus = E_{\text{R}}^\ominus - E_{\text{L}}^\ominus$$

$$0,340 > -0,763 \rightarrow E_{\text{R}}^\ominus = 0,340 \text{ V} \quad E_{\text{L}}^\ominus = -0,763 \text{ V}$$

$$E_{\text{cell, eq}}^\ominus = 0,340 - (-0,763) = 1,103 \text{ V}$$

$$\Delta_r G^\ominus(298,15 \text{ K}) = -z F E_{\text{cell, eq}}^\ominus(298,15 \text{ K})$$

$$z = 2$$

$$\Delta_r G^\ominus(298,15 \text{ K}) = -213 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}$$

Desglose de la puntuación	
$E_{\text{cell, eq}}^\ominus = E_{\text{R}}^\ominus - E_{\text{L}}^\ominus$	0,25
Identificar E_{R}^\ominus y E_{L}^\ominus	0,50
$E_{\text{cell, eq}}^\ominus = 1,103 \text{ V}$	0,50
$\Delta_r G^\ominus(298,15 \text{ K}) = -z F E_{\text{cell, eq}}^\ominus(298,15 \text{ K})$	0,25
$z = 2$	0,50
$\Delta_r G^\ominus(298,15 \text{ K}) = -213 \cdot 10^3 \text{ J mol}^{-1}$	0,50

Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

Pregunta 5. Opción A. (2,5 puntos) Se ha determinado, a la misma temperatura, pero en cuatro condiciones iniciales diferentes, la velocidad inicial, v_0 , de la reacción $\text{BrO}_3^-(\text{aq}) + 5 \text{Br}^-(\text{aq}) + 6 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow 3 \text{Br}_2(\text{aq}) + 9 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$.

Exp.	$[\text{BrO}_3^- (\text{aq})]_0 / (\text{mol L}^{-1})$	$[\text{Br}^- (\text{aq})]_0 / (\text{mol L}^{-1})$	$[\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]_0 / (\text{mol L}^{-1})$	$v_0 / (\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1})$
1	0,10	0,10	0,10	$1,2 \cdot 10^{-3}$
2	0,20	0,10	0,10	$2,4 \cdot 10^{-3}$
3	0,10	0,30	0,10	$3,5 \cdot 10^{-3}$
4	0,20	0,10	0,15	$5,5 \cdot 10^{-3}$

a) (0,25 puntos) Calcule el orden de la reacción respecto al BrO_3^- . **b) (0,25 puntos)** Calcule el orden de la reacción respecto al Br^- . **c) (0,25 puntos)** Calcule el orden de la reacción respecto al H_3O^+ . **d) (0,25 puntos)** Calcule el orden total de la reacción. **e) (0,75 puntos)** Calcule la constante cinética. **f) (0,75 puntos)** Escriba la ley de velocidad.

La expresión general de la ley de velocidad es $v = k [\text{BrO}_3^- (\text{aq})]^\alpha [\text{Br}^- (\text{aq})]^\beta [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]^\gamma$.

a) Utilizando la información de los experimentos **1 y 2**:

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{2,4 \cdot 10^{-3}} = \left(\frac{0,10}{0,20}\right)^\alpha \rightarrow \alpha = 1$$

Desglose de la puntuación	
$\alpha = m_{\text{BrO}_3^- (\text{aq})} = 1$	0,25

b) Utilizando la información de los experimentos **1 y 3**:

$$\frac{1,2 \cdot 10^{-3}}{3,5 \cdot 10^{-3}} = \left(\frac{0,10}{0,30}\right)^\beta \rightarrow \beta = 0,97 \approx 1$$

Desglose de la puntuación	
$\beta = m_{\text{Br}^- (\text{aq})} = 1$	0,25

c) Utilizando la información de los experimentos **2 y 4**:

$$\frac{2,4 \cdot 10^{-3}}{5,5 \cdot 10^{-3}} = \left(\frac{0,10}{0,15}\right)^\gamma \rightarrow \gamma = 2,04 \approx 2$$

Desglose de la puntuación	
$\gamma = m_{\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})} = 2$	0,25

d) $m = m_{\text{BrO}_3^- (\text{aq})} + m_{\text{Br}^- (\text{aq})} + m_{\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})} = 4$

Desglose de la puntuación	
$m = m_{\text{BrO}_3^- (\text{aq})} + m_{\text{Br}^- (\text{aq})} + m_{\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})} = 4$	0,25

e)

$$v = k [\text{BrO}_3^- (\text{aq})]^1 [\text{Br}^- (\text{aq})]^1 [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]^2$$

$$k = \frac{v}{[\text{BrO}_3^- (\text{aq})]^1 [\text{Br}^- (\text{aq})]^1 [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]^2}$$

Existen cuatro posibilidades para calcular k : una por cada experimento. Pero en todos los casos se obtiene, al considerar dos cifras significativas, el mismo valor: $k = 12 \text{ mol}^{-3} \text{ L}^3 \text{ s}^{-1}$.

Desglose de la puntuación	
$k = 12 \text{ mol}^{-3} \text{ L}^3 \text{ s}^{-1}$	0,75

Si las unidades de una cantidad final no son correctas, se restan 0,25 puntos. Si el número de cifras significativas de un valor numérico final difiere del correcto en más de dos unidades, se restan 0,25 puntos.

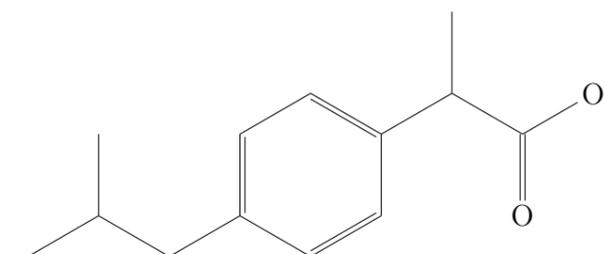
f)

$$v / (\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}) = 12 ([\text{BrO}_3^- (\text{aq})] / (\text{mol L}^{-1}))^1 ([\text{Br}^- (\text{aq})] / (\text{mol L}^{-1}))^1 ([\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})] / (\text{mol L}^{-1}))^2$$

Desglose de la puntuación	
$v = 12 [\text{BrO}_3^- (\text{aq})]^1 [\text{Br}^- (\text{aq})]^1 [\text{H}_3\text{O}^+ (\text{aq})]^2$	0,75

Se admite la omisión de los estados de agregación.

Pregunta 5. Opción B. (2,5 puntos) a) (1,00 punto) Se muestra, a continuación, la fórmula estructural desarrollada del ibuprofeno.



a.1) (0,25 puntos) Escriba su fórmula molecular. **a.2) (0,75 puntos)** Copie en el pliego en blanco la fórmula del compuesto y señale todos los átomos de carbono asimétricos.

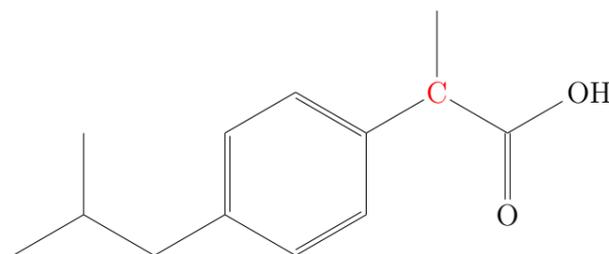
b) (0,75 puntos) Escriba la fórmula estructural desarrollada de los siguientes compuestos: 1-etil-4-metilciclohexano, 3-etil-5-metilheptano y 6-metilhept-2-en-4-ol.

c) (0,75 puntos) c.1) (0,50 puntos) Escriba la fórmula estructural desarrollada del monómero que constituye el poli(cloruro de vinilo). **c.2) (0,25 puntos)** ¿Qué tipo de polimerización se sigue en la formación del poli(cloruro de vinilo)?

a.1) $C_{13}H_{18}O_2$

Desglose de la puntuación	
Fórmula molecular correcta	0,25

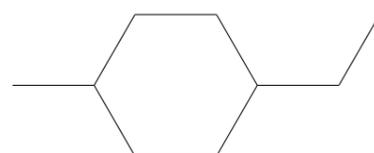
a.2) Solo hay un átomo de carbono asimétrico, el que está escrito en color rojo.



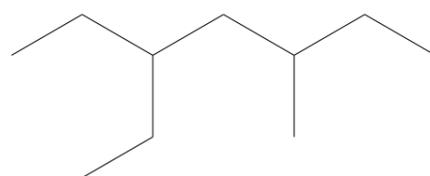
Desglose de la puntuación	
1 átomo de carbono asimétrico (señalado en rojo)	0,75

b)

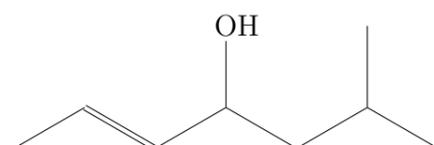
1-etil-4-metilciclohexano



3-etil-5-metilheptano



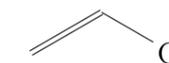
6-metilhept-2-en-4-ol



Desglose de la puntuación

Fórmula correcta (3 × 0,25) 0,75

c.1)



Desglose de la puntuación

Fórmula correcta 0,50

c.2) Polimerización en cadena.

Desglose de la puntuación

Tipo correcto 0,25

APÉNDICE
 MATLAB®

Pregunta 1.B.b

```
clc
clear all
format long
h=6.62606896e-34;
m=9.10938215e-31;
Deltax=h/(4*pi*m*5.97e4)
```

Pregunta 2.B

```
clc
clear all
format long
Delta_red_H_std=411+108+122+496-349
```

Pregunta 3.A

```
clc
clear all
format long
Delta_r_H_std=2*(-285.5)+(-393.1)-(-74.8)
```

Pregunta 3.B

```
clc
clear all
format long
n_tot_eq=5;
x_N2_eq=3/n_tot_eq
x_H2_eq=1/n_tot_eq
x_NH3_eq=1/n_tot_eq
```

```
K_p=(x_NH3_eq)^2/(x_N2_eq*(x_H2_eq)^3)
n_tot_0=5.1;
x_N2_0=3.1/n_tot_0
x_H2_0=1/n_tot_0
x_NH3_0=1/n_tot_0
Q_p=(x_NH3_0)^2/(x_N2_0*(x_H2_0)^3)
```

Pregunta 4.A

```
clc
clear all
format long
Ka=5.52e-4;
c0=0.01;
syms x
sol=solve(Ka==x^2/(c0-x));
sol=double(sol)
pH=-log10(sol(2))
```

Pregunta 4.B

```
clc
clear all
format long
F=9.64853399e4;
E_std_Cu=0.340;
E_std_Zn=-0.763;
E_cell_eq=E_std_Cu-E_std_Zn
Delta_r_G_std=-2*F*E_cell_eq
```

Pregunta 5.A

```
clc
clear all
format long
beta=log(1.2/3.5)/log(0.1/0.3)
```

$$\gamma = \log(2.4/5.5) / \log(0.10/0.15)$$

$$k_1 = 1.2e-3 / (0.10 \times 0.10 \times (0.10)^2)$$

$$k_2 = 2.4e-3 / (0.20 \times 0.10 \times (0.10)^2)$$

$$k_3 = 3.5e-3 / (0.10 \times 0.30 \times (0.10)^2)$$

$$k_4 = 5.5e-3 / (0.20 \times 0.10 \times (0.15)^2)$$

$$k_{\text{media}} = (k_1 + k_2 + k_3 + k_4) / 4$$