

**ORIENTACIONES PARA LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD (PAU-
Selectividad)**

QUÍMICA

Coordinadora:

Alejandrina Gallego Picó
Profesora Colaboradora

Departamento de Ciencias Analíticas

Facultad de Ciencias - UNED

c/ Senda del Rey, 9

28040 - MADRID

e-mail: agallego@ccia.uned.es

LA QUÍMICA Y LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

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

La Orden ESD/1729/2008, por la que se regula la ordenación y se establece el currículo del bachillerato, considera que la Química ha sido y es una herramienta imprescindible para la comprensión del mundo en el que nos desenvolvemos, no sólo por su repercusión directa en numerosos ámbitos de la sociedad actual, sino por su relación con otros campos del conocimiento como la medicina, la farmacología, las tecnologías de nuevos materiales y de la alimentación, las ciencias medioambientales, la bioquímica, etc.

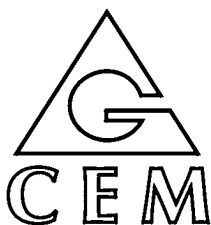
Desde tiempos prehistóricos el Hombre ha hecho uso de las propiedades de la materia y sus transformaciones, son ejemplo de ello el desarrollo de la metalurgia en el Antiguo Egipto, el descubrimiento de la pólvora en China, la obtención de colorantes por fenicios, griegos y romanos, la utilización de la fermentación para la obtención de otros productos de consumo, técnicas que han llegado inalterables hasta nuestros días, etc. Así, la Química moderna, iniciada por Lavoisier, sistematiza el conocimiento existente de la materia y sus transformaciones, incluyendo las antiguas teorías alquimistas y sus estudios de la naturaleza. En la actualidad, la Química está presente en todos los ámbitos de nuestra vida, desde la producción de alimentos, mejorando las técnicas de producción agrícola y ganadera, desarrollando nuevos productos con nuevas propiedades y mayor período de conservación, hasta el descubrimiento de nuevos materiales que han revolucionado numerosos sectores industriales.

La Prueba de Acceso a la Universidad, regulada en el Real Decreto 1892/2008, incluye a la Química entre las materias evaluables en la fase general o específica y fija los contenidos sobre los que versará y que corresponden a las materias de segundo curso de bachillerato, cuyos objetivos y contenidos se enumeran a continuación (Orden ESD/1729/2008)

OBJETIVOS

La enseñanza de la Química en el bachillerato tendrá como base los conocimientos previos incluidos en Física y Química, y como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

- Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.



- Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
- Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
- Familiarizarse con la terminología científica para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas utilizadas en el lenguaje cotidiano.
- Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
- Conocer las propiedades generales de sustancias y materiales así como las aplicaciones y usos de algunos de los más relevantes que se utilizan en la vida cotidiana.
- Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada, los problemas que su uso puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
- Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

CONTENIDOS Y CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Los contenidos propuestos se agrupan en bloques y corresponden a la materia de segundo curso de bachillerato:

1. Contenidos comunes Son los contenidos destinados a familiarizar a los estudiantes con las estrategias básicas de la actividad científica que, por su carácter transversal, deberán ser tenidos en cuenta al desarrollar el resto de los contenidos.

2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos:

- Limitaciones de los modelos atómicos basados en la física clásica.
- Del átomo de Bohr al modelo cuántico. Importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.
- Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos. La Tabla Periódica actual.
- Justificación mecánico-cuántica del sistema periódico de los elementos: Estructura electrónica y periodicidad.
- Tendencias periódicas en la estructura de los átomos y en las propiedades de los elementos:
- Radio atómico, energía de ionización, electroafinidad y electronegatividad. Su importancia en la predicción de los enlaces.

3. Enlace químico y propiedades de las sustancias:

- Profundización en el estudio de las interacciones entre partículas: el enlace químico.
- El modelo cuántico del enlace covalente y una aproximación al mismo, las estructuras de Lewis.
- La geometría molecular y el modelo de las repulsiones de los pares de electrones. Aplicación a moléculas sencillas.
- Polaridad de enlaces y de moléculas.
- Enlaces entre moléculas: fuerzas entre dipolos. Enlaces de hidrógeno. Propiedades de las sustancias moleculares y de las que forman redes covalentes.
- El enlace iónico.
- Índice de coordinación y estructura de las sustancias iónicas.



- Energía reticular de un sólido cristalino: ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas.
- Estudio cualitativo del enlace metálico. Propiedades de los metales.
- Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de la misma.

4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Estudio de su espontaneidad:

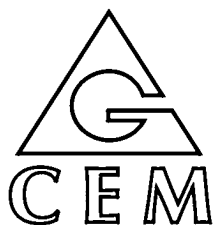
- Energía y reacción química. Procesos exotérmicos y endotérmicos y su aprovechamiento energético.
- Determinación experimental del calor producido en una reacción.
- Concepto de energía interna y primer principio de la termodinámica.
- Concepto de entalpía de un sistema físico-químico.
- Variación de entalpía en un proceso físico o químico y su medida.
- La entalpía como función de estado: Ley de Hess.
- Entalpías estándar de formación y su aplicación para determinar entalpías estándar de reacción.
- Entalpía de enlace e interpretación microscópica de la variación de entalpía en una reacción.
- Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas: dispositivos que generan frío y calor. Los combustibles fósiles. Repercusiones sociales y medioambientales. Efecto invernadero y cambio climático.
- Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud.
- Procesos espontáneos. Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico: conceptos de entropía y de energía libre.

5. Cinética y equilibrio químico:

- Concepto de velocidad de reacción. Teoría de las colisiones.
- Factores que influyen en la velocidad de reacción. Los catalizadores: importancia biológica e industrial.
- Características macroscópicas del equilibrio químico.
- Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico. La constante de equilibrio y factores de los que depende.
- Perturbación de las condiciones de equilibrio y evolución del sistema. Principio de Le Chatelier.
- Las reacciones de precipitación como ejemplos de equilibrios heterogéneos. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación. Determinación experimental de cloruros en agua.
- Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales.

6. Ácidos y bases:

- Importancia química y biológica de las reacciones ácido-base en disolución acuosa.
- Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de las sustancias o de sus disoluciones. Las reacciones de transferencia de protones.
- Equilibrio de autoionización del agua. Concepto de pH. Ácidos y bases fuertes y débiles.
- Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. Importancia del pH en la vida cotidiana.
- Tratamiento cualitativo de la hidrólisis de sales como caso particular de equilibrio ácido-base.
- Volumetrías ácido-base. El pH en el punto de equivalencia. Aplicaciones y tratamiento experimental. Los antiácidos y el pH.
- Algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.



7. Introducción a la electroquímica:

- Las transformaciones químicas como intercambio de electrones. Aprovechamiento de las reacciones para la obtención de energía eléctrica.
- Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Numero de oxidación de los elementos que hay en una especie química.
- Concepto de potencial estándar de reducción. Escala de reductores y oxidantes. Espontaneidad de una reacción redox en condiciones estándar.
- Valoraciones redox. Tratamiento experimental.
- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación-reducción: pilas y baterías eléctricas. Soluciones a los problemas de contaminación generados por su uso.
- El hidrógeno y las pilas de combustible como procedimiento de almacenamiento de energía.
- La corrosión de metales y su prevención.
- La electrolisis: importancia industrial y económica. Residuos y reciclaje.

8. Estudio de algunas funciones orgánicas

- Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.
- Alcoholes: obtención, propiedades e importancia. El etanol, importancia y aplicaciones. Los controles de alcoholemia.
- Ácidos orgánicos: obtención propiedades e importancia.
- Ácidos orgánicos clorados: los herbicidas y sus repercusiones para el medio ambiente.
- Los esterres: obtención y estudio de algunos esterres de interés.
- Polímeros y reacciones de polimerización. Aplicaciones de los polímeros al desarrollo social y económico.

9. Química, industria y sociedad

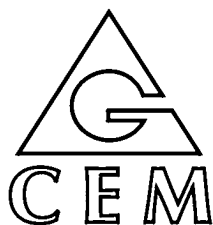
- Orígenes de la industria química.
- Aspectos básicos que caracterizan a la química industrial. Repercusiones económicas y medioambientales. Importancia del principio de precaución.
- De la materia prima a los productos de consumo. La síntesis de Haber y la producción de nitratos.
- Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Los biocombustibles. Problemas medioambientales.
- La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN

El ejercicio se compone de dos opciones, A y B, de las cuales el alumno debe elegir una de ellas en su totalidad. Cada opción consta de cuatro preguntas, cuyo valor es de 2,5 puntos por pregunta siendo la calificación máxima del ejercicio de 10 puntos.

Para la corrección de la prueba se valorarán:

- La capacidad expresiva y la corrección idiomática de los estudiantes.
- La claridad en la redacción y explicación de conceptos.
- La adecuada utilización de la nomenclatura y formulación química.
- El correcto ajuste de reacciones.
- El planteamiento correcto de los problemas, los adecuados razonamientos y la solución final, expresada en las unidades que correspondan.



RECOMENDACIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

- Antes de comenzar, el estudiante deberá leer detenidamente el ejercicio y elegir la opción a desarrollar.
- La lectura atenta de las preguntas permitirá comprender mejor lo que se solicita y responder de una forma concreta a las mismas.
- Las preguntas de la prueba evitarán la ambigüedad siendo única la posible respuesta.
- Es aconsejable realizar en sucio un esquema para organizar los conceptos a desarrollar o el planteamiento de los problemas propuestos.
- La prueba se realiza en un tiempo limitado. Es imprescindible que el estudiante sea consciente de ello y controle el tiempo disponible para responder a cada pregunta.
- Antes de entregar el ejercicio, es importante que el estudiante realice una lectura final para revisar su prueba y asegurar la correcta respuesta.
- El único material autorizado será el uso de calculadora científica **NO PROGRAMABLE**.

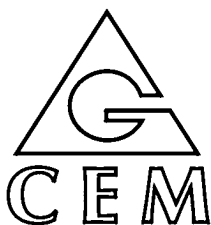
INFORMACIÓN ADICIONAL

Bibliografía recomendada

Cifuentes, M.A.; Pastor, E., y col.; Química 2º Bachillerato, Ed. Santillana.
Zubiaurre, S.; Arsuga, J.M., Garzón, B.; Química 2º Bachillerato, Ed. Anaya Educación.
López Cancio, J. A.: Problemas de Química. Ed. Prentice Hall.
Teijón, J. M.; García, J. A.; Olmo, R. M. Y García, C.: Química: Teoría y problemas. Ed. Tébar Flores.
Navarro González, F.: Ejercicios de Química para bachillerato y acceso a la universidad, Ed. ESPASA.
Rodríguez Cardona, A., Pozas, A. Y Col.: Química 2º Bachillerato. Ed. McGraw-Hill.
García Pozo, T.; García Serna, J.R.: Química 2º Bachillerato. Ed. Edebé.
Barrio, J.; Andrés, D.Mª; Antón, J.L.: Química 2º Bachillerato. Ed. Edite.
Del Barrio, J.I.; Montijo, C.: Química 2º Bachillerato. Ed. S.M.
Sauret Hernández, M.: Química 2º Bachillerato. Ed. Bruño.
Martínez Marquez, E.J.: Química 2º. Ed. Thomson Internacional.
Petrucci, R. H. y col.: Química general. Ed. Prentice Hall.
Chang, R.: Química. Ed. McGraw-Hill.

Web de interés

Proyecto Ulloa (<http://recursos.cnice.mec.es/quimica>)
QuímicaWeb (<http://www.quimicaweb.net>)
Instituto de Tecnologías Educativas (<http://www.isftic.mepsyd.es>)
Tabla Periódica (<http://mak.ktf-split.hr/periodni/en>)
Educaplus.org (http://www.educaplus.org/cat-76-p1-Elementos_Química.html)
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>)



MODELOS DE PRUEBAS

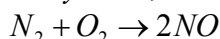
Opción A

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 $Z=11$?
- Ordenar los siguientes elementos según su electronegatividad decreciente: Mg, C, B, F, I, O, N.
- El nitrógeno y el berilio pertenecen al mismo grupo del Sistema Periódico, sin embargo uno es un gas y otro es sólido. ¿Qué propiedad periódica justifica este hecho?

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. Calcular las constantes K_c y K_p a esa temperatura.

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

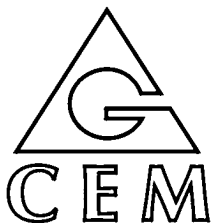


A partir de los siguientes datos termodinámicos:

	$H_f^{\circ}(\text{kJ/mol})$	$S_0(\text{J/mol})$
NO	90,4	211
N_2	0	192
O_2	0	205

El valor de la constante de los gases es $R= 8,31\text{ J/mol K}$

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)?



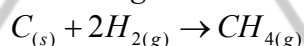
Opción B

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

Calcular:

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

2. Calcular 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, $-393,5 \text{ kJ}$, $-285,8 \text{ kJ}$ y $-890,4 \text{ kJ}$.

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+} .

- Formular y ajustar, por el método del ion-electrón, la correspondiente ecuación iónica global.
- Formular 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?

