

DIRECTRICES Y ORIENTACIONES GENERALES PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBA DE ADMISIÓN

Curso: 2025-26 Asignatura: QUÍMICA

1º Comentarios acerca del programa del segundo curso del Bachillerato, en relación con la Prueba de Acceso y Admisión a la Universidad

INTRODUCCIÓN

La Ponencia de Química, en sesión celebrada el día 6 de octubre de 2025, y siguiendo las instrucciones de la Comisión Interuniversitaria de Acceso a las Universidades Andaluzas, las orientaciones propuestas por la Conferencia de Rectores de Universidades Españolas y lo establecido en el RD 482/2025, de 17 de junio, ha elaborado el presente documento de directrices y orientaciones generales de la materia de Segundo Curso de Bachillerato. Este documento, respetando la autonomía pedagógica que reconoce a los centros la normativa vigente y ajustándose al currículum establecido en el Real Decreto 243/2022, de 5 de abril (B.O.E. de 6 de abril de 2022), el Decreto 103/2023, de 9 de mayo (B.O.J.A. de 15 de mayo de 2023), y la Orden de 30 de mayo de 2023, por la que se desarrolla el currículo correspondiente a la etapa de Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía, se regulan determinados aspectos de la atención a la diversidad y a las diferencias individuales, y se establece la ordenación de la evaluación del proceso de aprendizaje del alumnado (B.O.J.A. de 2 de junio de 2023), tiene como finalidad garantizar que todo el alumnado de nuestra Comunidad Autónoma que cursa estas enseñanzas y desee ingresar en la Universidad pueda realizar las Pruebas de Acceso en condiciones de igualdad.

Al tratarse de unas orientaciones generales, no se han establecido criterios para la secuenciación de los saberes básicos, que aparecen en el mismo orden que en la normativa citada. La sucesión de los mismos debería abordarse en el proceso de elaboración de la programación de la materia, para la que respetamos la citada autonomía pedagógica que reconoce a los centros tal normativa.

COMENTARIOS ACERCA DEL PROGRAMA EN RELACIÓN CON LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

Los saberes que figuran en estas orientaciones se deben utilizar sólo a los efectos de las Pruebas de Acceso a la Universidad.

La Ponencia, de acuerdo con el Real Decreto anteriormente citado y a los criterios de evaluación que en él aparecen, considera que:

La Química contemplada en la materia de Física y Química de primer curso de Bachillerato organiza en bloques los saberes básicos, que son los conocimientos, destrezas y actitudes que han de ser adquiridos a lo largo del curso, buscando una continuidad y ampliación de los de la etapa anterior pero que, a diferencia de esta, no contemplan un bloque específico de saberes comunes de las destrezas científicas básicas, puesto que estos deben ser trabajados de manera transversal en todos los bloques. Asimismo, el currículo de la materia de Química en 2º curso de Bachillerato se organiza de igual forma y propone un conjunto de competencias específicas de marcado carácter abierto y generalista, pues se entiende que el aprendizaje competencial requiere de una metodología muy particular adaptada a la situación del grupo. Entender los fundamentos de los procesos y fenómenos químicos, comprender cómo funcionan los modelos y las leyes de la química y manejar correctamente el lenguaje químico forman parte de las competencias específicas de la materia. Por todo ello, y para el correcto desarrollo de los bloques de saberes correspondientes a la etapa de Bachillerato, **es imprescindible el conocimiento del lenguaje químico, la nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos y orgánicos**. Por lo tanto, estos saberes básicos podrán ser objeto de cuestiones en las citadas Pruebas. El sistema de nomenclatura que utilizará la Ponencia será el de la IUPAC, las recomendaciones de 2005 para compuestos inorgánicos y las de 1993 para compuestos

orgánicos.

De igual forma, dado que en el segundo bloque de saberes básicos de la materia de Química de segundo curso de Bachillerato se introducen los aspectos más avanzados de las reacciones químicas sumando, a los cálculos estequiométricos de cursos anteriores, los fundamentos termodinámicos y cinéticos, se hace imprescindible el conocimiento de la estequiometría de las reacciones y de la correcta formulación de las sustancias que intervienen en las reacciones químicas. Por tanto, estos saberes básicos podrán ser objeto de evaluación en las cuestiones y problemas relacionada con las reacciones químicas contenidas en el Bloque B.

Además, debe destacarse la importancia que tienen las prácticas de laboratorio por su papel formativo. Los problemas que se plantean, la elaboración de estrategias para encontrar sus posibles respuestas, los diseños experimentales, el análisis de los resultados, etc. son aspectos fundamentales en el desarrollo de las competencias específicas de la materia.

En cada uno de los Bloques de saberes (A: Enlace químico y estructura de la materia; B: Reacciones químicas y C: Química orgánica), se ha incluido también una sección de "Comentarios" acorde a los criterios de evaluación.

A) ENLACE QUÍMICO Y ESTRUCTURA DE LA MATERIA.

1. Espectros atómicos.

- * Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico.
Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico.
- * Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.

2. Principios cuánticos de la estructura atómica.

- * Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles.
- * Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.
- * Números cuánticos y principio de exclusión de Pauli. Estructura electrónica del átomo. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos.

3. Tabla periódica y propiedades de los átomos.

- * 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.
- * Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.
- * 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.
- * Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.

4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.

- * 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.
- * Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares y las características de los sólidos.
- * Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.
- * Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.
- * Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de compuestos moleculares.

En relación con estos saberes básicos, el alumnado deberá conocer:

- Las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolas con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. Las ideas básicas del modelo atómico de Bohr: la cuantización de la energía en el átomo y la relación de estos niveles con la frecuencia de las radiaciones según la ecuación de Planck.
- El cambio que supone la Mecánica Ondulatoria en la descripción del átomo: la dualidad onda-corpúsculo, el principio de incertidumbre de Heisenberg. La diferencia del significado de los números cuánticos según Bohr y de la teoría mecano-cuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- Las partículas subatómicas, explicando las características y clasificación de las mismas. Los conceptos de número atómico y número másico.
- La configuración electrónica de un átomo conocida su posición en el Sistema Periódico y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, aplicando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.
- La clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico y justificar la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en el Sistema Periódico.
- La variación del radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes y utilizando, en su caso, el concepto de carga nuclear efectiva. **No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades.**
- La estabilidad de las moléculas o cristales formados, justificándola mediante el empleo de la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
- Formular y nombrar los compuestos inorgánicos.
- El concepto de energía reticular. Aplicar el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. Las propiedades de los compuestos iónicos.
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría de Lewis y la representación de moléculas covalentes mediante esta teoría.
- La predicción de la geometría molecular mediante la aplicación de la teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV).
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría del Enlace de Valencia. Concepto de hibridación y diferencias entre las hibridaciones sp , sp^2 y sp^3 . Enlace σ y enlace π .
- La polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- El enlace metálico según el modelo del gas electrónico y las propiedades de los metales (punto de fusión, conductividad térmica y eléctrica y propiedades mecánicas).
- Los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y justificar la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias tales como punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad, en función de dichas interacciones, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias.
- La estabilidad de las moléculas o cristales formados, justificándola mediante el empleo de la regla del octeto o basándose en las interacciones.

B) REACCIONES QUÍMICAS.

1. Termodinámica química.

- * Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.
- * Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.
- * Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción.
- * Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.

- * Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.
2. Cinética química.
- * Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.
 - * Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.
 - * Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.
3. Equilibrio químico.
- * El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas.
 - * La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre K_C y K_P y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.
 - * Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.
4. Reacciones ácido-base.
- * Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.
 - * Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.
 - * pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes K_a y K_b .
 - * Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal.
 - * Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.
 - * Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.
5. Reacciones redox.
- * Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.
 - * Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.
 - * Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox.
 - * Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas.
 - * Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.

COMENTARIOS SOBRE LOS SABERES

El alumnado deberá:

- Relacionar la variación de energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso (primer principio de la Termodinámica), pudiéndose utilizar cualquiera de los dos criterios de signos que aparecen en la bibliografía.
- Conocer los conceptos de calor de reacción a presión constante y a volumen constante (variación de entalpía y de energía interna) y la relación entre ellas. Deducir, según el signo de estas magnitudes, si las reacciones son endotérmicas o exotérmicas.
- Expresar las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.
- Calcular la variación de entalpía de una reacción aplicando la ley de Hess, conociendo las entalpías de formación o las energías de enlace asociadas a una transformación química dada e interpretar su signo.
- Reconocer la diferencia entre variación de entalpía de reacción y variación de entalpía de

- formación y su aplicación a cálculos numéricos.
- Relacionar el concepto de entropía (segundo principio de la Termodinámica) con el grado de orden/desorden.
 - Predecir la variación de entropía en una reacción química dependiendo de la molecularidad y estado de los compuestos que intervienen.
 - Identificar la energía libre de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.
 - Justificar la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.
 - Obtener ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
 - Predecir la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
 - Explicar el funcionamiento de los catalizadores.
 - Interpretar el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
 - Hallar el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.
 - Calcular las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.
 - Utilizar el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
 - Relacionar la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de acción de masas en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.
 - Aplicar el principio de Le Châtelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen.
 - Analizar los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.
 - Calcular la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.
 - Justificar el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.
 - Identificar el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas, determinando el valor de pH de las mismas, así como el cálculo de las constantes de disociación K_a y K_b y el grado de disociación.
 - Describir el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.
 - Predecir el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar para sales de ácido fuerte-base fuerte, ácido fuerte-base débil y ácido débil-base fuerte.
 - Determinar la concentración de un ácido fuerte o base fuerte valorándola con otra (base fuerte o ácido fuerte) de concentración conocida, estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.
 - Reconocer la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.
 - Definir oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
 - Identificar reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
 - Relacionar la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs, considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
 - Diseñar una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado y formulando las semirreacciones redox correspondientes.
 - Analizar un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
 - Describir el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.
 - Aplicar las leyes de Faraday a un proceso electrolítico, determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

C) QUÍMICA ORGÁNICA.

1. Isomería.

- * Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural.
- * Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades.

2. Reactividad orgánica.

- * Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas.
- * Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas.

COMENTARIOS SOBRE LOS SABERES

El alumnado deberá:

- Conocer el concepto de grupo funcional y serie homóloga.
- Reconocer los compuestos orgánicos según la función que los caracteriza, nombrar y formular los hidrocarburos y los compuestos orgánicos con las siguientes funciones: alcohol, fenol, éter, aldehído, cetona, ácido y sal, éster, haluro de alquilo y arilo, amina, amida, nitro y nitrilo. Igualmente, compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.
- Conocer los tipos de isomería: de cadena, de función, de posición, geométrica y óptica. Deberán representar, formular y nombrar los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
- Identificar y conocer las reacciones de combustión. Las reacciones de sustitución alifática y aromática. Las reacciones de adición de hidrógeno, halógenos, haluros de hidrógeno y agua al doble y triple enlace carbono-carbono. Reacciones de eliminación de agua y de haluros de hidrógeno. Reacciones de condensación: reacciones de esterificación. Reacciones redox. No se exigirá el conocimiento de los mecanismos de las reacciones anteriores.

USO DEL LENGUAJE CIENTÍFICO/PRÁCTICAS DE LABORATORIO

De acuerdo con los criterios de evaluación establecidos en el Real Decreto 482/2025, de 17 de junio, el alumnado deberá 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. Además, deberá 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.

Por tanto, se podrán hacer preguntas en las pruebas de acceso a la Universidad sobre el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.

COMENTARIOS

El alumnado deberá **conocer y utilizar correctamente el material e instrumentos de laboratorio**, aplicando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas. Asimismo, deberá seleccionar e interpretar información relevante procedente de una fuente de divulgación científica, comprendiéndola, y transmitir las conclusiones obtenidas **utilizando el lenguaje con propiedad**.

2º Estructura de la prueba que se planteará para la asignatura

Para la redacción del presente documento se ha acordado modificar el modelo que viene aplicándose, realizando las adaptaciones necesarias con el objeto de ajustarlo a los cambios establecidos en el documento de orientaciones propuesto desde la Conferencia de Rectores de

Universidades Española y en el Real Decreto 482/2025, de 17 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 (BOE 18/06/2025).

Por tanto, en cada prueba, el alumnado dispondrá de una única propuesta de examen. El alumnado tendrá que responder, de entre varias, a un número de preguntas determinado previamente, de forma que permita a todo el alumnado alcanzar la máxima puntuación en la prueba, con independencia de las circunstancias en las que este pudiera haber tenido acceso a la enseñanza y el aprendizaje.

El examen constará de 5 preguntas, que a su vez estarán divididas en varios apartados:

- Las preguntas 1, 2, 3 y 4 incluirán dos opciones (A y B) a elegir una de ellas.
- La pregunta 5 será de respuesta obligatoria (sin optatividad).

3º Instrucciones sobre el desarrollo de la prueba. Materiales permitidos en la prueba

2.1 De carácter general

- El ejercicio tendrá una duración máxima de hora y media.
- En la resolución del ejercicio no es necesario copiar la pregunta, bastará con poner su identificación.
- Las preguntas se podrán responder en el orden que desee. No obstante, hay que tener en cuenta que, en caso de responder a más cuestiones de las requeridas para un bloque, solo serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.
- Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.

2.2 Materiales permitidos en la prueba

Para la realización del examen de química se permitirá el uso de calculadora científica (no programable, sin pantalla gráfica y sin capacidad para almacenar, transmitir o recibir datos).

4º Criterios generales de corrección

Para la corrección del examen de Química, se tendrán en cuenta los siguientes criterios:

1. Empleo adecuado de la terminología química.
2. Conocimiento de la formulación y nomenclatura de los compuestos inorgánicos y orgánicos.
3. Conocimiento de los conceptos, principios y teorías de la Química.
4. Capacidad de razonamiento y deducción que permitan al alumnado justificar y predecir las propiedades de las especies químicas a partir de los modelos teóricos.
5. Aplicación de los modelos teóricos a la resolución de problemas numéricos, interpretando el sentido químico de los resultados, cuando proceda.
6. Uso correcto de las unidades.
7. Explicación detallada de los procesos seguidos en la resolución de cuestiones y ejercicios.
8. Capacidad de analizar datos expresados en tablas y representaciones gráficas.
9. Ser capaz de escribir las reacciones químicas que fundamentan los cálculos realizados.
10. Adecuación a lo solicitado en el enunciado.
11. En los ejercicios se valorarán específicamente la capacidad expresiva y la corrección idiomática de los estudiantes. Para ello se tendrá en cuenta, además de la adecuación a lo solicitado en el enunciado, la corrección ortográfica (grafías, tildes y puntuación), la coherencia, la cohesión, la corrección gramatical, la corrección léxica y la presentación.

La máxima deducción global en el ejercicio será un punto de la forma siguiente:

- Los **dos primeros errores ortográficos no se penalizarán.**
- Cuando se repita la **misma falta de ortografía se contará como una sola.**

- A partir de la **tercera falta de ortografía se deducirán 0,10 puntos hasta un máximo de un punto.**
- Por **errores en la redacción, en la presentación, falta de coherencia, falta de cohesión, incorrección léxica e incorrección gramatical** se podrá deducir un máximo de **medio punto.**
- Cuando la suma de las deducciones anteriores sea superior a un punto, la máxima deducción permitida será de un punto.

CALIFICACIÓN

El alumnado tendrá que responder a un total de 5 preguntas, con una puntuación máxima de **2 puntos** cada una de ellas.

- Las preguntas 1, 2 y 4 incluirán cuatro apartados que puntuarán cada uno de ellos 0,5 puntos.
- La pregunta 3 incluirá dos apartados que puntuarán cada uno de ellos 1 punto.
- La pregunta 5 podrá incluir tres o más apartados cuya puntuación se detallará en el texto del examen.

5º Información adicional

En la página WEB de la Ponencia de Química (<https://webacceso.uca.es/ponencias/material-de-las-ponencias/>) se puede encontrar información útil para el profesorado: Guía orientativa de la nomenclatura inorgánica IUPAC 2005 y nomenclatura orgánica IUPAC 1993.

En las reuniones periódicas que se mantendrán a lo largo del curso con el profesorado se podrá aclarar cualquier duda suscitada.

Referencias bibliográficas:

Nomenclatura y representación de los compuestos orgánicos. Una guía de estudio y autoevaluación. E. Quiñoa Cabana y R. Riguera Vega, 2ª edición, ISBN: 84-481-4363-9, 2005. Editorial Schaum.

Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005.

M.A. Ciriano y P. Román Polo (traductores), ISBN: 978-84-7733-905-2, 2007. Editorial Prensa Universitaria de Zaragoza.

Nomenclature of organic compounds, Recommendations 1993, Oxford: Blacwell Scientific Publications, ISBN: 3-540-41138-0. 1993.

Página WEB de la IUPAC: <http://www.acdlabs.com/iupac/nomenclature>

Iniciación a la Química. Preparación para el acceso a la universidad.

A. García, M. García, A. Navarrete, M.L. Quijano, P. Azuara, J.L. Ballesteros, C. Díaz, M. Mayén, J.A. Navío, J. Rincón y P. Rodríguez, ISBN: 978-84-8439-392-4, 2008. Edición: Junta de Andalucía. Consejería de Innovación, Ciencia y Empresa. Distrito Único Andaluz, disponible en PDF en la página Web: Iniciación a la Química. Preparación para el acceso a la universidad. https://www.juntadeandalucia.es/export/drupaljda/1337161060iniciacion_a_la_quimica_1.pdf

Química General.

Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffrey D. Madura, Carey Bissonnette, 11ª Edición, ISBN: 978-84-9035-533-6, 2017. Editorial Pearson Educación, S.A.

Principios de Química. Los caminos del descubrimiento.

P. Atkins; L. Jones, 3ª Edición, ISBN: 9789500601672, 2010. Editorial Panamericana.

6º Modelo de prueba



PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBA DE

ADMISIÓN

QUÍMICA

ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS en MARRUECOS
CURSO 2025-2026

- Instrucciones :
- a) Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - b) Todas las cuestiones deben responderse en el papel entregado para la realización del examen y nunca en los folios que contienen los enunciados.
 - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su identificación (1A, 1B, 2A, etc.).
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Exprese solo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas.
 - f) Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas, ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.
 - g) En caso de responder a más preguntas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar el máximo requerido.

CONSTANTES Y FACTORES DE CONVERSIÓN:

$R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$; $F = 96500 \text{ C} \cdot \text{mol}^{-1}$; $K_w (298 \text{ K}) = 10^{-14}$; $1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg}$

PREGUNTA 1.- (2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). Responda a UNA de las siguientes cuestiones (1A o 1B).

1A. Escriba las configuraciones electrónicas de los siguientes elementos:

- a) El elemento del grupo 14 de menor carácter metálico.
- b) El elemento del tercer periodo de mayor radio atómico.
- c) El elemento del cuarto periodo con solo un electrón en un orbital "d".
- d) El elemento del segundo periodo que tiene más tendencia a formar un catión divalente.

1B. a) Dadas las moléculas H_2S y PF_3 , razone en cuál o cuáles de ellas el átomo central presenta algún par de electrones sin compartir.

- b) Justifique la geometría que presenta la molécula de PF_3
- c) Indique la hibridación del átomo central del H_2S .
- d) ¿Por qué la molécula BF_3 es apolar?

PREGUNTA 2.- (2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). Responda a UNA de las siguientes cuestiones (2A o 2B).

2A. Justifique si son verdaderas o falsas las siguientes afirmaciones:

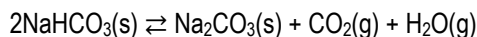
- a) Un proceso exotérmico y espontáneo a cualquier temperatura tendrá $\Delta S > 0$.
- b) La sublimación del yodo es un proceso que implica un aumento de entropía.
- c) En todos los procesos espontáneos la entropía del sistema aumenta.
- d) La reacción $\text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_5(\text{g})$ ($\Delta H^\circ = -86 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$) no es espontánea a ninguna temperatura.

2B. La reacción química $2\text{A} + \text{B} \rightarrow \text{C}$ tiene como ecuación de velocidad $v = k \cdot [\text{A}]^2 \cdot [\text{B}]$. Responda razonadamente:

- a) ¿Cuál es el orden total de la reacción?
- b) Determine las unidades de la constante de velocidad.
- c) ¿Se puede considerar que, durante el transcurso de la reacción química, la velocidad de la reacción permanece constante?
- d) ¿La velocidad de desaparición de B es igual que la velocidad de aparición de C?

PREGUNTA 3.- (2 puntos: 1 punto cada apartado). Responda a UNO de los siguientes problemas (3A o 3B).

3A. El equilibrio de descomposición del NaHCO_3 puede expresarse como:



Para estudiar este equilibrio en el laboratorio, se depositaron 200 g de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ en un recipiente cerrado de 25 L, en el que previamente se hizo el vacío y se calentó a 110°C . La presión en el interior del recipiente, una vez alcanzado el equilibrio, fue de 1,65 atm. Calcule:

- a) La masa de $\text{NaHCO}_3(\text{s})$ que queda en el recipiente tras alcanzarse el equilibrio a 110°C .
 - b) El valor de K_P y K_C a esa temperatura.
- Datos: Masas atómicas relativas: Na= 23; O= 16; C= 12; H= 1

3B. Se preparan 250 mL de una disolución acuosa de HNO_3 a partir de 2 mL de una disolución comercial de densidad $1,12 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ y 20% de riqueza en masa.

- a) ¿Qué molaridad y pH tendrá la disolución preparada?
- b) ¿Qué volumen de una disolución de NaOH 0,02 M será necesario añadir para neutralizar 100 mL de la disolución que se ha preparado?

Datos: Masas atómicas relativas: O= 16; N= 14; H= 1



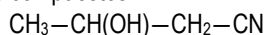
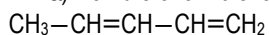
PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBA DE
ADMISIÓN

ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS en MARRUECOS
CURSO 2025-2026

QUÍMICA

PREGUNTA 4.- (2 puntos: 0,5 puntos cada apartado). Responda a UNA de las siguientes cuestiones (4A o 4B).

4A. a) Nombre o formule los siguientes compuestos:



3-Metilpent-2-eno

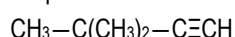
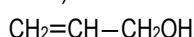
Etanamida

b) Escriba y ajuste la reacción de combustión del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$

c) Escriba y ajuste la reacción de deshidratación del $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

d) Escriba un isómero de función del compuesto $\text{CH}_3\text{COCH}_2\text{CH}_3$

4B. a) Nombre o formule los siguientes compuestos:



Propanamida

Ácido benzoico

b) Escriba una reacción que transforme el compuesto $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$ en un alcohol.

c) Dibuje un isómero de cadena del compuesto $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

d) Escriba la estructura de un alcohol secundario de tres átomos de carbono en el que haya hibridación sp^2 .

PREGUNTA 5.- (2 puntos). Responda TODOS los apartados planteados.

PROTECCIÓN CONTRA LA CORROSIÓN

El deterioro como consecuencia de la oxidación es un gran problema económico para industrias que utilizan estructuras de hierro o de acero, sobre todo si se encuentran en ambientes húmedos o directamente en contacto con el agua, como plataformas sumergidas en el mar, tuberías subterráneas o cascos de barcos. En estos casos, la oxidación para formar óxido de hierro(III) es muy rápida y supondría grandes inversiones económicas tener que sustituir frecuentemente las partes oxidadas.

Una solución para evitar la oxidación del hierro y del acero es incorporar a la estructura piezas de otros metales que puedan formar con el hierro una pila galvánica en la que éste sea el cátodo y el otro metal funcione como ánodo. A este método de protección se le llama "protección catódica" y a las piezas metálicas utilizadas para ello se les llama *ánodos de sacrificio*.

Uno de los metales más usados como *ánodo de sacrificio* es el magnesio, que puede obtenerse a partir del agua del mar, donde se encuentra disuelto en forma de MgCl_2 y de sulfato de magnesio. Una vez separado el MgCl_2 sólido, se procede a su electrolisis en estado fundido obteniéndose magnesio y cloro gaseoso.

En la corteza terrestre también está presente el magnesio en forma de MgCO_3 ($K_S = 3,5 \cdot 10^{-8}$), compuesto insoluble al igual que otras especies de este metal como el fosfato de magnesio ($K_S = 1,04 \cdot 10^{-24}$), el MgF_2 ($K_S = 5,16 \cdot 10^{-11}$) o el $\text{Mg}(\text{OH})_2$ ($K_S = 5,61 \cdot 10^{-12}$).

a) Justifique cuáles de los metales de la Tabla pueden utilizarse como ánodo de sacrificio. (0,5 puntos)

b) Calcule la intensidad de corriente necesaria para obtener una producción diaria de 10 kg de magnesio metálico por electrolisis de MgCl_2 fundido, escribiendo la reacción correspondiente. (0,5 puntos)

Datos: Masa atómica relativa: $\text{Mg} = 24,3$

c) A partir del equilibrio de solubilidad del MgCO_3 , determine la masa de magnesio que hay disuelta en 25 L de disolución saturada de dicha sal. (0,5 puntos)

d) Nombre o formule los cuatro compuestos que aparecen en negrita en el texto. (0,5 puntos)

Tabla. Potenciales normales de reducción

Electrodo	$E^\circ(\text{V})$
Ag^+/Ag	+0,80
Cu^{2+}/Cu	+0,34
Fe^{3+}/Fe	-0,04
Zn^{2+}/Zn	-0,76
Al^{3+}/Al	-1,67
Mg^{2+}/Mg	-2,38

7º Criterios específicos del modelo de prueba

Los criterios de corrección serán los siguientes:

1. Si el alumnado responde a más apartados de los indicados para cada pregunta, sólo serán calificados aquellos que aparezcan desarrollados en primer lugar.
2. Con relación a las respuestas, se valorará la claridad y la coherencia de las explicaciones como prueba de la comprensión de los conceptos teóricos y su aplicación.
3. La falta de justificación o razonamiento cuando se solicite se penalizará con el 100 %.
4. En la resolución de las preguntas en las que haya que realizar cálculos, el alumnado deberá mostrar el desarrollo de los cálculos realizados. Se tendrá en cuenta el adecuado planteamiento de los mismos, el proceso de resolución y las conclusiones finales obtenidas.
5. Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, este conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.
6. Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente, pudiendo ser de hasta el 100% si el resultado presentado es absurdo.
7. No se aplicará doble penalización cuando un resultado numérico dependa de un cálculo numérico previo erróneo. Sin embargo, en las preguntas que requieran el ajuste de una ecuación redox, y no se utilice el método del ion-electrón, se penalizará el 25 % en el siguiente apartado.
8. La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado.
9. No se penalizará un mal redondeo de resultados, ni se tendrá en cuenta el número de cifras significativas.
10. La corrección ortográfica (grafías, tildes y puntuación), la coherencia, la cohesión, la corrección gramatical, la corrección léxica y la presentación, se penalizarán teniendo en cuenta los siguientes criterios:
 - Los dos primeros errores ortográficos no se penalizarán.
 - Cuando se repita la misma falta de ortografía se contará como una sola.
 - A partir de la tercera falta de ortografía se deducirán 0,10 puntos hasta un máximo de un punto.
 - Por errores en la redacción, en la presentación, falta de coherencia, falta de cohesión, incorrección léxica e incorrección gramatical se podrá deducir un máximo de medio punto.
 - Cuando la suma de las deducciones anteriores sea superior a un punto, la máxima deducción permitida será de un punto.
11. La nota del examen será la suma de la puntuación obtenida en cada uno de los ejercicios de que consta, expresada con dos cifras decimales, sin que sea necesario obtener un mínimo en cada uno de ellos.