

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

Curso: 2024-25

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 27 de junio de 2024, siguiendo las instrucciones de la Comisión Interuniversitaria de Acceso a las Universidades Andaluzas así como las establecidas en el RD 534/2024, ha elaborado el presente documento de directrices y orientaciones generales de la materia de Segundo Curso de Bachillerato que, 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), posibilite 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 mecanocuántica 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 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.

3. Polímeros.

- * Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades.
- * Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.

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 243/2022 de 5 de abril el alumnado debe 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, debe 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 saber utilizar el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas. Seleccionar e interpretar información relevante, comprendiéndola, en una fuente información de divulgación científica 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 ajustarla a los cambios establecidos en el 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 BOE (12/06/2024)

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 consta de 5 preguntas:

- Las preguntas 1, 2 y 3 constan, a su vez, de dos opciones a elegir una de ellas.
- La pregunta 4 incluye varios apartados, uno de respuesta única y otros con posibilidad de elección.
- La pregunta 5 es de respuesta única.

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

3.1 De carácter general.

- El ejercicio tendrá una duración máxima de hora y media.
- En la resolución del ejercicio no es necesario copiar la pregunta, basta 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.

3.2 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.

En aquellos ejercicios en los que la pregunta o tarea propuesta requiera de la producción de textos por parte del alumnado, la valoración correspondiente a aspectos tales como coherencia, cohesión, corrección gramatical, léxica y ortográfica de los textos producidos y presentación será del 10 por ciento de la calificación correspondiente.

CALIFICACIÓN

El alumnado tendrá que responder a un total de 5 preguntas. Las preguntas 1, 2 y 3 con una puntuación máxima de 2 puntos cada una de ellas; la pregunta 4 con una puntuación máxima de 1,5 puntos y la pregunta 5 con una puntuación máxima de 2,5 puntos.

5º Información adicional.

En la página WEB de la Ponencia de Química (http://www.upo.es/ponencia_quimica) 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 útiles para el profesorado:

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, Jeffry 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 EVALUACIÓN DE BACHILLERATO PARA EL
ACCESO A LA UNIVERSIDAD Y PRUEBAS DE ADMISIÓN**

QUÍMICA

ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS en MARRUECOS

CURSO 2024-2025

- Instrucciones:**
- Duración: 1 hora y 30 minutos.
 - Todas las cuestiones deben responderse en el papel entregado para la realización del examen y nunca en los folios que contienen los enunciados.
 - No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su identificación (1A, 1B, 2A, etc.).
 - Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - Expresa sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas.
 - Se permitirá el uso de calculadoras que no sean programables, gráficas, ni con capacidad para almacenar o transmitir datos.

El examen consta de **5 preguntas**. Las preguntas 1, 2 y 3 constan, a su vez, de dos opciones a elegir una de ellas. La pregunta 4 incluye varios apartados, uno de respuesta única y otros con posibilidad de elección. La pregunta 5 es de respuesta única.

En caso de responder a más preguntas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

PREGUNTA 1.- (2 puntos). Responda a UNA de las siguientes cuestiones.

1A. Dados los iones F^- y O^{2-} , justifique la veracidad o falsedad de las siguientes afirmaciones:

- Los dos tienen el mismo número de protones.
- Los dos tienen la misma configuración electrónica.
- Son isótopos entre sí.
- El ion F^- tiene electrones desapareados.

1B. Conteste de forma razonada a las cuestiones acerca de los elementos A ($Z= 19$) y B ($Z= 34$):

- ¿A qué grupo y a qué período pertenecen?
- ¿Qué elemento tiene un radio atómico menor?
- ¿Qué elemento tiene mayor energía de ionización?
- ¿Cuál será el estado de oxidación más estable para el elemento A?

PREGUNTA 2.- (2 puntos). Responda a UNA de las siguientes cuestiones.

2A. Indique, razonadamente, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- Toda reacción exotérmica es espontánea.
- En toda reacción química espontánea la variación de entropía es positiva.
- En el cambio de estado $H_2O(l) \rightleftharpoons H_2O(g)$ se produce un aumento de entropía.
- En un proceso exotérmico la entalpía de los reactivos es siempre mayor que la de los productos.

2B. El metanol se prepara industrialmente según el proceso siguiente: $CO(g) + 2H_2(g) \rightleftharpoons CH_3OH(g)$ $\Delta H < 0$

Razone cómo afectaría al rendimiento de la reacción:

- Aumentar la temperatura.
- Retirar del reactor el CH_3OH a medida que se vaya produciendo.
- Aumentar la presión del sistema a temperatura constante.
- Añadir un catalizador.

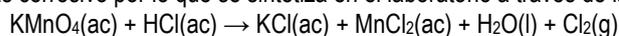
PREGUNTA 3.- (2 puntos). Responda a UNO de los siguientes problemas.

3A. Se preparan 10 L de una disolución de ácido metanoico ($HCOOH$) disolviendo 23 g del ácido en agua. Teniendo en cuenta que el pH de la disolución es 3, calcule:

- El grado de disociación del ácido.
- El valor de la constante de disociación.

Datos: Masas atómicas relativas: C= 12; O= 16; H= 1

3B. El Cl_2 es un gas corrosivo por lo que se sintetiza en el laboratorio a través de la siguiente reacción:



- Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.
- Calcule el volumen de Cl_2 obtenido a 0 °C y 1 atm de presión a partir de 30 mL de una disolución 0,5 M de $KMnO_4$ y 50 mL de una disolución 0,25 M de HCl.

Dato: $R= 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$



PREGUNTA 4.- (1,5 puntos). Responda la cuestión 4A y SOLO DOS de los apartados de la cuestión 4B.

4A. Formule o nombre los siguientes compuestos:

- a) But-3-en-1-ol; b) $(\text{CH}_3)_3\text{N}$; c) *o*-Bromofenol; d) $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$

4B. Considerando la molécula $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$:

- a) Indique la hibridación de cada uno de sus átomos de carbono.
b) Escriba la fórmula semidesarrollada de un isómero de cadena.
c) Escriba la reacción de hidrogenación.

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

¿POR QUÉ EL COCHE ELÉCTRICO ES EL FUTURO DE LA AUTOMOCIÓN?

Hasta el año 2001 la venta de combustible con aditivos de plomo estaba permitida en España, ya que su uso mejoraba el rendimiento de los motores. El plomo es un elemento que se encuentra en la corteza terrestre formando parte de minerales como la Galena, rico en sulfuro de plomo(II); el Litargirio, rico en óxido de plomo(II); la Cerusita, rico en PbCO_3 y la Anglesita, rico en PbSO_4 . Sin embargo, el plomo es un metal pesado contaminante, muy nocivo para los organismos vivos, especialmente tóxico en ambientes como las ciudades. Por este motivo, se empezó a impulsar la comercialización de la gasolina sin plomo y otros combustibles sin este aditivo hasta que, finalmente en el año 2001, se prohibió emplear cualquier gasolina con plomo, ya que este metal era expulsado con los gases de escape y contaminaba el aire, el polvo, el suelo, el agua e incluso los cultivos alimentarios.

En la Unión Europea, los medios de locomoción son responsables del 25% de las emisiones de gases tóxicos como, por ejemplo, dióxido de carbono, monóxido de carbono, y óxidos de nitrógeno. El dióxido de carbono emitido por los coches puede reaccionar con dihidrógeno, en determinadas condiciones, para dar agua y monóxido de carbono, pudiendo alcanzar un equilibrio, cuya constante K_c es de 4,4 en esas condiciones. Esta contaminación, además de contribuir al calentamiento global, provoca problemas en la salud de los habitantes de las grandes ciudades.

En este sentido, el vehículo eléctrico representa una importante mejora, por ser respetuoso con el medioambiente al no generar emisiones locales, es menos ruidoso y su fabricación es más sencilla.

El Parlamento Europeo, en el año 2022, asumió el compromiso de que, para el año 2035, el automóvil eléctrico sea obligatorio en todos los países miembros de la Unión Europea.

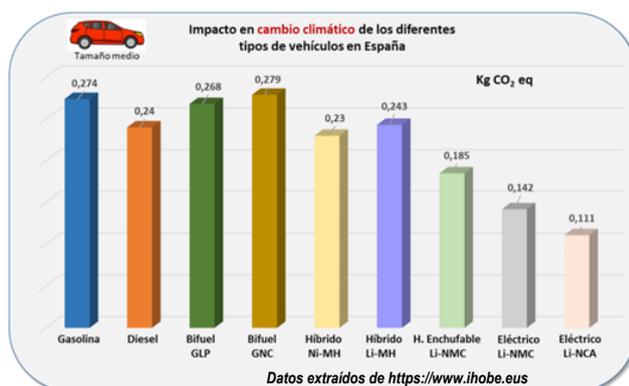
a) En un recipiente de 1 L, en las condiciones a las que hace referencia el texto, se introducen $6,1 \cdot 10^{-3}$ mol de $\text{CO}_2(\text{g})$ y una cierta cantidad de $\text{H}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 6 atm. Escriba la ecuación del equilibrio, calcule los moles de H_2 introducidos en el recipiente y el valor de K_p .

Dato: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$

b) El plomo que contenía la gasolina se expulsaba con los gases de escape y contaminaba el aire y la tierra. Como ejemplo de contaminación en el suelo, se ha analizado una muestra de polvo de carretera para conocer el contenido en plomo. Para ello, se han pesado 25 g de polvo y se ha extraído todo el plomo de la muestra en una disolución acuosa de 250 mL. Se ha hecho pasar una corriente eléctrica de 1,5 A, a través de los 250 mL de disolución durante 1 hora, depositándose todo el plomo metálico. Calcule los gramos de iones plomo en el polvo de carretera.

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; Masa atómica relativa: $\text{Pb} = 207$

c) Formule y nombre todos los compuestos de plomo que aparecen en el texto.



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. En la resolución de las preguntas en las que haya que realizar cálculos el alumnado debe 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.
4. 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.
5. Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente.
6. La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado.
7. 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.