

GUÍA DE LA PRUEBA DE COMPETENCIA
ESPECÍFICA:
QUÍMICA

2016-2017

ANTONIO J. LÓPEZ PEINADO

ORIENTACIONES PARA LA PRUEBA DE COMPETENCIA ESPECÍFICA (PEC)

CURSO ACADÉMICO: 2016/2017

1. NOMBRE DE LA MATERIA: QUÍMICA

2. DATOS DEL COORDINADOR:

Nombre: ANTONIO JOSÉ LÓPEZ PEINADO

Departamento: QUÍMICA INORGÁNICA Y QUÍMICA TÉCNICA

Facultad: CIENCIAS

Universidad: UNED

e-mail: alopez@ccia.uned.es

Tfno.: 913987346

3. PRESENTACIÓN DE LA MATERIA

El conocimiento de la Química permite comprender muchos aspectos de nuestra vida diaria. La Química está presente, por ejemplo, en el entorno natural, los medios de transporte, los medicamentos, la industria de la construcción, la industria textil, etc. Se encarga de estudiar los procesos que posibilitan desarrollar nuevos productos o mejorar los antiguos lo que ayuda a mejorar nuestro nivel de vida manteniendo la calidad del entorno.

La Química es una ciencia que profundiza en el conocimiento de los principios fundamentales de la naturaleza, proporcionando a los estudiantes una herramienta para la comprensión del mundo en que se desenvuelven, no solo por sus repercusiones directas en numerosos ámbitos de la sociedad actual, sino también por su relación con otros campos del conocimiento como la Biología, la Medicina, la Ingeniería, la Geología, la Astronomía, la Farmacia o la Ciencia de los Materiales, por citar algunos.

La Química es una ciencia experimental y, como tal, el aprendizaje de la misma conlleva una parte teórico-conceptual y otra de desarrollo práctico que implica la realización de experimentos en el laboratorio, así como la búsqueda, análisis y elaboración de los datos obtenidos. En ambos casos es muy importante desarrollar un juicio crítico tanto sobre los conceptos teóricos como sobre los resultados obtenidos, bien en los ejercicios prácticos o en la resolución de problemas.

A través del estudio de esta materia se pretende que el estudiante, de la manera más sencilla, sea capaz de:

1. Adquirir un conocimiento de los principios básicos de la Química, de su significado físico, y de la reactividad de los elementos químicos y sus compuestos.
2. Sentir la Química como un campo importante, que tiene una historia interesante, con un presente dinámico, con nuevos desarrollos importantes a alcanzar y en estrecha relación con la realidad inmediata y cotidiana.
3. Resolver problemas que se le planteen aplicando los conocimientos adquiridos.
4. Realizar de forma correcta las operaciones matemáticas cuando sean necesarias y expresar los resultados utilizando las unidades de las magnitudes químicas

adecuadas en cada caso.

5. Interpretar los resultados obtenidos
6. Desarrollar una capacidad de síntesis, de relación, de crítica y de transmisión de la información adquirida.

4. LA PRUEBA DE COMPETENCIA ESPECÍFICA

Según la normativa vigente, el acceso a los estudios universitarios exige, en determinados supuestos, poseer el título de Bachiller y la superación de una prueba que permita valorar, junto con las calificaciones obtenidas en el bachillerato, la madurez académica, los conocimientos y las capacidades del estudiante para afrontar las enseñanzas universitarias.

En relación con la materia que nos ocupa, **Química**, no consideramos adecuado incorporar ninguna indicación o sugerencia adicional sobre los contenidos que se regulan en la Orden Ministerial, antes mencionada, y que se imparten en los textos de bachillerato.

Los estudiantes deberán poseer conocimientos suficientes de los conceptos químicos básicos estudiados en cursos anteriores, equivalentes a cuarto de ESO y a primero de bachillerato, puesto que éstos son necesarios para llegar a comprender los conceptos que se plantean en la asignatura de Química de segundo de bachillerato. Nos referimos, por ejemplo, a conocimientos básicos sobre *formulación y nomenclatura, el sistema periódico de los elementos, cálculos estequiométricos, leyes de los gases o formas de expresar la concentración de las disoluciones*. Igualmente consideramos que el estudiante habrá de dominar determinados formalismos matemáticos (por ejemplo, el cálculo logarítmico o la resolución de ecuaciones de segundo grado) y manejar adecuadamente las unidades de las magnitudes químicas.

5. PROGRAMA DE LA MATERIA

Los contenidos se han estructurado en cuatro bloques, de los cuales el primero (la actividad científica) se configura como transversal a los demás. En el segundo de ellos se estudia la estructura atómica de los elementos y su repercusión en las propiedades periódicas de los mismos. La visión actual del concepto del átomo y las subpartículas que lo conforman contrasta con las nociones de la teoría atómico-molecular conocidas previamente por los alumnos. Entre las características propias de cada elemento destaca la reactividad de sus átomos y los distintos tipos de enlaces y fuerzas que aparecen entre ellos y, como consecuencia, las propiedades fisicoquímicas de los compuestos que pueden formar.

El tercer bloque introduce la reacción química, estudiando tanto su aspecto dinámico (cinética), como el estático (equilibrio químico). En ambos casos se analizarán los factores que modifican tanto la velocidad de reacción como el desplazamiento de su equilibrio. A continuación, se estudian las reacciones ácido-base y de oxidación-reducción, de las que se destacan las implicaciones industriales y sociales relacionadas con la salud y el medioambiente. El cuarto bloque aborda la química orgánica y sus aplicaciones actuales relacionadas con la química de polímeros y macromoléculas, la química médica, la química farmacéutica, la química de los alimentos y la química medioambiental.

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.

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.
- 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 3. 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. 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.

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.

6. DIRECTRICES Y ORIENTACIONES GENERALES DE LA PRUEBA ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

La prueba constará de una única opción¹, con dos bloques de preguntas:

Bloque 1: dos preguntas abiertas o de desarrollo, y

Bloque 2: diez preguntas de respuesta cerrada, tipo test.

Las preguntas del bloque desarrollo serán de tipo **problemas** y/o **cuestiones** relacionadas con aspectos fundamentales del programa, y que podrán, a su vez, contener varios apartados.

Por otro lado, las preguntas del bloque tipo respuesta cerrada, tendrán 3 posibles respuestas con una única solución, estas preguntas estarán relacionadas con problemas o cuestiones del programa.

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

CRITERIOS DE CORRECCIÓN DE LA PRUEBA

De acuerdo a 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

¹ Téngase en cuenta que en los cursos anteriores se proponían dos opciones y desde este 2016/17 solo se propone una.

- La adecuada presentación

desarrolladas por los estudiantes en todos los ejercicios.

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.

En el caso concreto 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

Cada bloque de preguntas ponderará un 50% de la nota global.

El examen se evaluará con la escala de puntuación, **de 0 a 10**, correspondiéndole a cada bloque un máximo de **5 puntos**.

Bloque 1 formado por 2 preguntas por lo que cada una puntuará con un máximo de 2,5 puntos.

En el caso de preguntas que contengan varios apartados, la puntuación se repartirá, en general, de forma equitativa en función del número, por lo que se procurará un nivel similar de dificultad para todos ellos.

La puntuación máxima en cada pregunta podrá obtenerse siempre que se cumplan los requisitos anteriormente señalados.

Cuando se trata de preguntas o apartados en los que se pide expresamente una **justificación o razonamiento**, su calificación será, como máximo, de un **20% de la calificación total**, en el caso de no realizarse dicho razonamiento.

Bloque 2 formado por 10 preguntas tipo test con tres opciones de respuestas y solo una correcta, en las que se penalizará la respuesta incorrecta:

- Respuesta correcta: **+0,50 puntos**
- Respuesta incorrecta: **-0,25 puntos**
- Respuesta en blanco: **0,00 puntos**

En el caso de que en el cómputo de este bloque obtuviera una puntuación negativa la nota del bloque será de cero puntos.

INSTRUCCIONES SOBRE EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

En el encabezamiento de dicha prueba el estudiante encontrará, dentro **de un recuadro**, una serie de indicaciones acerca de:

- La estructura de la prueba, número de preguntas a resolver.
- Puntuación máxima de cada una de las preguntas y
- Material permitido en la prueba que será, única y exclusivamente: **calculadora científica no programable**.

ORIENTACIONES ESPECÍFICAS PARA EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

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, **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.

7. INFORMACIÓN ADICIONAL

A continuación, se recomiendan una serie de textos de Química de 2º curso de Bachillerato de distintas editoriales y algunos libros de ejercicios, así como otros de Química General de primer curso universitario. Al final se señalan también algunas direcciones web que pueden resultar de interés:

TEXTOS DE BACHILLERATO

- ✓ 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/>)
- ✓ Proyecto Ulloa (<http://recursos.cnice.mec.es/quimica>)
- ✓ QuímicaWeb (<http://www.quimicaweb.net>)
- ✓ Instituto de Tecnologías Educativas (<http://www.isftic.mepsyd.es>)
- ✓ Educaplus.org (<http://www.educaplus.org>)
- ✓ Chemical Education Research Group (Animaciones de Química)
- ✓ (<http://www.chem.iastate.edu/group/Greenbowe/sections/projectfolder/simDownload/index4.html>)
- ✓ Virtual Chemistry Experiments (<http://www.chm.davidson.edu/vce/index.html>)

8. MODELO DE PRUEBAS

Bloque 1:

1. Uno de los métodos de obtención de hidrógeno en el laboratorio es por reacción entre el ácido sulfúrico y el zinc metálico.
 - a. Escriba y ajuste la reacción que tiene lugar.
 - b. Indique que tipo de reacción tiene lugar, indicando el papel del ácido sulfúrico y el zinc.
 - c. A la vista de la reacción, qué volumen de hidrógeno se obtendría en condiciones normales, si reaccionan completamente 6,54 g de zinc.
 - d. Qué cantidad de zinc necesitaríamos para obtener 2 litros de hidrógeno a una temperatura de 27°C y 2 atmósferas de presión.

Datos: $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$; Masas atómica: $Zn=65,4$; $H=1$

2. Indique la concentración de las diferentes especies existentes en una disolución, en equilibrio, 0,5 mol/L de:
 - a. NH_4OH , $K_b = 1.8 \cdot 10^{-5}$
 - b. HCl

Bloque 2:

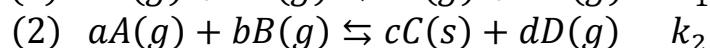
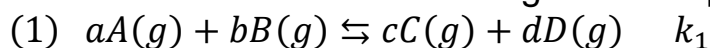
Enunciado 1: preguntas 1 y 2

Suponiendo comportamiento ideal del metano (CH_4) y en las siguientes condiciones: $T = 20 \text{ }^\circ\text{C}$ y $P = 5 \text{ atm}$.

Datos: masas atómicas: $C=12$, $H=1$. $R=0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{K}^{-1}\cdot\text{mol}^{-1}$.

1. Véase el Enunciado 1. La densidad del metano, en esas condiciones, es:
 - a. 3,33 g/L
 - b. No depende de estas variables de presión y temperatura.
 - c. 0,33 g/L
2. Véase el Enunciado 1. La densidad del metano:
 - a. No depende ni de la presión ni la temperatura
 - b. Depende de la presión y la temperatura
 - c. Los gases con comportamiento ideal tienen una densidad constante.
3. Indique la respuesta correcta:

- a. El enlace químico se define como el conjunto de fuerzas que mantienen unidos los átomos en una molécula o cristal.
 - b. El enlace químico solo se puede dar entre átomos diferentes.
 - c. Los átomos con electronegatividades parecidas se repelen y difícilmente forman enlaces.
4. El modelo atómico de Bohr:
- a. Supone que el espectro del átomo de hidrógeno es continuo.
 - b. Considera que las orbitas están cuantizadas y que el electrón al girar emite energía electromagnética.
 - c. Se centra en dos aspectos muy importantes, justificar los espectros atómicos e introducir el concepto de cuantización.
5. La energía de ionización:
- a. Es una energía que se desprende al arrancar un electrón de un átomo.
 - b. Es la energía, positiva o negativa, que se pone en juego cuando se extrae un electrón de un átomo, en estado gaseoso y fundamental.
 - c. Es la mínima energía que hay que proporcionar a un átomo, en estado gaseoso y fundamental, para arrancar un electrón de su capa de valencia.
6. Una molécula es polar:
- a. Si todos los enlaces presentan polaridad y su suma vectorial es nula.
 - b. Si la suma vectorial de los momentos dipolares de todos los enlaces da un resultante distinto de cero.
 - c. La polaridad de las moléculas solo se presenta si el enlace es iónico.
7. Indique la respuesta falsa:
- a. Para que se produzca una reacción, es necesario que colisionen las especies que reaccionan y que lo hagan con la orientación adecuada y la energía suficiente.
 - b. En la colisión entre dos moléculas, la energía de activación es la energía mínima de colisión, para que ésta se eficaz y se produzca la reacción.
 - c. En la colisión entre dos moléculas, la energía de activación es la energía máxima de colisión, para que ésta se eficaz y se produzca la reacción.
8. Indique la respuesta correcta: A la vista de los siguientes equilibrios:



- a. Las constantes de los dos equilibrios se definen como:

$$k_1 = k_2 = \frac{[A]^a \cdot [B]^b}{[C]^c \cdot [D]^d}$$

- b. La reacción (1) se trata de un equilibrio homogéneo y la reacción (2) es un equilibrio heterogéneo.
c. Las constantes de reacción en los equilibrios homogéneos son siempre mayores que en los equilibrios heterogéneos.

9. Indique la respuesta correcta:

- a. Un ácido fuerte se caracteriza por tener una constante ácida muy pequeña.
b. Una base fuerte se caracteriza porque su ácido conjugado es muy débil.
c. Una base débil tiene una constante básica elevada.

10. Indique la respuesta falsa:

- a. La isomería de cadena, en compuestos orgánicos: los compuestos tienen distinto esqueleto carbonado, pero el número de átomos de cada tipo es el mismo.
b. Los compuestos orgánicos se caracterizan por presentar una estructura carbonada más o menos larga, en la que los enlaces C-C pueden ser sencillos, dobles y/o triples.
c. Los hidrocarburos alifáticos o alcanos están formados por átomos de C, H y O.