



UNED asiss

UNED

asiss

University Application Service for

**International Students in
Spain**

UNED

**GUÍA DE ESTUDIO DE LA ASIGNATURA
QUÍMICA**

PRUEBA DE COMPETENCIAS ESPECÍFICAS

CURSO 2020-21

Coordinador/a

María de los Ángeles Farrán Morales

PRUEBAS DE EVALUACIÓN PARA EL ACCESO A
LA UNIVERSIDAD

1. INTRODUCCIÓN

El presente documento describe el contenido, características y diseño de la prueba de competencia específica de la asignatura QUÍMICA, que forma parte del conjunto de las Pruebas de Competencias Específicas (PCE) diseñadas por la Universidad Nacional de Educación a Distancia (UNED).

Para su elaboración se ha tenido en cuenta la siguiente normativa (*Pendiente de actualización normativa para el curso 2020-2021*):

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato (BOE Núm. 3, 3 de enero de 2015). <https://www.boe.es/boe/dias/2015/01/03/pdfs/BOE-A-2015-37.pdf>
- Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas (Núm. 163, 9 de julio de 2015). <https://www.boe.es/boe/dias/2015/07/09/pdfs/BOE-S-2015-163.pdf>
- Corrección de errores de la Orden ECD/1361/2015, de 3 de julio, por la que se establece el currículo de Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato para el ámbito de gestión del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte, y se regula su implantación, así como la evaluación continua y determinados aspectos organizativos de las etapas (BOE Núm. 173, 21 de julio de 2015). <https://www.boe.es/boe/dias/2015/07/21/pdfs/BOE-A-2015-8149.pdf>
- Real Decreto 310/2016, de 29 de julio, por el que se regulan las evaluaciones finales de Educación Secundaria Obligatoria y de Bachillerato (BOE Núm. 183, 30/07/2016). <https://www.boe.es/boe/dias/2016/07/30/pdfs/BOE-A-2016-7336.pdf>
- Resolución de 13 de marzo de 2020, de la Subsecretaría, por la que se publica la Resolución de 10 de marzo de 2020, conjunta de la Secretaría de Estado de Educación y la Secretaría General de Universidades, por la que se establecen las adaptaciones de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad a las necesidades y situación de los centros españoles situados en el exterior del territorio nacional, los programas educativos en el exterior, los programas internacionales, el alumnado procedente de sistemas educativos extranjeros y las enseñanzas a distancia, en el curso 2019-2020. (BOE Núm. 78, de 21 de marzo de 2020). <https://www.boe.es/boe/dias/2018/03/13/pdfs/BOE-A-2018-3434.pdf>
- Orden PCM/2/2021, de 11 de enero, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad, y las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas, en el curso 2020-2021. https://www.boe.es/diario_boe/txt.php?id=BOE-A-2021-460

2. CONTENIDOS

BLOQUE I

La actividad científica

- Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.
- El método científico en la investigación: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados.
- Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

BLOQUE II

Origen y evolución de los componentes del Universo

- Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Bohr.
- Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de incertidumbre de Heisenberg.
- Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación.
- Partículas subatómicas: origen del Universo.
- Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.
- Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico.
- Enlace químico.
- Enlace iónico.
- Energía reticular. Ciclo de Born-Haber.
- Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- Enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas.
- Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación.
- Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).

- Propiedades de las sustancias con enlace covalente.
- Enlace metálico.
- Modelo del gas electrónico y teoría de bandas.
- Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.
- Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.
- Naturaleza de las fuerzas intermoleculares.

BLOQUE III

Reacciones Químicas

- Concepto de velocidad de reacción.
- Teoría de colisiones.
- Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
- Utilización de catalizadores en procesos industriales.
- Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla.
- Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.
- Equilibrios con gases.
- Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación.
- Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.
- Equilibrio ácido-base.
- Concepto de ácido-base.
- Teoría de Brønsted-Lowry.
- Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización.
- Equilibrio iónico del agua.
- Concepto de pH. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.
- Volumetrías de neutralización ácido-base.
- Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales.

- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.
- Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.
- Equilibrio redox.
- Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación.
- Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
- Potencial de reducción estándar.
- Volumetrías redox.
- Leyes de Faraday de la electrolisis.
- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

BLOQUE IV

Síntesis orgánica y nuevos materiales

- Estudio de funciones orgánicas.
- Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.
- Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles, perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales.
- Tipos de isomería.
- Tipos de reacciones orgánicas.
- Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos.
- Macromoléculas y materiales polímeros.
- Polímeros de origen natural y sintético: propiedades.
- Reacciones de polimerización.
- Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental.
- Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del

bienestar.

3. ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES

Orden **PCI/12/2019**, de 14 de enero, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad, y las fechas máximas de realización y de resolución de los procedimientos de revisión de las calificaciones obtenidas en el curso 2020/2021 (BOE Núm. 13, de 15 de enero de 2019).

BLOQUE I

Bloque 1. La actividad científica Bloque 3-Reacciones químicas

- Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.
- Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
- Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.
- Explica el funcionamiento de los catalizadores.
- Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.
- Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.
- Calcula 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.
- Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
- Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.
- Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.
- Analiza 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.

- Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.
- Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.
- Identifica 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.
- Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.
- Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.
- Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.
- Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.
- Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
- Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
- Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
- Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.
- Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
- Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

BLOQUE II**Origen y evolución de los componentes del Universo**

- Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.
- Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- Conoce las partículas subatómicas, explicando las características y clasificación de las mismas.
- Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.
- Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
- Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.
- Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
- Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
- Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
- Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico.
- Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
- Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía

correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

• **BLOQUE I y IV**

Bloque 1. La actividad científica. Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales.

- Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.
- Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
- Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
- Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.
- A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.

4. CARACTERÍSTICAS Y DISEÑO DE LA PRUEBA

CARACTERÍSTICAS DE LA PRUEBA

La prueba de Química consistirá en la resolución de diferentes preguntas que pueden ser de carácter teórico o problemas.

OPTATIVIDAD. Atendiendo a las orientaciones recibidas por parte del Ministerio de Educación y Formación Profesional y los acuerdos de CRUE, para el presente curso se va a mantener la adaptación de las pruebas realizada el curso 2019/20 (OM 362/2020 de 22 de abril) a tenor de la situación socio-sanitaria acaecida por la COVID-19. Por tanto, se mantendrán los criterios de optatividad que se adoptaron el curso 2019/2020, tanto para las cuestiones tipo test como para los problemas. Los detalles a este respecto se recogen en el apartado “Estructura de la prueba” de esta misma guía.

Cada estudiante dispondrá del enunciado del examen en español y en inglés, para facilitarle la comprensión de las preguntas o cuestiones.

Las respuestas de la prueba se realizarán exclusivamente en español.

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

La prueba de evaluación consistirá en una única opción dividida en tres bloques: una de preguntas objetivas (tipo test) y otras dos de preguntas abiertas, (preguntas de desarrollo).

- **Bloque 1:** Constará de quince preguntas objetivas de tipo test, cada una con tres posibles alternativas. El estudiante deberá contestar a 10 de estas preguntas en una hoja específica para estas preguntas. Cada pregunta solo tiene una respuesta correcta. Las preguntas estarán relacionadas con problemas o cuestiones del programa. En caso de contestar a más de 10 preguntas solo se tendrán en cuenta las primeras 10 preguntas.
- **Bloque 2:** Consistirá en dos preguntas abiertas o de desarrollo de tipo **problemas** y/o **cuestiones** relacionadas con aspectos fundamentales del programa, y que podrán, a su vez, contener varios apartados.
- **Bloque 3:** Consistirá en dos preguntas abiertas o de desarrollo de tipo **problemas** y/o **cuestiones** relacionadas con aspectos fundamentales del programa, y que podrán, a su vez, contener varios apartados

El estudiante deberá elegir una pregunta del bloque 2 y otra del bloque 3. No podrán elegirse dos preguntas del mismo bloque.

El enunciado de las preguntas incluirá todos los datos que sean necesarios para su correcta resolución.

PREGUNTAS Y TIPOLOGÍA	CONTENIDOS DEL TEMARIO
Preguntas objetivas (Bloque 1)	Bloques I, II, III y IV
Preguntas abiertas (Bloques 2 y 3)	Bloques I, II, III y IV

CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN Y CALIFICACIÓN

De acuerdo con unos **criterios generales de corrección**, aplicables a los exámenes de todas las materias, se tendrán en cuenta específicamente:

- La corrección sintáctica
- La corrección ortográfica
- La propiedad léxica
- La adecuada presentación

En el caso de que no se cumplan estos criterios generales de corrección la puntuación se podrá reducir en un 10% del máximo de la pregunta.

Para la **corrección** de la materia de **Química**, se tendrán en cuenta, además, los siguientes aspectos:

- El uso adecuado del lenguaje químico en lo referente a nomenclatura y formulación, tanto inorgánica como orgánica.
- El planteamiento y ajuste correcto, en caso necesario, de las ecuaciones que representan las reacciones químicas.
- El correcto planteamiento y desarrollo seguidos en la resolución de los problemas, así como la correcta interpretación y expresión de los resultados numéricos en las unidades apropiadas.
- El rigor y la claridad utilizados en la definición de conceptos.
- La presentación clara, legible y ordenada del examen

Los criterios de calificación en Química serán los siguientes:

- **Bloque de preguntas objetivas (tipo test):** Constará de 15 preguntas, a las que se deberán contestar un máximo de 10, no siendo obligatorio contestar a todas las cuestiones. Si se contestan más de 10 preguntas, se tendrán solo en cuenta las diez primeras. Las preguntas deben ser contestada en una hoja específica que será entregada junto con el examen. La calificación máxima de este bloque es de 4 puntos

- Cada pregunta correcta sumará 0,4
- Cada pregunta incorrecta restará 0,15
- Las preguntas en blanco no suman ni restan en el cálculo final.

- **Bloques de preguntas abiertas (de desarrollo):** Constará de 2 preguntas, que el alumno debe elegir, una de cada bloque. Cada pregunta puntuará en total 3 puntos no siendo obligatorio contestar a todas las cuestiones. La calificación máxima de este bloque es de 6 puntos. **En caso de responder más de un problema en cada parte solo se contará el primero respondido.**

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación.

La **calificación final de la prueba** será la suma de las puntuaciones obtenidas en los dos bloques, el bloque de preguntas objetivas (test) y los bloques de desarrollo, sin necesidad de notas mínimas en ninguna de las dos partes.

INSTRUCCIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

- La duración total de la prueba será de 90 minutos.
- Se permitirá el uso de calculadoras científicas no programables

- No se permitirá el uso de los programas de la asignatura, tablas periódicas o cualquier tipo de material escrito o impreso. No se permitirá el uso de teléfonos móviles, Smartwatches o cualquier dispositivo electrónico con conexión a internet en ningún caso.

INFORMACIÓN ADICIONAL

A continuación, se incluyen una serie de pautas de interés para el estudiante en el momento de realizar esta prueba:

- En primer lugar, es importante leer atentamente **las instrucciones generales** que figuran en la cabecera.
- A continuación, leer detenidamente el contenido.
- Reflexionar antes de responder para estar seguro de haber comprendido lo que se pide en ellas.
- Tener en cuenta el tiempo total del que dispone y distribuirlo a su conveniencia. Es importante tener presente, a la hora de controlar el tiempo, que **no está permitido el uso de teléfonos móviles o dispositivos electrónicos, incluidos los smartwatches.**
- Responder a las cuestiones, ciñéndose a lo que se le pregunta.
- Finalmente, y si le queda tiempo, hacer una lectura final antes de entregar el examen.

5. INFORMACIÓN BIBLIOGRÁFICA

- ✓ [BARRIO, J., ANDRÉS, D., M^a y ANTÓN, J.L.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Editex, Madrid.](#)
- ✓ [CIFUENTES, M.A., PASTOR, E., DE PRADA, F., GUARDIA, C. y MENÉNDEZ, A.I.: *Química 2º Bachillerato*, Ed. Santillana, Madrid.](#)
- ✓ DEL BARRIO, J.I. y MONTIJO, C.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. S.M., Madrid.
- ✓ GARCÍA POZO, T. y GARCÍA SERNA, J.R.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Edebé, Madrid.
- ✓ MARTINEZ MARQUEZ, E.J.: *Química 2º*. Ed. Thomson Internacional, Madrid.
- ✓ PEÑA TRESANCOS, J. y VIDAL FERNÁNDEZ, M.C. *Química 2.º Bachillerato Tesela (Blink eBook)*, Ed. Oxford Educación.
- ✓ RODRÍGUEZ CARDONA, A., POZAS, A., MARTÍN, R., RUIZ, A. y VASCO, A.J.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Mcgraw-Hill, Madrid.
- ✓ SAURET HERNÁNDEZ, M.: *Química 2º Bachillerato*. Ed. Bruño, Madrid.
- ✓ ZUBIAURRE, S., ARSUAGA, J.M. y GARZÓN, B.: *Química 2º Bachillerato*, Ed. Anaya Educación, Madrid.

TEXTOS DE EJERCICIOS

- ✓ LÓPEZ CANCIO, J. A.: *Problemas de Química*. Ed. Prentice Hall, Madrid.
- ✓ NAVARRO GONZÁLEZ, F.: *Ejercicios de Química para bachillerato y acceso a la universidad*, Ed. Espasa-Calpe, Madrid.
- ✓ TEIJÓN, J. M., GARCÍA, J. A., OLMO, R. M. y GARCÍA, C.: *Química: Teoría y problemas*. Ed. Tébar Flores, Madrid.

TEXTOS UNIVERSITARIOS

- ✓ AMERICAN CHEMICAL SOCIETY: *Química. Un proyecto de la ACS*. Ed. Reverte, Barcelona.
- ✓ ATKINS, P. y JONES, L.: *Principios de Química. Los caminos del descubrimiento*. Ed. Panamericana, Madrid.
- ✓ CHANG, R.: *Química*. Ed. Mc Graw Hill, México, etc.
- ✓ MASTERTON, W. L. y HURLEY, C. N.: *Química. Principios y Reacciones*. 4ª Edición. Ed. Thomson-Paraninfo. Madrid.
- ✓ PETRUCCI, R. H. y HAEWOOD, W. S.: *Química General. Principios y aplicaciones modernas*, Ed. Prentice Hall, Madrid.

PÁGINAS WEB

- ✓ Tabla Periódica (<https://iupac.org/what-we-do/periodic-table-of-elements/> ; <http://www.ptable.com/> ; <http://www.chemcool.com/> <https://www.rsc.org/periodic-table> <https://www.webelements.com/>)
- ✓ Proyecto Ulloa (<http://recursos.cnice.mec.es/quimica>)
- ✓ QuímicaWeb (<http://www.quimicaweb.net>)
- ✓ Instituto de Tecnologías Educativas (<https://intef.es/>)
- ✓ Educaplus.org (<http://www.educaplus.org>)
- ✓ The Royal Society of Chemistry Education (<https://edu.rsc.org/resources>)
- ✓ (<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>)
- ✓ ACS Chemical Education Resources (<https://www.acs.org/content/acs/en/education/resources.html>)
- ✓ Virtual Chemistry Experiments (<http://chemcollective.org/vlabs>)

6. COORDINACIÓN DE LA ASIGNATURA

Nombre: María de los Ángeles Farrán Morales

E-mail: afarran@ccia.uned.es

Teléfono: 91-3987325

7. MODELO DE EXÁMENES

• INSTRUCCIONES GENERALES

- La duración del examen es de 90 minutos.
- Se permite exclusivamente el uso de calculadoras no programables o sin capacidades gráficas. Queda totalmente prohibido el uso de teléfonos móviles, smartphones o relojes inteligentes o cualquier dispositivo electrónico con conexión a internet.
- Mientras tenga el examen en su poder **SÓLO** puede comunicarse con los miembros del Tribunal de examen.
- Cualquier otro tipo de comunicación o uso de dispositivos o materiales no autorizados supondrá la expulsión del aula de examen y la retirada del examen por parte del Tribunal, lo cuál será reflejado en el Acta como **COPIA ILEGAL**.
- El examen debe realizarse únicamente con **bolígrafo azul o negro**.
- No puede utilizar ningún tipo de corrector (Tipp-Ex)
- No puede utilizar ninguna hoja que no haya sido entregada por algún miembro del Tribunal de examen.
- Las hojas de respuesta deben ir numeradas en las casillas que aparecen en la parte inferior.
- El examen está traducido al inglés con el objetivo de facilitar la comprensión de las preguntas, pero **DEBE CONTESTARSE EN ESPAÑOL**. En caso de que considere que hay alguna diferencia de interpretación entre la parte en español y la parte traducida al inglés, prima el examen original realizado en español.
-

La prueba consta de tres partes

PRIMERA PARTE: Quince preguntas tipo test de las cuales puede responder a diez y solo a diez. **En caso de responder más de 10 preguntas, solo se contarán las 10 primeras respondidas.**

Valor total de esta parte 5 puntos. Cada pregunta de tipo test ofrece tres opciones para la respuesta de las que sólo una es correcta. Se puntúa de la forma siguiente:

- La respuesta correcta suma 0,4 puntos.
- La respuesta incorrecta resta 0,15 puntos.
- La respuesta en blanco o marcada incorrectamente se valora con 0 puntos.

Para contestar a esta parte debe utilizarse la hoja de respuestas Tipo Test. Es **MUY IMPORTANTE** leer las instrucciones sobre cómo deben marcarse las respuestas.

SEGUNDA PARTE: Dos problemas de desarrollo de los cuales puede responder a uno y solo a uno solo de ellos. Valor total de esta parte 3 puntos.

TERCERA PARTE: Dos problemas de desarrollo de los cuales puede responder a uno y solo a uno solo de ellos. Valor total de esta parte 3 puntos.

Las preguntas o apartados en los que se pide que razone o justifique la respuesta se puntuarán con un 20% de su valor en el caso de no realizarse dicho razonamiento o justificación. **En caso de responder más de un problema en cada parte solo se contará el primero respondido.**

Las dos partes de problemas se contestarán en hojas aparte y las tres partes se entregarán conjuntamente.

GENERAL INSTRUCTIONS

- The duration of the exam is 90 minutes.
- Only the use of non-programmable calculators and without graphing capabilities is permitted. It is completely forbidden the use of electronic devices, mobile or smartphones as well as smartwatches or any devices with internet connection
- While you have the exam paper in your possession, you can **ONLY** contact the members of the Examining Board. Any other type of communication or use of unauthorized devices or materials will mean that you will be asked to leave at once the exam room, your exam will be confiscated by the Examining Board and this will be reflected in the Minutes as **ILLEGAL COPY**.
- Black or blue pens may only be used to answer the exam
- Correction fluids (Tipp-Ex) are not allowed.
- Use exclusively the exam paper provided by members of the Examining Board. The answer sheets should be numbered in the boxes that appear at the bottom.
- The exam is translated into English in order to facilitate the understanding of the questions, but it **MUST BE ANSWERED IN SPANISH**. In case you might encounter differences in interpretation between the Spanish Exam and the English translation, the original exam in Spanish prevails.

The exam has three parts

FIRST PART: Fifteen multiple choice questions of which you must choose and answer 10. **If more than 10 questions are answered, only the first 10 answered will be marked.** Total value of this part 4 points. Each test question offers three options for the answer of which only one is correct. The score is as follows:

- Each correct answer adds 0,4 points.
- Each incorrect answer subtracts 0,15 points.
- Blanks or incorrectly marked answers have 0 points value.

To answer this part, use the Test answer sheet template. It is **VERY IMPORTANT** to read the instructions on how the answers should be marked.

SECOND PART: Two problem type questions of which you will have to choose and answer one and only one of them. Total value of this part is 3 points

THIRD PART Two problem type questions of which you will have to choose and answer one and only one of them. Total value of this part is 3 points

The questions or sections in which it is required to reason or justify the answer will be scored with 20% of its value in the case of not carrying out such reasoning or justification. **If more than one problem is answered in each part, only the first one answered will be marked.**

Each problem will be answered in a separate sheet and the three parts will be turned in together

PRIMERA PARTE

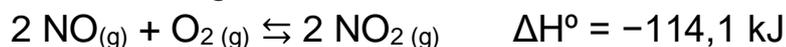
1. Indique la respuesta **correcta**. El equilibrio de solubilidad del hidróxido de magnesio(II) se puede escribir como:

- a) $Mg(OH)_2 (s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + OH^-(ac)$
- b) $Mg(OH)_2 s \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$
- c) $Mg(OH)_2 s \rightleftharpoons 2Mg^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$

2. Indique la respuesta **correcta**:

- a) **Cuando se dice que una disolución es neutra, la $[H^+] = 10^{-7} M$.**
- b) Cuando se dice que una disolución es ácida, estamos indicando que el $pH > 7$.
- c) Ninguna de las respuestas anteriores es correcta.

3. Para la siguiente reacción:



¿Cuál de los siguientes cambios conduce a un aumento de NO_2 en el equilibrio?

- a) Aumento de la temperatura.
- b) **Aumento de la presión.**
- c) Aumento de volumen.

4. Indique la respuesta **correcta**. Una pila formada por los pares redox:



- a) Tiene un potencial normal de 0,80 V.
- b) Tiene un potencial normal de -0,72V.

- c) Tiene un potencial normal de 0,72 V.
5. El enlace de hidrógeno es el responsable de:
- El valor anormalmente alto del punto de fusión del agua.
 - El valor anormalmente bajo del punto de ebullición del agua.
 - Las dos anteriores son correctas.
6. ¿Cuál es la masa en gramos de $3,01 \times 10^{23}$ átomos de sodio?:
Datos: Masa atómica (Na)= 23; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$
- 0,79
 - 11,5
 - 416,8
7. Dada la configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ de un elemento cuyo símbolo representaremos por X:
- Su número atómico es 19.
 - El átomo de X se encuentra en su estado fundamental.
 - El elemento X pertenece al grupo de los no metales alcalinos.
8. Indique la respuesta **correcta**. El amoníaco actúa como base al reaccionar con:
- Na
 - HCl
 - CuO
9. En un equilibrio químico, una disminución de la concentración de uno de los productos conlleva:
- Una disminución en la concentración de los reactivos.
 - Un aumento en la concentración de los reactivos.
 - No afecta.
10. Indique la frase **correcta**:
- El potencial de reducción de un elemento es una magnitud que mide la capacidad que tiene ese elemento para reducirse.
 - El potencial de reducción de un elemento es una magnitud que mide la capacidad que tiene un elemento para reducir a otro elemento.
 - El potencial de reducción de un elemento es una magnitud que mide la capacidad que tiene un elemento para neutralizar a otro elemento.

11. Indique la respuesta **correcta**. Los hidrocarburos sufren reacciones de adición cuando:
- El hidrocarburo es insaturado.
 - El hidrocarburo es saturado.
 - No sufren reacciones de adición.
12. Indicar la respuesta **correcta**:
- Disoluciones sobresaturadas son aquellas que contienen una cantidad de soluto inferior a la que indica su solubilidad.
 - Disoluciones sobresaturadas son aquellas que contienen una cantidad de soluto en equilibrio dinámico con su producto de solubilidad.
 - Disoluciones sobresaturadas son aquellas que contienen una cantidad de soluto mayor que la que corresponde a la disolución saturada.
13. Indique la respuesta **correcta**. Los números cuánticos que pueden existir en el primer nivel de energía son:
- $n=1 \rightarrow l=0 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=+1/2$
 - $n=1 \rightarrow l=1 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=-1/2$
 - $n=2 \rightarrow l=0 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=+1/2$
14. De las siguientes propiedades, hay una que no es característica de los metales:
- Alta conductividad eléctrica
 - Baja densidad en comparación con los no metales de masa atómica similar.
 - Brillo
15. Indique la respuesta **correcta**:
- El ácido acético o ácido etanoico es un ácido carboxílico.
 - El ácido fórmico o ácido metanoico es un éter sencillo.
 - El grupo funcional en los ácidos carboxílicos es $-\text{CONH}_2$.

SEGUNDA PARTE

1. Escribir las configuraciones electrónicas del cloro (Z= 17) y del potasio (Z= 19) y las de los iones más estables a que darían lugar. Razonar cuál de dichos iones tendrá menor radio.

Cl (Z=17)



ión más estable Cl^- :



K (Z=19)



ión más estable K^+ :



El guión de menor radio sería el K^+ dado que tiene más protones en el núcleo y estos atraerán más a los electrones acortando el radio del ion.

2. En la reacción de combustión del butano (C_4H_{10}):

a) ¿Cuántas moléculas de oxígeno reaccionan con 50 moléculas de butano?

b) ¿Qué masa de butano reaccionará con 100 g de oxígeno?

Datos: Masas atómicas: C= 12, O= 16, H= 1

a) Pm C_4H_{10} =58 Pm O_2 =32; Pm CO_2 =44



2 moléculas de C_4H_{10} reaccionan con 13 moléculas de O_2 , luego:

$\frac{50 \times 13}{2}$

$= 325$ moléculas de O_2

b) moles de $O_2 = 100g/32 = 3,12$ moles O_2 ;



reaccionan $2 \times 3,12/13$ de $C_4H_{10} = 0,48$ moles de C_4H_{10}

g de $C_4H_{10} = 0,48 \text{ moles} \times 58 = 27,84$ g de C_4H_{10}

TERCERA PARTE

1. Se tiene una disolución acuosa de ácido acético 0,055 moles/L.
Calcular: a) El pH de la disolución.
b) El grado de disociación, en tanto por ciento, del ácido acético. Dato: $K_a = 1,77 \cdot 10^{-5}$

SOLUCION

a) Establecemos la reacción:



Las concentraciones de las distintas especies es:

	CH_3COOH	CH_3COO^-	H_3O^+
Inicial	0,055	0	0
Equilibrio	0,055-x	x=0,055α	x=0,055α

$$K_a = \frac{([CH_3COO^-][H_3O^+])}{[CH_3COOH]} = \frac{x^2}{0,055-x} = \frac{(0,055\alpha)^2}{0,055(1-\alpha)}$$

$$1,77 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0,055} \Rightarrow x = 0,001$$

$$H_3O^+ = 0,001 \Rightarrow pH = -\log(0,001) = 3$$

b) El grado de disociación: De la tabla apreciamos que

$$x = 0,055\alpha$$

$$x = 0,055\alpha = 0,001 \Rightarrow \alpha = 0,018$$

El grado de disociación(α) es del 1,8%

2. Se mezclan 200 mL de disolución de cloruro de bario 0,005 M con 600 mL de sulfato de potasio 0,007 M. Sabiendo que $K_{s(BaSO_4)} = 1,1 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^{-2}$, indique si se formará algún precipitado.

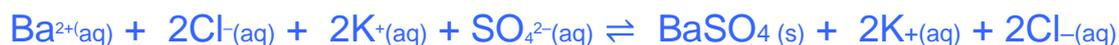
“Química” edebé Bachillerato. pag.271

SOLUCIÓN

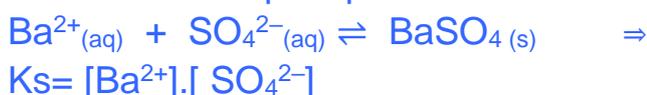


Por el producto de solubilidad vemos que quien puede formar precipitado es el BaSO_4 y lo hará cuando $Q > K_s$

La ecuación iónica es:



La reacción de precipitación es:



La concentración de Ba^{2+} en los 200 mL (=volumen Molaridad)

$$[\text{Ba}^{2+}] = 200\text{mL} \times 0,005 \text{ moles} = 1,0 \text{ mmoles} \Leftrightarrow 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{Ba}^{2+}$$

La concentración molar de Ba^{2+} , en los 800mL, después de mezclar las disoluciones:

$$[\text{Ba}^{2+}] = (1,0 \times 10^{-3} \text{ moles} \cdot 1000 \text{ mL}) / (800\text{mL} \cdot 1\text{L}) = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

Análogamente, los moles de SO_4^{2-} en los 600 mL (=volumen Molaridad)

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 600 \text{ mL} \times 0,007 \text{ moles} = 4,2 \text{ mmoles} \Leftrightarrow 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{SO}_4^{2-}$$

La concentración molar de SO_4^{2-} , en los 800mL, después de mezclar las disoluciones:

$$[\text{SO}_4^{2-}] = (4,2 \times 10^{-3} \text{ moles} \cdot 1000 \text{ mL}) / (800\text{mL} \cdot 1\text{L}) = 5,25 \times 10^{-3} \text{ M}$$

Luego vamos ver si precipita:

$$Q = [\text{Ba}^{2+}] \cdot [\text{SO}_4^{2-}] = 1,25 \cdot 10^{-3} \times 4,2 \cdot 10^{-3} = 6,56 \cdot 10^{-6} \gg K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Luego la disolución está sobresaturada y precipitará el BaSO_4 hasta que $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$

Más sencillo

$V_T = 800 \text{ mL}$

el BaSO_4 precipitará si $[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] \gg K_s$

$$[\text{Ba}^{2+}] = 10^{-3} \text{ moles} \cdot 1000 \text{ mL} / (800 \text{ mL} \cdot 1 \text{ L}) = 1,25 \cdot 10^{-3} \text{ M}$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = 600 \text{ mL} \times 0,007 \text{ moles} = 4,2 \text{ mmoles} \Leftrightarrow 4,2 \cdot 10^{-3} \text{ moles de } \text{SO}_4^{2-}$$

$$[\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}] = 1,25 \cdot 10^{-3} \times 4,2 \cdot 10^{-3} = 6,56 \cdot 10^{-6} \gg K_s = 1,1 \cdot 10^{-10}$$

Luego SI precipita

EXAMINATION TRANSLATION TO ENGLISH

FIRST PART

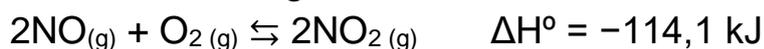
1. Indicate the **correct** answer. The solubility equilibrium of magnesium(II) hydroxide can be written as:

- a) $Mg(OH)_2(s) \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + OH^-(ac)$
 b) $Mg(OH)_2s \rightleftharpoons Mg^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$
 c) $Mg(OH)_2s \rightleftharpoons 2Mg^{2+}(ac) + 2 OH^-(ac)$

2. Indicate the **correct** answer:

- a) When a solution is said to be neutral, $[H^+] = 10^{-7} M$.
 b) When a solution is said to be acidic, its $pH > 7$.
 c) None of the previous answers is correct.

3. For the following reaction:



Which of the following changes leads to an increase in NO_2 in equilibrium?:

- a) Increase in temperature.
 b) Increased pressure.
 c) Increase in volume.

4. Indicate the **correct** answer. An electrochemical cell formed by the redox



- a) Has a normal potential of 0,80 V.
 b) Has a normal potential of -0,72V.
 c) It has a normal potential of 0,72 V.

5. Hydrogen bonds are responsible for:

- a) The abnormally high value of the melting point of water.
 b) The abnormally low value of the boiling point of water.
 c) The previous two are correct.

6. What is the mass in grams of $3,01 \times 10^{23}$ sodium atoms?

Data: Atomic mass (Na)= 23; $N_A = 6,02 \times 10^{23}$

- a) 0,79
 b) 11,5
 c) 416,8

7. Given the electronic configuration $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 5s^1$ of an element whose symbol we will represent by X:

- a) Its atomic number is 19.
 b) The X atom is in its ground state.

- c) Element X belongs to the group of alkali non metals.
8. Choose the **correct** answer. Ammonia acts as a base reacting with:
9. a) Na
b) HCl
c) CuO
10. In a chemical equilibrium, a decrease in the concentration of one of the products leads to:
- a) A decrease in the concentration of the reagents.
b) An increase in the concentration of the reagents.
c) Does not affect.
11. Mark the **correct** answer:
- a) The reduction potential of an element is a quantity that measures the capacity of that element to reduce itself.
b) The reduction potential of an element is a quantity that measures the ability of an element to reduce another element.
c) The reduction potential of an element is a quantity that measures the capacity of an element to neutralize another element.
12. Indicate the **correct** answer. Hydrocarbons undergo addition reactions when:
- a) The hydrocarbon is unsaturated.
b) The hydrocarbon is saturated.
c) They do not suffer addition reactions.
13. Indicate the **correct** answer:
- a) Supersaturated solutions are those that contain a quantity of solute lower than that indicated by its solubility.
b) Supersaturated solutions are those that contain an amount of solute in dynamic equilibrium with its solubility product.
c) Supersaturated solutions are those that contain an amount of solute greater than that corresponding to the saturated solution.

14. Indicate the **correct** answer. The quantum numbers that can exist in the first energy level are:
- a) $n=1 \rightarrow l=0 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=+1/2$
 - b) $n=1 \rightarrow l=1 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=-1/2$
 - c) $n=2 \rightarrow l=0 \rightarrow m_l=0 \rightarrow m_s=+1/2$
15. Of the following properties, there is one that is not characteristic of metals:
- a) High electrical conductivity
 - b) Low density compared to non-metals of similar atomic mass.
 - c) Brightness
16. Choose the **correct** answer:
- a) Acetic acid or ethanoic acid is a carboxylic acid.
 - b) Formic acid or methanoic acid is a simple ether.
 - c) The functional group in carboxylic acids is $-\text{CONH}_2$.

SECOND PART

1. Write the electronic configurations of chlorine ($Z= 17$) and potassium ($Z= 19$) and those of the most stable ions that they would give rise to. Reason which of these ions will have a smaller radius.

2. In the combustion reaction of butane (C_4H_{10}):
 - a) How many oxygen molecules react with 50 butane molecules?
 - b) What mass of butane will react with 100 g of oxygen?Data: Atomic masses: C= 12, O= 16, H= 1

THIRD PART

1. There is an aqueous solution of acetic acid 0,055 mol/L. Calculate:
 - a) The pH of the solution.
 - b) The degree of dissociation, as a percentage, of acetic acid. Data: $K_a = 1,77 \times 10^{-5}$

2. We mix 200 mL of 0.005 M barium chloride solution with 600 mL of 0.007 M potassium sulphate. Knowing that $K_s (\text{BaSO}_4) = 1,1 \times 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{L}^2$, indicate if a precipitate will form.