

ORIENTACIONES PARA LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD (PAU)
SELECTIVIDAD
CURSO ACADÉMICO: 2014/2015

1. NOMBRE DE LA MATERIA: QUÍMICA

2. DATOS DEL COORDINADOR:

Nombre: M^a ISABEL ESTEBAN PACIOS

Departamento: CIENCIAS Y TÉCNICAS FÍSICOQUÍMICAS

Facultad: CIENCIAS

Universidad: UNED

e-mail: ipacios@ccia.uned.es

Tfno: 913987382

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 o la industria textil. 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 tiene está relacionada con otros campos del conocimiento como, la medicina, farmacología, la tecnología de alimentos o los materiales por lo que su estudio es una herramienta imprescindible en nuestra formación.

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 y
6. Desarrollar una capacidad de síntesis, de relación, de crítica y de transmisión de la información adquirida.

4. LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

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 imparten en los textos

de bachillerato. Por tanto, ni pretendemos reducir el temario ni ajustarlo al tipo de examen que se propondrá, como modelo, en esta asignatura, aunque hemos de insistir en que la prueba a realizar en la UNED será similar a la que cualquier universidad española propone actualmente en sus exámenes de selectividad.

Los alumnos 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 de esta asignatura se establecen, como ya se ha mencionado, en la *ORDEN ESD/1729/2008* (BOE 18 junio 2008, núm. 147), y se resumen a continuación, organizados en torno a 8 bloques temáticos principales:

1. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos.

Limitaciones de los modelos atómicos basados en la física clásica. Átomo de Bohr. Origen de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Espectros atómicos. Introducción a la mecánica cuántica. Orbitales atómicos. Importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la Química.

Clasificación periódica de los elementos y su evolución histórica. Tabla Periódica actual. Justificación mecano-cuántica del Sistema Periódico: estructura electrónica y periodicidad. Variaciones periódicas de las propiedades de los elementos (radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad). Su importancia en la predicción de enlaces.

2. Enlaces químicos y propiedades de las sustancias.

Profundización en el estudio de las interacciones entre partículas: el enlace químico. Enlace iónico. Redes cristalinas: índice de coordinación y estructura de las sustancias iónicas. Energía reticular: ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.

Modelo cuántico del enlace covalente y una aproximación al mismo. Estructuras de Lewis. Parámetros moleculares. Geometría molecular. Modelo de repulsión de los pares electrónicos. Aplicación a moléculas sencillas. Polaridad de enlaces y moléculas.

Fuerzas intermoleculares: fuerzas entre dipolos. Enlaces de hidrógeno. Propiedades de las sustancias moleculares y de las que forman redes covalentes.

Enlace metálico. Propiedades de los metales. Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de las mismas.

3. Transformaciones energéticas de las reacciones químicas.

Energía y reacción química. Determinación experimental del calor producido en una reacción. Calorimetría. Sistemas materiales: clasificación. Variables termodinámicas. Trabajo en Termodinámica: procesos reversibles e irreversibles. Energía interna y primer principio de la termodinámica. Entalpía y su variación en un proceso físico o químico. Ecuaciones termoquímicas. Diagramas entálpicos. Procesos exotérmicos y endotérmicos. Entalpías

estándar de formación y entalpías estándar de reacción. Entalpías de combustión. Entalpía como función de estado: ley de Hess. Entalpía de enlace e interpretación microscópica de la variación de entalpía en una reacción. Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Combustibles fósiles. Repercusiones sociales y medioambientales. Efecto invernadero y cambio climático. Segundo principio de la Termodinámica. Concepto de entropía. Variación de entropía en una reacción química. Concepto de energía libre. Espontaneidad de una reacción química.

4. *Cinética química y equilibrio químico.*

Aspectos dinámicos de las reacciones químicas. Concepto de velocidad de reacción. Ecuaciones cinéticas. Orden de reacción. Mecanismos y molecularidad. Teoría de las colisiones; energía de activación. Factores que influyen en la velocidad de reacción. Catalizadores: importancia biológica e industrial.

Características macroscópicas del equilibrio químico. La constante de equilibrio y la energía libre. Interpretación del estado de equilibrio de un sistema químico. Constante de equilibrio y distintas formas de expresarla. Relación entre constantes de equilibrio y grado de disociación. Factores de los que depende la constante de equilibrio. Perturbación de las condiciones de equilibrio. Ley de Le Chatelier. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación como ejemplo de equilibrio heterogéneo sólido-líquido. Solubilidad y producto de solubilidad: relación entre ambos. Factores que afectan a la solubilidad de precipitados. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación. Aplicaciones del equilibrio químico a procesos industriales y a la vida cotidiana.

5. *Ácidos y bases*

Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de las sustancias o de sus disoluciones: distintas teorías. Reacciones de transferencia de protones. Equilibrio de autoionización del agua. Concepto de pH. Ácidos y bases fuertes y débiles. Fuerza relativa de ácidos y bases. Pares ácido-base conjugados. Constantes de disociación de ácidos y bases débiles. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. Importancia del pH en la vida cotidiana. Estudio cualitativo de la hidrólisis. Hidrólisis de sales. Volumetrías ácido-base. El pH en el punto de equivalencia. Indicadores ácido-base. Ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana. Lluvia ácida y sus consecuencias.

6. *Introducción a la electroquímica*

Transformaciones químicas como intercambio de electrones. Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de las reacciones de oxidación-reducción. Concepto de potencial estándar de reducción. Escala de reductores y oxidantes. Espontaneidad de una reacción redox. Valoraciones redox. Aplicaciones de las reacciones de oxidación-reducción para la obtención de energía eléctrica. Pilas y baterías eléctricas. Representación simbólica de una pila galvánica. Potencial de electrodo. Interpretación y uso de las tablas de potenciales estándar de reducción de electrodo. El hidrógeno y las pilas de combustible como almacenamiento de energía. Corrosión de metales y su prevención. Electrolisis. Leyes de Faraday. Aplicaciones e importancia industrial. Residuos y reciclaje.

7. *Química del carbono*

Características de los compuestos del carbono. Grupos funcionales y series homólogas. Propiedades físicas. Nomenclatura y formulación de las principales tipos de compuestos orgánicos. Reactividad de los compuestos orgánicos. Principales tipos de reacciones orgánicas. Tipos de isomería en los compuestos orgánicos. Alcoholes: obtención y

propiedades. Etanol: importancia y aplicaciones. Ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia. Ácidos orgánicos clorados. Ésteres: obtención y ésteres de interés. Polímeros: clasificación y propiedades. Reacciones de polimerización. Aplicaciones de los polímeros al desarrollo social y económico.

8. Química, industria y sociedad.

Orígenes y aspectos básicos de la industria química. Repercusiones económicas y medioambientales. Materias primas y productos de consumo. Síntesis de Haber: producción de amoníaco y de nitratos. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en la sociedad actual. Biocombustibles. Problemas medioambientales. Síntesis de medicamentos e industria farmacéutica. Importancia de la industria química orgánica.

6. DIRECTRICES Y ORIENTACIONES GENERALES DE LA PRUEBA

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA

La prueba constará de dos opciones, que se le presentarán como: **OPCIÓN A** y **OPCIÓN B**. Ambas opciones, A y B, constarán de **CUATRO** preguntas cada una, que serán de tipo **problemas** y **cuestiones** relacionadas con aspectos fundamentales del programa, y que podrán, a su vez, contener varios apartados.

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

El estudiante solo deberá elegir y resolver las preguntas planteadas en una de las dos opciones, indicando claramente en el papel del examen el nombre de la opción elegida. En el caso de que contestase a preguntas de las dos opciones, **posibilidad no permitida**, solo se corregirán aquellas que correspondan a la opción elegida y consignada en la cabecera del examen.

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
- La adecuada presentación

desarrolladas por los estudiantes en todos los ejercicios

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

El examen se evaluará con la escala de puntuación, **de 0 a 10**, correspondiéndole a cada una de las cuatro preguntas un máximo de **2,5 puntos**. En el caso de preguntas que contengan varios apartados, la puntuación se repartirá 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.

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 y posibilidad de elección.
- 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 para escoger una de las dos opciones A o B de la misma.
- Elegida la opción, consignarla en la cabecera de la prueba y proceder a leer de nuevo las preguntas 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.
- 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.

6. 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.
- 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 (<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/i>)

ndex4.html)

Virtual Chemistry Experiments (<http://www.chm.davidson.edu/vce/index.html>)

7. MODELO DE PRUEBAS

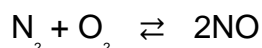
OPCIÓN A

1. Dado un elemento X de número atómico $Z=37$, responda y justifique brevemente las siguientes cuestiones:

- ¿Cuántos electrones forman la configuración de este elemento?
- ¿Cuál será la configuración electrónica?
- Compare la variación de las propiedades periódicas de este elemento X con otro Y de número atómico $Z=11$

2. La disociación del dióxido de nitrógeno en monóxido de nitrógeno y oxígeno se realiza en un recipiente cerrado a $327\text{ }^{\circ}\text{C}$. Las concentraciones de los tres gases en el equilibrio son $0,0146\text{ M}$, $0,00382\text{ M}$ y $0,00191\text{ M}$, respectivamente. Calcule las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

3. Calcule la constante de equilibrio a $25\text{ }^{\circ}\text{C}$ y $1101,3\text{ kPa}$ de presión para la reacción,



a partir de los datos termodinámicos de la siguiente tabla:

H_f° (kJ mol^{-1}) S° ($\text{J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$)

NO	90,4	211
N_2	0	192
O_2	0	205

DATO: El valor de la constante de los gases es $R= 8,31\text{ J mol}^{-1}\text{ K}^{-1}$

4. Para saponificar $15,50\text{ g}$ de una grasa añadimos 120 mL de una disolución $0,4\text{ M}$ de hidróxido potásico, utilizando a continuación $2,8\text{ mL}$ de ácido clorhídrico $0,5\text{ N}$ para neutralizar el exceso de base añadido. ¿Cuántos miligramos de hidróxido potásico se necesitan para saponificar 1 gramo de grasa (índice de saponificación)?

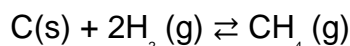
OPCIÓN B

1. Una disolución acuosa de ácido perclórico al 40% en masa tiene una densidad de $1,2\text{ g/cm}^3$.

Calcule:

- La molaridad de dicha disolución
- La concentración en g/L
- ¿Cuál sería la concentración molar del agua pura?

2. Calcule la variación de entalpía que tiene lugar en la reacción:



teniendo en cuenta que las entalpías de combustión del carbono, hidrógeno y metano son, respectivamente, -393,5 kJ, -285,8 kJ y -890,4 kJ.

3. En disoluciones ácidas, el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ oxida al ion Fe^{2+} a Fe^{3+} pasando a Cr^{3+} .

a) Formule y ajuste, por el método del ion-electrón, la correspondiente ecuación iónica global.

b) Formule la ecuación molecular correspondiente a la oxidación de FeSO_4 por el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, dando $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ y H_2O .

4. El producto de solubilidad del acetato de plata es $2,3 \cdot 10^{-3}$ y la constante de acidez del ácido acético $1,8 \cdot 10^{-5}$. ¿Precipitará acetato de plata al mezclar 40 mL de disolución 1,2 M de nitrato de plata con 60 mL de ácido acético 1,4 M?