

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

Curso: 2023-24 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 de 20 noviembre de 2023, siguiendo las instrucciones de la Comisión Interuniversitaria de Acceso a las Universidades Andaluzas, ha elaborado las 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 currículum 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 currículum 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.

COMENTARIOS SOBRE LOS SABERES

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-córpúsculo, 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 n .
- 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 oral y escrito con propiedad.**

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

Para la redacción del presente documento se ha acordado mantener el modelo que viene aplicándose, realizando las adaptaciones mínimas necesarias para ajustarla a los cambios en la ordenación del currículo derivados de la Ley Orgánica 3/2020, de 29 de diciembre.

Por tanto, en cada prueba, el alumnado dispondrá de una única propuesta de examen con varias preguntas. El alumnado tendrá que responder, a su elección, 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. Para realizar el número máximo de preguntas fijado todas las preguntas deberán ser susceptibles de ser elegidas.

El ejercicio de Química constará de 3 bloques (A, B y C). En cada bloque se plantearán varias preguntas y se indicará el número de preguntas a las que se deberá responder. En caso de responder a más cuestiones de las requeridas, solo serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

BLOQUE A (Formulación)

Puntuación máxima: 1,5 puntos

En este bloque se plantearán 2 preguntas de las que debe responder SOLAMENTE 1. La pregunta elegida tendrá un valor máximo de 1,5 puntos.

BLOQUE B (Cuestiones)

Puntuación máxima: 4,5 puntos

En este bloque se plantearán 6 cuestiones de las que se deberá responder SOLAMENTE 3. Cada cuestión, a su vez, consta de tres apartados.

Cada cuestión tendrá un valor máximo de 1,5 puntos (0,5 puntos por apartado).

BLOQUE C (Problemas)

Puntuación máxima: 4 puntos

En este bloque se plantearán 4 problemas de los que se deberá responder SOLAMENTE 2. Cada problema, a su vez, consta de dos apartados.

Cada problema elegido tendrá un valor máximo de 2 puntos (1 punto por apartado)

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 (A1, B4, C3, etc.).
- 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.

CALIFICACIÓN

Cada una de las cuestiones de los bloques A y B será calificada hasta un máximo de 1,50 puntos y los problemas del bloque C hasta 2 puntos cada uno. La puntuación final será la suma de las calificaciones de las cuestiones y problemas elegidos, con dos cifras decimales.

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

ANDALUCÍA, CEUTA, MELILLA y CENTROS en MARRUECOS

CURSO 2023-2024

QUÍMICA

- 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 (A1, B4, C3, etc.).
 - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
 - e) Exprese sólo 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.

El examen consta de 3 bloques (A, B y C)

En cada bloque se plantean varias preguntas, de las que deberá responder al número que se indica en cada uno. En caso de responder a más cuestiones de las requeridas, serán tenidas en cuenta las respondidas en primer lugar hasta alcanzar dicho número.

BLOQUE A (Formulación)

Puntuación máxima: 1,5 puntos

En este bloque se plantean 2 preguntas de las que debe responder SOLAMENTE 1. La pregunta elegida tiene un valor máximo de 1,5 puntos.

A1. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Óxido de manganeso(VII); b) Dicromato de potasio; c) Hexa-1,4-dieno; d) $\text{Cd}(\text{OH})_2$; e) H_3AsO_4 ; f) $\text{CH}_2\text{OHCHOHCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$

A2. Formule o nombre los siguientes compuestos:

a) Selenuro de plata; b) Ácido clórico; c) 1,3,5-trimetilbenceno; d) Li_2O_2 ; e) NaHSO_3 ; f) $\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

BLOQUE B (Cuestiones)

Puntuación máxima: 4,5 puntos

En este bloque se plantean 6 cuestiones de las que debe responder SOLAMENTE 3.

Cada cuestión, a su vez, consta de tres apartados.

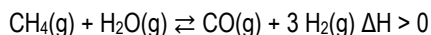
Cada cuestión tendrá un valor máximo de 1,5 puntos (0,5 puntos por apartado).

B1. a) Razone a qué grupo del Sistema Periódico pertenecen los elementos cuyo ion más estable es aquel que resulta de la pérdida de un electrón.

b) Indique un conjunto de números cuánticos de un electrón que se encuentra en un orbital 5d.

c) Ordene en orden creciente de energía los orbitales para los siguientes grupos de números cuánticos: (4,0,0,+1/2); (3,2,1,-1/2); (2,1,0,+1/2); (4,1,0,+1/2).

B2. El denominado gas de síntesis (mezcla de CO y H_2) posee muchas aplicaciones en la industria química y puede obtenerse mediante la siguiente reacción:



Justifique si las siguientes actuaciones mejorarían el rendimiento de la obtención de gas de síntesis:

- a) Aumentar la temperatura a volumen constante.
- b) Aumentar la concentración de vapor de agua.
- c) Disminuir el volumen del reactor a temperatura constante.

B3. Para las moléculas OF_2 y BF_3 :

- a) Justifique la geometría molecular que presentan según la teoría RPECV.
- b) Indique la hibridación del átomo central de cada molécula.
- c) Razone si son polares o apolares.

B4. Razone si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

- a) La primera energía de ionización del magnesio es menor que la del sodio.
- b) En los elementos del grupo 2, el radio iónico es mayor que el radio atómico.
- c) En general, los elementos del grupo 1 tienen electronegatividad baja.



B5. a) La reacción $\text{CuO(s)} + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{Cu(s)} + \text{H}_2\text{O(l)}$, en condiciones estándar y a 25°C, ¿es exotérmica o endotérmica? Justifique la respuesta.

Datos: $\Delta H_f[\text{CuO (s)}] = -161,1 \text{ kJ/mol}$; $\Delta H_f[\text{H}_2\text{O (l)}] = -285,8 \text{ kJ/mol}$

b) Dibuje el diagrama entálpico correspondiente.

c) Razone cuál será el signo de la ΔS° para dicha reacción.

B6. Para el compuesto $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2\text{OH}$, escriba la fórmula de:

a) Un isómero que contenga un grupo carbonilo.

b) Un isómero que presente isomería óptica.

c) Un isómero que presente isomería geométrica.

BLOQUE C (Problemas)

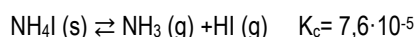
Puntuación máxima: 4 puntos

En este bloque se plantean 4 problemas de los que debe responder SOLAMENTE 2.

Cada problema, a su vez, consta de dos apartados.

Cada problema elegido tendrá un valor máximo de 2 puntos (1 punto por apartado).

C1. En un matraz de 5 L se introducen 14,5 g de yoduro de amonio (NH_4I) sólido. Cuando se calientan a 650 K se descompone según la reacción:



Calcule una vez alcanzado el equilibrio:

a) El valor de K_p a 650 K y la presión total dentro del matraz.

b) Los moles de NH_4I que quedan en el matraz.

Datos: $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1}$ Masas atómicas relativas: I= 127; N= 14; H= 1

C2. Una disolución saturada de yoduro de plomo(II) (PbI_2) en agua tiene una concentración de $0,56 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$. Calcule:

a) El producto de solubilidad, K_s , del yoduro de plomo(II).

b) La solubilidad del PbI_2 , a la misma temperatura, en una disolución 0,5 M de yoduro de potasio (KI).

Datos: Masas atómicas relativas: I= 127; Pb= 207

C3. Se tiene una disolución de KOH de 2,4% de riqueza en masa y $1,05 \text{ g} \cdot \text{mL}^{-1}$ de densidad. Basándose en las reacciones químicas correspondientes, calcule:

a) La molaridad y el pH de la disolución.

b) Los gramos de KOH que se necesitan para neutralizar 20 mL de una disolución de H_2SO_4 0,5M.

Datos: Masas atómicas relativas: H= 1; K= 39; O= 16

C4. El hierro reacciona con el ácido sulfúrico según la reacción: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las ecuaciones iónica y molecular por el método del ion-electrón.

b) Si una muestra de 1,25 g de hierro impuro ha consumido 85 mL de disolución 0,5 M de H_2SO_4 , calcule su riqueza en hierro.

Dato: Masa atómica relativa: Fe= 55,8

7º Criterios específicos del modelo de prueba.

El examen está formado por 3 bloques diferentes: A (Formulación), B (Cuestiones), y C (Problemas).

Bloque A (Formulación). Se plantearán DOS preguntas para elegir UNA de las propuestas. La puntuación se realizará como se indica a continuación:

Seis fórmulas correctas: 1,50 puntos

Cinco fórmulas correctas: 1,00 puntos

Cuatro fórmulas correctas: 0,50 puntos

Tres fórmulas correctas: 0,25 puntos

Menos de tres fórmulas correctas: 0,00 puntos

Bloque B (Cuestiones). Se plantearán SEIS cuestiones para elegir TRES de las propuestas.

La puntuación máxima de cada cuestión es de 1,50 puntos. Cuando las cuestiones tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Bloque C (Problemas). Se plantearán CUATRO problemas para elegir DOS de los propuestos.

La puntuación máxima de cada problema es de 2,00 puntos. Cuando los problemas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Los criterios de corrección serán los siguientes:

1. Si el alumnado desarrolla más preguntas de las indicadas en los bloques A, B, o C sólo serán calificadas, en cada bloque, aquellas que aparezcan desarrolladas en primer lugar.
2. Con relación a las cuestiones, 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 los problemas 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. Si un problema tiene varios apartados y la solución obtenida en el primero de ellos es imprescindible para la resolución de los siguientes, salvo errores de cálculo numérico, un resultado erróneo en el primer apartado afectará al 25% del valor de los apartados siguientes.
7. La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado.
8. 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.