20-21

GUÍA DE ESTUDIO DE ACCESO



Química (Prueba de Acceso)

CÓDIGO 00002269

UNED

20-21

Química (Prueba de Acceso)

CÓDIGO 00002269

ÍNDICE

OBJETIVOS
CONTENIDOS
EQUIPO DOCENTE
BIBLIOGRAFÍA BÁSICA
BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA
SISTEMA DE EVALUACIÓN
HORARIO DE ATENCIÓN AL ESTUDIANTE

OBJETIVOS

Objetivos generales

La Química proporciona una herramienta para la comprensión del mundo en el que nos desenvolvemos, no sólo por sus repercusiones directas 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.

En el desarrollo de esta disciplina se debe prestar atención a las aplicaciones de la química, así como a su presencia en la vida cotidiana, de modo que contribuya a una formación crítica del papel que la química desarrolla en la sociedad, tanto como elemento de progreso como por los posibles efectos negativos de algunos de sus desarrollos.

El estudio de la Química, pretende, pues, comprender el papel de esta materia en la sociedad así como sus repercusiones en el entorno natural y social y su contribución a la solución de los problemas y grandes retos a los que se enfrenta la humanidad.

El contenido de esta asignatura es de un nivel elemental y su objetivo fundamental es familiarizar al estudiante con algunos de los conceptos básicos de la disciplina necesarios para enfrentarse a las asignaturas de Química que va a encontrar en cualquier carrera tanto de Ciencias como Ingenierías, con suficientes garantías de éxito.

El Temario únicamente aspira a dar una idea general de los distintos contenidos globales de la Química, sin pretender ahondar en ninguno de ellos. Constituye, pues, una primera toma de contacto. Una vez completado su estudio, habrán sido asimilados una serie de conceptos químicos básicos y se habrá llegado al conocimiento de distintos principios y leyes químicas de carácter fundamental y de un buen número de sus aplicaciones.

Objetivos concretos

La enseñanza de la Química tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los principales conceptos de la Química, sus leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. 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 y relacionar la experiencia diaria con la científica.
3. Comprender la naturaleza de la Química, entendiendo que esta materia tiene sus limitaciones y, por tanto, no es una ciencia exacta como la física o las matemáticas.
4. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
5. Conocer las propiedades generales de las sustancias y materiales, así como las aplicaciones y usos de algunos de los más relevantes que se utilizan en la vida cotidiana.
6. Comprender el papel de la química 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.

7. Aprender a resolver supuestos químicos, tanto teóricos como prácticos, mediante el empleo de los conocimientos adquiridos.
8.- Utilizar, con autonomía creciente, estrategias de investigación propias de las ciencias (planteamiento de problemas, formulación de hipótesis fundamentadas; búsqueda de información; elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales; realización de experimentos en condiciones controladas y reproducibles, análisis de resultados, etc.) relacionando los conocimientos aprendidos con otros ya conocidos.

CONTENIDOS

CONTENIDOS GENERALES

El programa de esta asignatura está pensado para estudiantes que nunca hayan cursado una asignatura de Química, o para quienes hubieran interrumpido un tiempo sus estudios y ahora desearan retomarlos, es decir, es un curso de química para principiantes.
Por ello, el Temario únicamente aspira a dar una idea general de los distintos contenidos globales de la Química, sin pretender ahondar en ninguno de ellos. Constituye, pues, una primera toma de contacto. Una vez completado su estudio, habrán sido asimilados una serie de conceptos químicos básicos y se habrá llegado al conocimiento de distintos principios y leyes químicas de carácter fundamental y de un buen número de sus aplicaciones.
Los contenidos propuestos consisten en 12 Temas y corresponden a la materia impartida en la ESO y bachillerato, aunque la mayoría de los contenidos de los mismos no se cubren en la misma extensión y profundidad.
En el primer tema se realiza un estudio, de las transformaciones químicas y de su importancia. Se hace una revisión y profundización, siguiendo el orden histórico, de las principales Leyes de las transformaciones químicas, iniciadas por la Ley de Lavoisier de conservación de la masa, que condujo a la teoría atómica de Dalton. Se hace una interpretación de las leyes básicas asociadas a su establecimiento, hasta llegar al desarrollo de las hipótesis de Dalton. A continuación, se estudian las aportaciones de Gay-Lussac, con su ley de los volúmenes de los gases, para cerrar el tema con la hipótesis Avogadro y sus implicaciones
En el tema 2 el estudiante se familiariza con la simbología propia de la química y la comunicación de resultados utilizando la terminología adecuada. Se abordan conceptos básicos, como los de masa atómica y masa molecular, y sus homólogos a escala macroscópica, átomo-gramo y molécula gramo, relacionados con los primeros por el número de Avogadro. Se hará una introducción de la estequiometría química y a la cantidad de sustancia y su unidad, el mol, así como a la ecuación de estado de los gases ideales. Se estudia la determinación de fórmulas empíricas y moleculares. A continuación, se pasa a realizar una interpretación de las reacciones químicas y las relaciones cuantitativas entre las sustancias que intervienen en una reacción, la estequiometría. Se muestra la ecuación química, su significado y la forma de representar éstas, para pasar al concepto de reactivo limitante y rendimiento de una reacción. El tema se cierra con el estudio y realización experimental de algunas transformaciones químicas sencillas. Todos estos conceptos van a

suponer una vía sencilla para poder hacer los cálculos más básicos en química.

A continuación se estudiaran, en el tema 3, los estados de agregación de la materia, sólido, líquido y gas, en que habitualmente se encuentran los cuerpos. Se comienza con la exposición de los gases y sus principales leyes, y le sigue un estudio de la determinación de la cantidad de sustancia en un gas. Se va a dedicar especial atención al concepto de cantidad de sustancia presente en un volumen dado de una disolución, y a los modos de expresar la concentración de una disolución. Asimismo, se muestra como se realiza la preparación de disoluciones de concentración determinada y uso de la concentración en cantidad de sustancia. Por último, se estudia como una disolución varía sus propiedades en relación al disolvente, propiedades coligativas.

El tema 4 está dedicado a la estructura del átomo y Clasificación Periódica de los elementos. En primer lugar se estudian las partículas fundamentales componentes del átomo, se menciona brevemente el modelo de Bohr y el modelo actual del átomo, utilizando el concepto de orbital. Se presentará la estructura del átomo, en especial su estructura electrónica que es la que nos permitirá explicar la semejanza entre las distintas familias de elementos, los enlaces y las transformaciones químicas. Se razonará la distribución electrónica en niveles energéticos. También es importante conocer la evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos y la Tabla Periódica actual, justificación y aportaciones al desarrollo de la química. A continuación, se verán las causas de las tendencias periódicas en la estructura de los átomos y en las propiedades características de los elementos, así como su importancia en la predicción de los enlaces y de algunas propiedades periódicas de los elementos. Abundancia e importancia de los elementos en la naturaleza.

En el siguiente tema se profundiza en el estudio de las interacciones entre partículas, explicando cómo se unen los átomos entre sí, es decir, el enlace químico y su importancia. Se describirán y analizarán las diferentes formas en que aparecen unidos los átomos en la naturaleza, es decir, se exponen los diferentes tipos de enlaces: el iónico, covalente, metálico e intermoleculares y sus características. Asimismo, se ven las propiedades características de las sustancias y su justificación atendiendo al tipo de unión entre sus partículas. Se estudia el modelo cuántico del enlace covalente y una aproximación al mismo, los enlaces de hidrógeno y las propiedades de las sustancias moleculares y de las que forman redes covalentes. Se dedica especial atención al enlace iónico, al índice de coordinación y estructura de las sustancias iónicas, así como a las propiedades de dichas sustancias iónicas. Por último, se hace un estudio cualitativo del enlace metálico y las propiedades de los metales. El estudio de este tema va a proporcionar a los estudiantes una completa visión de los distintos tipos de sustancias y unas capacidades predictivas considerables.

A continuación, en el tema 6, se hace una pequeña introducción a la parte de la Química que estudia la relación existente entre la energía y los cambios químicos, denominada Termodinámica química. Además de los aspectos estequiométricos, los procesos o reacciones químicas van acompañados de una variación de energía, que suele manifestarse en forma de calor. Su estudio es muy importante, porque hay muchas reacciones químicas cuya principal aplicación es la producción de energía. Además, dicha variación de energía

constituye el factor principal que determina si un proceso químico puede producirse de forma espontánea, lo que también resulta de gran interés en la industria química. Por ello, en este tema se va a estudiar el calor desprendido o absorbido en las reacciones químicas, así como los posibles métodos para su determinación. Se definirán nuevos conceptos, como energía de enlace y entalpía, así como la relación existente entre estos dos términos. Asimismo, se vera que además del calor de reacción, existen otras magnitudes, como variación de entropía, temperatura y energía libre de Gibbs, que también influyen en la espontaneidad de las reacciones químicas. A partir de todas ellas, se desarrollará un criterio que nos va a permitir predecir si una reacción se va a producir de forma espontánea o no, y en qué condiciones lo hará.

El tema 7 se dedica al estudio de la velocidad de las reacciones químicas y el equilibrio químico. Para estudiar una reacción química en su totalidad, no es suficiente con determinar si la reacción es favorable energéticamente o no, como hemos visto en el tema anterior, sino que también es importante conocer cuál es su velocidad de reacción y cuáles son las concentraciones de todas las especies reaccionantes (reactivos y productos) cuando el proceso alcanza el estado de equilibrio. En muchos casos interesa acelerar las reacciones químicas, como ocurre en la fabricación industrial de productos, pero también hay muchos casos en los que interesa lo contrario, es decir, retardar una reacción, como por ejemplo, en las reacciones perjudiciales, como la corrosión del hierro, la putrefacción de alimentos, etc. La parte de la química que estudia cómo ocurren las reacciones y los factores que afectan a la velocidad de las mismas, se llama Cinética química. Dada la gran variedad de reacciones existentes es lógico que su velocidad sea también diferente. En este tema se llevará a cabo el estudio de la velocidad de las reacciones químicas, lo que nos permitirá seleccionar las condiciones de trabajo para que una reacción tenga lugar a la velocidad adecuada, así como la relación entre velocidad de reacción y las variables que influyen en ella. A continuación, en este mismo tema, vamos a ver que en la mayoría de las reacciones químicas la transformación de los reactivos en productos no es completa, sino que al cabo de cierto tiempo, se llega a un estado de equilibrio, en el que coexisten determinadas cantidades de reactivos, junto con otras de productos. El conocimiento de las concentraciones de reactivos y productos que existen en el equilibrio, también tiene una gran importancia en la Química Industrial, ya que nos permite calcular el rendimiento de una reacción y el precio de un producto. Se aprenderá a interpretar el estado de equilibrio de un sistema químico, así como la forma cuantitativa de expresarlo, la constante de equilibrio y la influencia de los principales factores de los que depende. También se estudiará como se puede producir una perturbación de las condiciones de equilibrio y evolución del sistema, y el Principio de Le Chatelier.

En los temas octavo y noveno se contempla el estudio de dos tipos de reacciones de gran trascendencia en la vida cotidiana: las ácido-base y las de oxidación-reducción, analizando su papel en los procesos vitales y sus aplicaciones de uso cotidiano. En el tema 8, se hace una revisión de la interpretación del carácter ácido-base de las sustancias o de sus disoluciones, así como de las reacciones de transferencia de protones. Se aplicará la ley del equilibrio químico para explicar el comportamiento de ácido y bases en disolución. Se estudiará el equilibrio de autoionización del agua, el concepto de pH, y los ácidos y bases

fuertes y débiles. Asimismo, se presentará la forma de realizar un cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. También es importante conocer la Importancia del pH en la vida cotidiana. Tratamiento cualitativo de la hidrólisis de sales como caso particular de equilibrio ácido-base.

En el siguiente tema se estudian las transformaciones químicas como intercambio de electrones, las reacciones de oxidación-reducción y las especies oxidantes y reductoras. Las reacciones de oxidación reducción son el fundamento de innumerables procesos, como la respiración celular, la obtención industrial de la mayoría de los elementos químicos, la acción de muchos conservantes de la industria alimentaria, el funcionamiento de las baterías de los coches, etc. Las reacciones de oxidación-reducción, a veces, resultan difíciles de reconocer, pues en ellas pueden intervenir cualquier sustancia, por ello, en este tema estudiaremos cómo poder identificar, interpretar e incluso predecir los fenómenos redox. Para ello, se verá la forma de calcular el número de oxidación de los elementos que hay en una especie química, el concepto de potencial estándar de reducción y la escala de reductores y oxidantes. También es importante conocer la espontaneidad de una reacción redox en condiciones estándar y las valoraciones redox, finalizando el tema con el estudio de las principales aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación-reducción

Los temas 10, 11 y 12 están dedicados a introducir los principales contenidos de la química orgánica. Se inicia con el estudio de la química del carbono, y se explica la importancia de las primeras síntesis de sustancias orgánicas, lo que supuso la superación del vitalismo, que negaba la posibilidad de dicha síntesis. Se profundiza en la estructura y enlaces en los compuestos del carbono, así como en las posibilidades de combinación del átomo de carbono. Se hace una revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas, características de las reacciones orgánicas y concepto de isomería. Hay miles y miles de compuestos orgánicos, muchos más que los de todos los restantes elementos juntos. Afortunadamente es posible ordenarlos en unos pocos grupos de propiedades y reactividad parecidas, lo cual facilita enormemente su estudio. Comenzaremos estudiando los hidrocarburos, que son los compuestos orgánicos más básicos, sus aplicaciones, propiedades, reacciones químicas, así como las fuentes naturales de los mismos. A continuación, en el tema 12, se presentan algunas de las funciones orgánicas más importantes, como las oxigenadas y nitrogenadas.

Finalmente, hay dos apéndices. En el primero de ellos se hace una introducción a la formulación inorgánica y el segundo está dedicado a los conceptos más elementales de la Bioquímica y estudio de los seres vivos.

El PROGRAMA detallado de la asignatura es el siguiente:

Tema 1. Leyes de las transformaciones químicas

- Leyes ponderales: Ley de la conservación de la masa, Ley de la composición constante, Ley de las proporciones múltiples, Ley de los pesos de combinación, Teoría atómica de Dalton.
- Leyes volumétricas: Ley de los volúmenes de combinación, Hipótesis de Avogadro.

Tema 2. El lenguaje de la Química

•Sustancias y mezclas. Elementos y compuestos.
•Símbolos y fórmulas.
•Masas atómicas y moleculares.
•Concepto de mol. Número de Avogadro. Masa molar.
•Densidad. Volumen molar.
•Determinación de la fórmula de un compuesto. Fórmula empírica y molecular. Composición centesimal.
•Ecuaciones químicas. Ajuste de ecuaciones químicas.
•Estequiometría. Cálculos estequiométricos: Cálculos peso-peso, peso-volumen y volumen-volumen. Tanto por ciento de pureza. Rendimiento de las reacciones químicas. Reactivo limitante.

Tema 3. Estados de agregación de la materia
•Gases: sus leyes. Ley de Avogadro. Ley de Boyle. Ley de Charles-Gay-Lussac. Ecuación de estado de los gases ideales. Determinación de masas moleculares en gases.
•Cambios de estado: Presión de vapor, temperatura de ebullición y de fusión.
•Estructura interna de los estados de agregación: Estado sólido, líquido y gaseoso.
•Disoluciones. Solubilidad y saturación.
•Concentración de disoluciones: Molaridad, Normalidad, Molalidad, Fracción molar, porcentaje en peso.
•Propiedades coligativas de las disoluciones: Presión de vapor, variación de los puntos de fusión y ebullición, ósmosis.

Tema 4. Estructura del átomo. Clasificación Periódica de los elementos
•Partículas fundamentales de los átomos: Electrón, protón y neutrón.
•El núcleo: Número atómico y números másico.
•Isótopos y peso atómico promedio.
•El átomo está cuantizado. Números cuánticos.
•Orbitales atómicos: Tipos y distribución de los orbitales.
•Estructura electrónica de los átomos: configuración electrónica. Reglas y principios para establecer la configuración electrónica.
•Descripción del Sistema Periódico: períodos y grupos.
•Clasificación de los elementos.
•Propiedades periódicas: radio atómico, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad.

Tema 5. El Enlace Químico

•Por qué se forma el enlace químico: consideraciones energéticas.
•Tipos de enlace químico: enlace iónico, enlace covalente, enlace de Van der Waals y enlace de Hidrógeno.
•Electrolitos y no electrolitos.

Tema 6. Termodinámica Química
•Términos básicos utilizados en termodinámica: reacciones exotérmicas y endotérmicas. Universo, sistema y entorno. Sistema abierto, cerrado y aislado. Función de estado. Ecuación de estado.
•Magnitudes termodinámicas: energía interna, trabajo y calor.
•Primer principio de termodinámica.
•Calores de reacción. Entalpías estándar.
•Ecuaciones termoquímicas.
•Ley de Hess.
•Espontaneidad de las reacciones químicas. Entropía. Segundo principio de la Termodinámica.
•Energía libre de Gibbs: criterio de espontaneidad.

Tema 7. Cinética. Equilibrio Químico
•Velocidad de las reacciones químicas.
•Factores que influyen en la velocidad de reacción: naturaleza de los reactivos, concentración de los reactivos, efecto de la temperatura, catalizadores.
•Ecuación de velocidad.
•Teorías sobre la velocidad de una reacción.
•Mecanismos de reacción.
•Equilibrio químico. Constante de equilibrio. Equilibrios heterogéneos. Cociente de racción.
•Factores que influyen en el equilibrio químico. El principio de Le Châtelier. Influencia de la temperatura. Efecto de un cambio de las concentraciones de las sustancias reaccionantes. Efecto de la variación del volumen. Efecto de la variación de la presión. Efecto de los catalizadores.
•Técnicas de resolución de ejercicios de equilibrio químico.

Tema 8. Ácidos y Bases
•Definición clásica de Arrhenius.
•Definición protónica de Brönsted y Lowry.
•Fuerza relativa de ácidos y bases.
•Ionización del agua.

•Determinación del pH y pOH. Concepto de pH. Medida de pH.
•Hidrólisis. Hidrólisis ácida. Hidrólisis básica. Hidrólisis de sal de ácido y base débil.

Tema 9. Oxidación-Reducción
•Concepto de oxidación-reducción. Concepto tradicional de oxidación y de reducción. Concepto electrónico de oxidación y de reducción.
•Número de oxidación.
•Oxidantes y reductores. Pares redox.
•Ajuste de reacciones redox. Método general ion-electrón. Método ion-electrón en medio ácido. Método ion-electrón en medio básico.

Tema 10. Introducción a la Química Orgánica.
•Los compuestos orgánicos. El átomo de carbono y los compuestos orgánicos. Clasificación y funcionalidad de los compuestos orgánicos. Cadenas carbonadas y tipos de átomos de carbono. Nomenclatura.
•Tipos de enlaces del átomo de carbono. Configuración electrónica del átomo de carbono. Teoría de hibridación.
•Representación de las moléculas orgánicas. Fórmulas químicas. Modelos moleculares.
•Reacciones orgánicas: naturaleza y clasificación. Ruptura de los enlaces: reacciones homolíticas y heterolíticas.
•Isomería. Isomería estructural o plana. Isomería espacial o estereoisomería.

Tema 11. Hidrocarburos
•Hidrocarburos: Definición y clasificación.
•Hidrocarburos saturados: Alcanos y cicloalcanos.
•Hidrocarburos insaturados: Alquenos y alquinos. Cicloalquenos y cicloalquinos.
•Hidrocarburos aromáticos. El benceno. Concepto de aromaticidad. Tipos de compuestos aromáticos. Nomenclatura. Propiedades de los hidrocarburos aromáticos. Reactividad.

Tema 12. Compuestos Orgánicos Oxigenados y Nitrogenados
•Compuestos orgánicos oxigenados: Alcoholes y fenoles. Éteres. Aldehídos y cetonas. Ácidos carboxílicos. Ésteres.
•Compuestos orgánicos nitrogenados. Aminas. Amidas. Nitrilos.

Apéndice I. Introducción a la formulación inorgánica.

Apéndice II. Algunos aspectos de Bioquímica

–Objeto de la bioquímica –Hidratos de carbono –Aminoácidos y proteínas –Ácidos nucleicos –Biocatalizadores: Enzimas, vitaminas y hormonas

EQUIPO DOCENTE

Nombre y Apellidos	ROSA Mª GARCINUÑO MARTINEZ
Correo Electrónico	rmgarcinuno@ccia.uned.es
Teléfono	91398-7366
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS ANALÍTICAS

Nombre y Apellidos	M ASUNCION GARCIA MAYOR
Correo Electrónico	mgarcia@ccia.uned.es
Teléfono	91398-7363
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS ANALÍTICAS

Nombre y Apellidos	PILAR FERNANDEZ HERNANDO
Correo Electrónico	pfhernando@ccia.uned.es
Teléfono	91398-7284
Facultad	FACULTAD DE CIENCIAS
Departamento	CIENCIAS ANALÍTICAS

BIBLIOGRAFÍA BÁSICA

ISBN(13):9788436273717
Título:QUÍMICA BÁSICA
Autor/es:A. Gallego Picó ; R.M. Garcinuño Martínez ; M.J. Morcillo ; M.A. Vázquez Segura ;
Editorial:UNED

El Programa de la asignatura es de un nivel de conocimientos muy básico similar al que se imparte en el actual 2º de Bachillerato, o el correspondiente a 2º y 3º de BUP y COU, por lo que cualquier libro de texto de Química de estos cursos puede servir para preparar la asignatura. Asimismo, cualquier libro de Química General que cubra el programa puede servir para preparar la asignatura.
Únicamente como orientación, el libro recomendado por el Equipo Docente por ajustarse **exactamente** al programa de la asignatura es:
LIBRO BÁSICO DE QUÍMICA
.- QUÍMICA BÁSICA. **ED. UNED (2018).** Autores: A. Gallego Picó; R.M. Garcinuño Martínez, M.J. Morcillo Ortega, M.A. Vázquez Segura. ISBN: 978-84-362-7371-7.

BIBLIOGRAFÍA COMPLEMENTARIA

Comentarios y anexos:

Para el estudio de este curso introductorio, se puede utilizar cualquier libro de Introducción a la Química general. A continuación se incluye una lista con los principales libros de Química general recomendados por el Equipo Docente, para que el estudiante pueda elegir aquel que considere más fácil para su estudio, puesto que, en general, todos ellos se adaptan al programa de la asignatura. Los **libros de consulta** son:

a) Química General

1.- CHANG, R. *Fundamentos de Química*. Ed. McGrawHlill, 2011. ISBN: 978-607-15-0541-5.

2.- A. POZAS MAGARIÑOS, R. MARTÍN SÁNCHEZ, A. RODRÍGUEZ CARDONA, A. RUIZ SÁENZ DE MIERA. *Química 2º Bachillerato***.** ED. McGraw HILL (2009). ISBN: 978-84-481-6962-6**.**

3.- JARAMILLO SÁNCHEZ, J.A. *Química. Pruebas de Acceso a la Universidad para Mayores de 25 Años.* ED. MAD, 2004. ISBN: 84-665-1771-5.

4.- MORCILLO, J.; FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, M.: *Química.* Ed. Anaya, Madrid, 1995. ISBN: 84-207-3646-5.

5.- CIFUENTES, M.A.; PASTOR, E., y col.; *Química 2º Bachillerato*, Ed. Santillana. 2003. ISBN: 978-84-294-8380-2.

6.- ZUBIAURRE, S.; ARSUAGA, J.M., GARZÓN, B. *Química 2º Bachillerato*, Ed. Anaya Educación, 2009. ISBN: 978-84-667-8267-8.

7.- GARCÍA POZO, T.; GARCÍA SERNA, J.R.: “Química 2º Bachillerato”. Ed. Edebé, 4ª edición, 2005. ISBN: 84-236-6540-2.

8.- BARRIO, J.; ANDRÉS, D.Mª; ANTÓN, J.L.:“Química 2º Bachillerato”. Ed. Editex, 2003. ISBN: 84-9771-066-5.

9.- DEL BARRIO, J.I.; MONTIJO, C.: “Química 2º Bachillerato”. Ed. S.M., 2004. ISBN: 84-348-9333-9.

10.- SAURET HERNÁNDEZ, M. “Química 2º Bachillerato”. Ed. Bruño, 2003. ISBN: 84-216-4830-6.

11.- HEIN, M.; ARENA, S. *Fundamentos de Química*. Ed. Thomson Learning, Décima edición, 2003. ISNB: 970-686-056-8.

12.- MARTÍNEZ MÁRQUEZ, E.J.: "Química 2º". Ed. Thomson Internacional.

13.- FERNÁNDEZ PÉREZ, M.R.; FIDALGO SÁNCHEZ, J.A.: “Química General, COU”. Ed. Everest.

14.- CHANG, R.: “*Química”*. Ed. McGraw-Hill, Colombia, 2002

15.- DICKERSON, R. E. y otros: *Principios de Química.* Ed. Reverté.

16.- BAILAR, J. C. y otros: *Química*. Ed. Vicens-Vives.

17.- MAHAN, B. H.: *Química curso universitario.* Ed. Fondo Educativo Interamericano.

18.- GUILLESPIE, R. J. y otros: *Química*. Ed. Reverté.
19.-ATKINS, P. W.: *Química general*. Ediciones Omega, S. A.
20.-PETRUCCI, R. H. y otros: *Química general*. Ed. Prentice Hall, 2003.
21.- FERNÁNDEZ GONZÁLEZ, M. y otros: *Iniciación a la Química superior*. *Base Universitaria. Colección de Química.* Ed. Anaya, 2004.

b) Problemas de Química

1.- SIENKO, M. J.: *Problemas de Química.* Ed. Reverté.
2.- SMITH, R. N. y PIERCE, C.: *Resolución de problemas de Química general*. Ed. Reverté.
3.-LÓPEZ CANCIO, J. A.: *Problemas de Química*. Ed. Prentice Hall, 2000.
4.- TEIJON, J. M.; GARCÍA, J. A.; OLMO, R. M. y GARCÍA, C.: *Química: Teoría y problemas* . Ed. Tébar Flores.
5.- TEIJON, J. M.; GARCÍA, J. A.; GIMÉNEZ, Y. y GUERRERO, I.: *La Química en problemas* . Ed. Tébar Flores.

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)

SISTEMA DE EVALUACIÓN

ESTRUCTURA DE LA PRUEBA Y CRITERIOS DE CORRECCIÓN

•Estructura de la Prueba

El ejercicio se compone de cuatro cuestiones, con una calificación máxima de 1,5 puntos cada una; y dos problemas, de los que el estudiante deberá elegir únicamente uno (en caso de responder a los dos problemas sólo se corregirá el primero de ellos), con una calificación máxima de 4 puntos, siendo la calificación máxima del ejercicio de 10 puntos.
La duración del ejercicio es de una hora (60 minutos).
No se proporcionará la fórmula de los compuestos químicos más sencillos, ni ajustes elementales de ecuaciones.
Los estudiantes deberán reconocer por su símbolo y nombre los elementos del Sistema Periódico, y situar en él, al menos, los elementos representativos principales y los de la

primera serie de transición. Cuando sea necesario, se facilitarán las masas atómicas y números atómicos.

•Criterios generales de calificación y corrección

Para la corrección de la prueba se valorarán:

•La capacidad expresiva y la corrección idiomática de los estudiantes.

•La claridad en la redacción, coherencia y explicación de conceptos. Si no es excesivamente esquemático y están bien estructuradas las respuestas.

•Empleo adecuado de la terminología química.

•La adecuada utilización de la nomenclatura y formulación química.

•Si en una cuestión o un problema se hace referencia a un proceso químico, se tendrá que expresar esta reacción química con la correspondiente ecuación química ajustada correctamente.

•El planteamiento correcto de los problemas, los adecuados razonamientos y la solución final, expresada en las unidades que correspondan.

•Los resultados de las cuestiones y problemas deben ser obtenidos paso a paso, y no se tendrán en cuenta si no están debidamente razonados y nombrados los principios, reglas o leyes que se aplican.

•En caso de error algebraico sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando sea incoherente. Si la solución es coherente, el error se penalizará, pero se puntuará el planteamiento y resolución del ejercicio.

•Si no se tienen en cuenta estas normas o consejos, la cuestión o problema no podrán ser calificados con la máxima puntuación.

RECOMENDACIONES PARA EL DESARROLLO DE LA PRUEBA

•Antes de comenzar, el estudiante deberá leer detenidamente el ejercicio.

•La lectura atenta de las preguntas permitirá comprender mejor lo que se solicita y responder de una forma concreta a las mismas.

•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.

MODELOS DE PRUEBAS

Examen de Química. Prueba de Acceso

Instrucciones:

Duración: 60 minutos (1 hora)

Material: Se permite utilizar calculadora. No se puede usar la Tabla Periódica de los elementos.

*La prueba consta de cuatro cuestiones y dos problemas. El estudiante deberá responder a las cuatro cuestiones y elegirá **uno** de los dos problemas. Indique claramente el problema elegido. Si se responde a los dos problemas únicamente se puntuará el primero de ellos.*

Puntuación: Cuestiones: máximo 1,5 puntos, Problema: máximo 4 puntos.

Se deben razonar todas las respuestas y justificar todos los cálculos en la resolución de las cuestiones y el problema

CUESTIONES

1.- El volumen inicial de un gas es 4,00 litros, ¿cuál es el volumen final después de que la presión se haya reducido desde 760 mmHg a 50 mmHg?

2.- ¿Cuántas moléculas de carbonato cálcico, CaCO3, existen en 25 g de dicha sustancia? (Datos: P.A.: Ca = 40, C = 12, O = 16).

3.- El galio, Ga, tiene dos isótopos de masas atómicas 68,926 y 70,926 u. El número atómico del galio es 31. ¿Cuántos protones y neutrones constituyen el núcleo de cada isótopo? Escribir los símbolos de ambos isótopos.

4.- Identificar que tipo de grupos funcionales poseen los siguientes compuestos: a) CH3-C(CH3)2-OH, b) CH3-CH2-COOH, c) CH3-CH=CH2, d) CH3-CHO, e) CH3-CH2-CH2-OH, f) CH3-CO-CH3.

PROBLEMAS

1.- Calcular el pH de las siguientes disoluciones acuosas: a) 5,5·10-2 M de HNO3, b) 2,5·10-2 M de KOH

2.- Considérese el equilibrio: N2(g) + 3H2(g) 2NH3 (g). A una cierta temperatura, la mezcla en equilibrio, en un recipiente de 4,00 litros, contiene 1,60 mol de NH3, 0,80 mol de N2 y 1,20 mol H2. ¿Cuál es el valor de Kc?

Examen de Química. Prueba de Acceso

Instrucciones:

Duración: 60 minutos (1 hora)

Material: Se permite utilizar calculadora. No se puede usar la Tabla Periódica de los elementos.

*La prueba consta de cuatro cuestiones y dos problemas. El estudiante deberá responder a las cuatro cuestiones y elegirá **uno** de los dos problemas. Indique claramente el problema elegido. Si se responde a los dos problemas únicamente se puntuará el primero de ellos.*

Puntuación: Cuestiones: máximo 1,5 puntos, Problema: máximo 4 puntos.

Se deben razonar todas las respuestas y justificar todos los cálculos en la resolución de las cuestiones y el problema

CUESTIONES

1.-Calcular el número de gramos de cada elemento existente en 50 g de sulfato de aluminio, Al2(SO4)3. (Datos: P.A.: Al = 27, S = 32, O = 16)

2.-¿Cuáles de entre las siguientes configuraciones electrónicas **no** son posibles, de acuerdo con el principio de exclusión de Pauli. Explicar por qué. a) 1s2 2s2 2p4, b) 1s2 2s2 2p6 3s2, c) 1s2 3p1, d) 1s2 2s2 2p6 3s2 3p10

3.-Escríbase la expresión de la constante de equilibrio para cada una de las siguientes reacciones de equilibrio: a) 3H2 + N2 2NH3, b) 2SO2 + O2 2SO3, c) C2H4O2 + C2H6O H2O + C4H8O2.

4.-Indíquese cuáles de las siguientes disoluciones son ácidas, básicas o neutras: a) [OH-] = 1·10-12 M, b) [H+] = 1·10-2 M, c) [OH-] = 1·10-3 M, d) [OH-] = 1·10-6 M, e) [H+] = 1·10-7 M, f) [OH-] = 1·10-7 M.

PROBLEMAS

1.-En medio ácido sulfúrico, el KMnO4 oxida al Fe2+ a Fe3+, pasando a Mn2+. Ajuste la ecuación iónica por el método del ion-electrón.

2.- Calcúlese la concentración de iones hidróxido en cada una de las siguientes disoluciones: a) [H+] = 1·10-14 M, b) [H+] = 1·10-7 M, c) [H+] = 1·10-10 M, d) [H+] = 1·10-12 M.

HORARIO DE ATENCIÓN AL ESTUDIANTE

La Prueba Libre de Acceso no cuenta con servicio de atención docente.

IGUALDAD DE GÉNERO

En coherencia con el valor asumido de la igualdad de género, todas las denominaciones que en esta Guía hacen referencia a órganos de gobierno unipersonales, de representación, o miembros de la comunidad universitaria y se efectúan en género masculino, cuando no se hayan sustituido por términos genéricos, se entenderán hechas indistintamente en género femenino o masculino, según el sexo del titular que los desempeñe.