

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 31 de Enero de 2017, 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 1105/2014 de 26 de diciembre (B.O.E. de 3 de enero de 2015), el Decreto 110/2016, de 14 de junio (B.O.J.A. de 28 de junio de 2016) y la Orden de 14 de julio de 2016 (B.O.J.A. de 29 de julio de 2016), 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.

La elaboración de estas directrices y orientaciones se realiza, conforme a la Orden ECD/1941/2016 de 22 de diciembre, por la que se determinan las características, el diseño y el contenido de la evaluación de Bachillerato para el acceso a la Universidad. La citada Orden también establece la Matriz de especificaciones y la concreción de los estándares de aprendizaje evaluables asociado a cada uno de los bloques de contenidos de los incluidos en el Anexo I del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre.

Al tratarse de unas orientaciones generales, no se han establecido criterios para la secuenciación de los contenidos, 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 contenidos que figuran en estas orientaciones se deben utilizar sólo a los efectos de las Pruebas de Acceso a la Universidad.

El contenido de las pruebas, conforme al apartado 1, del artículo 8, de la citada Orden ECD/1941/2016 de 22 de diciembre, establece que al menos el 70% de la calificación se obtendrá evaluando los estándares de aprendizaje seleccionados entre los definidos en la matriz de especificaciones. Según esta misma orden, los porcentajes de ponderación asignados a cada bloque de contenido harán referencia a la puntuación relativa que se asignará a las preguntas asociadas a los estándares de aprendizaje evaluados de los incluidos en dicho bloque, no obstante, **estas ponderaciones son orientativas** (Orden ECD/1941/2016 de 22 de diciembre, artículo 8.2)

El 30% restante se podrá completar de acuerdo con el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato, teniendo en cuenta que las pruebas versarán sobre los **contenidos de segundo de bachillerato** (Orden ECD/1941/2016 de 22 de diciembre, artículo 3)

La Ponencia, de acuerdo con el Real Decreto, anteriormente citado considera que:

Los contenidos de Química contemplados en el bloque 1 se centran en la utilización de estrategias básicas de la actividad científica: documentación, elaboración de informes, comunicación utilizando el lenguaje científico, difusión de resultados y representaciones de fenómenos químicos. Para ello y para el desarrollo de los contenidos en los bloques 2, 3 y 4 es **imprescindible el conocimiento del lenguaje químico, la nomenclatura y formulación de los compuestos inorgánicos y orgánicos**. Por lo tanto, estos contenidos 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.

La Química contemplada en la materia de Física y Química de primer curso de bachillerato se centra en los Bloques 3 y 4 en las Reacciones Químicas, fundamentalmente en el estudio de la Estequiometría de las reacciones incluyendo aspectos energéticos. En el segundo curso se aplican estos aspectos y se introducen nuevos temas que ayuden a comprender mejor la Química y sus aplicaciones. Así, en el Bloque 3, Reacciones químicas: Velocidad de reacción, Equilibrio químico, Equilibrio Ácido-base y Equilibrio Redox, es 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 contenidos básicos podrán ser objeto de evaluación en las cuestiones y problemas relacionados con las reacciones químicas contenidas en el Bloque 3.

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 la actividad científica.

En cada uno de los Bloques temáticos del 1 al 4, se ha incluido también una sección de *Comentarios* acorde a los estándares de aprendizaje evaluables.

BLOQUE 1. LA ACTIVIDAD CIENTÍFICA.

* Utilización de estrategias básicas de la actividad científica. Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán 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.**

BLOQUE 2. 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. Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- * Enlace covalente. Geometría y polaridad de moléculas. Teorías 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 entre moléculas. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En relación con estos contenidos, deberán 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, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes. **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.
- 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 (TRPECV).
- 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.

BLOQUE 3. REACCIONES QUÍMICAS.

- * Concepto de velocidad de reacción. Ecuación de velocidad. 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. Importancia del pH a nivel biológico. Volumetrías de neutralización ácido-base. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales.
- * 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.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán:

- 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 Chatelier 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 una disolución de un ácido fuerte o base fuerte valorándola con otra disolución (de 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.

BLOQUE 4. 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.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán:

- 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 y nitro. 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.

Para el estudio de los dos últimos apartados de los contenidos, se deja al profesorado la elección de los ejemplos más representativos de su entorno. Sería el momento de recopilar la información que sobre determinadas especies químicas se ha ido desarrollando a lo largo del curso.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

De acuerdo con los Estándares de aprendizaje evaluables establecidos en el Bloque 1, 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.

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

Conforme a lo establecido en el Real Decreto-ley 5/2016, de medidas urgentes para la ampliación del calendario de implantación de la Ley Orgánica 8/2013, de 9 de diciembre, para la mejora de la calidad educativa, y a lo dispuesto en el artículo 2.3 del Real Decreto 310/2016, de 29 de julio, el ejercicio de Química contendrá dos opciones de las que deberá elegir una y desarrollarla de manera completa.

Cada opción consta de:

- Una cuestión sobre formulación y nomenclatura química.
- Tres cuestiones que versarán, indistintamente, tanto sobre conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos, que requieran para su solución un razonamiento y/o cálculos sencillos, como sobre los procedimientos experimentales referidos a los trabajos prácticos recomendados en las Orientaciones Generales.
- Dos problemas numéricos de aplicación de los principios, conceptos y procedimientos de la química.

3º Instrucciones sobre el desarrollo de la prueba.

3.1 De carácter general.

- El ejercicio tendrá una duración máxima de hora y media.
- El alumnado debe desarrollar una opción completa, debe indicar claramente la opción elegida y no mezclar cuestiones de las dos ofrecidas.
- En la resolución del ejercicio no es necesario copiar la pregunta, es suficiente poner el número que la designa.
- Las preguntas se podrán responder en el orden que desee.
- 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 (*es imprescindible concretar las valoraciones que se harán en cada apartado y/o aspectos a tener en cuenta*):

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 alumno 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.

CALIFICACIÓN

Cada una de las cuestiones será calificada hasta un máximo de 1'50 puntos y los problemas hasta 2 puntos cada uno. La puntuación final será la suma de las calificaciones de las cuestiones y problemas de la opción elegida, con dos cifras decimales.

5º Información adicional (aquella que por su naturaleza no está contenida en los apartados anteriores):

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: Blackwell 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.

http://www.juntadeandalucia.es/innovacioncienciayempresa/cocoon/aj-det-.html?p=/Nuestra_oferta/Documentacion/&s=/Nuestra_oferta/Documentacion/Biblioteca_virtual/&c=41790

Química General

Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffrey D. Madura., Carey Bissonnette.

10ª Edición

ISBN: 978-84-8322-680-3

2011

Editorial Pearson Education

Principios de Química. Los caminos del descubrimiento.

P. Atkins; L. Jones

3ª Edición

ISBN: 9789500600804

2006

Editorial Panamericana



6º Modelo de prueba:

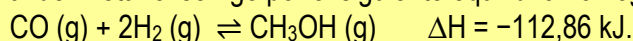
OPCIÓN A

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Óxido de platino(II) **b)** Sulfito de cadmio
c) Ciclopenteno **d)** $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ **e)** $\text{Cr}(\text{OH})_3$ **f)** $\text{CH}_3\text{C}(\text{CH}_3)_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

2.- Sean los elementos X e Y de número atómico 38 y 35, respectivamente.

- Escriba sus configuraciones electrónicas.
- Razone cuáles serán sus iones más estables.
- Justifique cuál de estos iones tiene mayor radio.

3.- La síntesis industrial del metanol se rige por el siguiente equilibrio homogéneo:



A 300°C, $K_P = 9,28 \cdot 10^{-3}$. Responda verdadero o falso, de forma razonada:

- El valor de K_C será mayor que el de K_P .
- Aumentando la presión se obtendrá mayor rendimiento en el proceso de síntesis.
- Una disminución de la temperatura supondrá un aumento de las constantes de equilibrio.

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

4.- De los siguientes compuestos: $\text{CH}_3\text{CHClCH}_2\text{OH}$; $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$; $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{COCH}_3$.

- Justifique qué compuesto puede presentar isomería óptica.
- Indique qué compuestos son isómeros de posición.
- Indique qué compuesto es isómero funcional del $\text{ClCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CHO}$.

5.- Dada la reacción: $\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

a) Ajuste las semirreacciones de oxidación y reducción por el método de ión electrón y ajuste tanto la reacción iónica como la molecular.

b) Calcule la masa de cobre que podrá ser oxidada por 1 mL de ácido nítrico comercial con una riqueza del 70% en masa y densidad 1,42 g/mL.

Datos: Masas atómicas $\text{Cu}=63,5$; $\text{N}=14$; $\text{O}=16$; $\text{H}=1$.

6.- **a)** Calcule los gramos de ácido cloroso, HClO_2 ($K_a=0,011$) que se necesitan para preparar 100 mL de disolución de $\text{pH} = 2$.

b) Calcule el grado de disociación del ácido cloroso en dicha disolución.

Datos: Masas atómicas $\text{H}=1$; $\text{Cl}=35,5$; $\text{O}=16$.

OPCIÓN B

1.- Formule o nombre los siguientes compuestos: **a)** Hidruro de estaño(IV) **b)** Ácido carbónico
c) Ácido 3-cloropropanoico **d)** SrI_2 **e)** CoPO_4 **f)** $(\text{CH}_3)_2\text{CHCONH}_2$.

2.- Dadas las moléculas BF_3 y PF_3 :

a) Represente sus estructuras de Lewis.

b) Prediga razonadamente la geometría de cada una de ellas según la TRPECV.

c) Determine, razonadamente, si estas moléculas son polares.

3.- La constante de acidez del ácido hipocloroso (HClO) es $K_a = 3,0 \cdot 10^{-8}$

a) Escriba la reacción química del agua con el ácido hipocloroso (HClO) y la expresión de su constante de acidez.

b) Escriba la reacción química del agua con la base conjugada del ácido HClO y la expresión de su constante de basicidad.

c) Calcule la constante de basicidad de la base anterior.

4.- Dado el compuesto $\text{CH}_2=\text{CHCH}_2\text{CH}_3$, justifique, si las siguientes afirmaciones son verdaderas o falsas:

a) El compuesto reacciona con $\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2\text{SO}_4$ para dar dos compuestos isómeros geométricos.

b) El compuesto reacciona con HCl para dar un compuesto que no presenta isomería óptica.

c) El compuesto reacciona con H_2 para dar un alquino.

5.- En un recipiente de 14 litros se introducen 3,2 moles de $\text{N}_2(\text{g})$ y 3 moles de $\text{H}_2(\text{g})$. Cuando se alcanza el equilibrio: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{g})$, a 200°C se obtienen 1,6 moles de amoníaco. Calcule:

a) El número de moles de $\text{H}_2(\text{g})$ y de $\text{N}_2(\text{g})$ en el equilibrio y el valor de la presión total.

b) Los valores de las constantes K_C y K_P a 200°C .

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

6.- **a)** El cinc metálico puede reaccionar en medio ácido oxidándose a Zn^{2+} , según la siguiente reacción redox espontánea: $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$. ¿Qué volumen de hidrógeno, medido a 700 mmHg y 77°C , se desprenderá si se disuelven completamente 0,5 moles de cinc?

b) Al realizar la electrolisis de una disolución de una sal de Zn^{2+} aplicando durante 2 horas una intensidad de 1,5 A, ¿cuál será la masa de cinc depositada en el cátodo?

Datos: $F = 96500 \text{ C}$; $R = 0,082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$. Masa atómica del cinc=65,3.

7º Criterios específicos del modelo de prueba:

El examen consta de dos opciones A y B. El alumno deberá desarrollar una de ellas completa sin mezclar cuestiones de ambas, pues, en este caso, el examen quedaría anulado y la puntuación global en Química sería cero.

Cada opción (A o B) consta de seis cuestiones estructuradas de la siguiente forma: una pregunta sobre nomenclatura química, tres cuestiones de conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos que requieren un razonamiento por parte del alumno para su resolución y dos problemas numéricos de aplicación.

Valoración de la prueba:

Pregunta nº 1.- Seis fórmulas correctas.....	1,5 puntos.
Cinco fórmulas correctas.....	1,0 puntos.
Cuatro fórmulas correctas.....	0,5 puntos.
Menos de cuatro fórmulas correctas.....	0,0 puntos.
Preguntas nº 2, 3 y 4.....	Hasta 1,5 puntos cada una.
Preguntas nº 5 y 6.....	Hasta 2,0 puntos cada una.

Cuando las preguntas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

En las preguntas 2, 3, 4, 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, exceptuando los errores de cálculo numérico, un resultado erróneo afectará al 25% del valor de los apartados siguientes. De igual forma, si un apartado consta de dos partes, la aplicación en la resolución de la segunda de un resultado erróneo obtenido en la primera afectará en la misma proporción.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se penalizará con un 25% del valor del apartado.

La nota final del examen se puntuará de 0 a 10, con dos cifras decimales.