

QUÍMICA

**SEGUNDO CURSO
DE BACHILLERATO**

(CIENCIAS Y TECNOLOGÍA)

CONTENIDOS MÍNIMOS Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

IES RÍO ÓRBIGO

VEGUELLINA DE ÓRBIGO (LEÓN)

DEPARTAMENTO DE FÍSICA Y QUÍMICA
Curso 2014 - 2015

INTRODUCCIÓN

El Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre, aprobado por el Ministerio de Educación y Ciencia (MEC) y que establece la estructura y las enseñanzas mínimas de Bachillerato como consecuencia de la implantación de la Ley Orgánica de Educación (LOE), ha sido desarrollado en Castilla y León por el Decreto 42/2008, de 5 de junio, por el que se establece el currículo de Bachillerato para esta comunidad autónoma para la materia de *Química* de 2º de Bachillerato (modalidad de *Ciencias y Tecnología*).

CURRÍCULO

Reproducimos (al final) el marco legal del currículo en esta comunidad autónoma (Decreto 42/2008, de 5 de junio), tal y como ha sido aprobado por su Administración educativa y publicado en el Bocyl (11-6-2008).

OBJETIVOS DE LA MATERIA

La materia de *Química* tiene como finalidad que el alumno desarrolle las siguientes capacidades:

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. 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.
3. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
4. Familiarizarse con la terminología química para poder emplearla de manera habitual al expresarse en el ámbito científico, así como para poder explicar expresiones científicas del lenguaje cotidiano, relacionando la experiencia diaria con la científica.
5. Comprender y valorar el carácter tentativo y evolutivo de las leyes y teorías químicas, evitando posiciones dogmáticas y apreciando sus perspectivas de desarrollo.
6. 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 el uso inadecuado puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.
8. *Estimular «habilidades emprendedoras» fundamentales como el liderazgo, la creatividad, la imaginación, la autonomía, la flexibilidad, la responsabilidad, la asunción de riesgos, el trabajo en equipo y la innovación mediante la propuesta de proyectos interdisciplinares que estimulen la creatividad y la iniciativa personal combinando los contenidos propios del área/materia con los transversales*

EXÁMENES Y EVALUACIONES.

A. ESTRUCTURA DE LAS PRUEBAS de CONTROL

- Cada prueba constará de una única opción. A su vez, ésta estará constituida por cinco cuestiones o problemas, de las que al menos 1 será teórica.
- Cada cuestión o problema estará valorado hasta un máximo de dos puntos y en el ejercicio se señalarán los puntos máximos que se pueden alcanzar en cada apartado.
- De forma general se buscará el conocimiento de los contenidos de la materia, si el alumno los comprende o no. Por ello las respuestas deberán estar razonadas y el uso de las unidades de medida debe ser el correcto.
- La duración de la prueba estará comprendida entre 1:00 y 1:30 horas lectivas y el material de

examen permitido será de uso exclusivo del alumno durante la prueba incluyendo la calculadora y la tabla periódica oficial de la PAU.

B. NÚMERO DE PRUEBAS

- En cada una de las dos primeras evaluaciones del curso se realizarán al menos dos pruebas escritas. En este caso cada una de las pruebas corresponderá a la materia de los temas distribuidas de la manera siguiente, según las fechas aproximadas de evaluación propuestas:
 - 1ª evaluación.

1ª prueba..... temas 1, 2.....	24 (V) Octubre
2ª prueba..... temas 1,2, 3, y 4	28 (V) Noviembre
Recuperación 1ª evaluación:	16 (V) Enero
 - 2ª evaluación

1ª prueba temas 5 y 6	6 (V) Febrero
2ª prueba..... temas 5, 6, 7 y 8	13 (V) Marzo
Recuperación 2ª evaluación:	10 (V) Abril
 - 3ª evaluación


1ª prueba temas 9 y 10	4 (L) Mayo
Recuperación 3ª evaluación con la global.....	
- Evaluación final

C. CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

La nota en cada evaluación vendrá dada según los siguientes criterios:

- Se realizarán dos exámenes en cada evaluación, uno a mitad de trimestre y otro al final, que abarcará todo lo visto hasta el momento, teniendo un valor del 30% el primero, y del 60% respectivamente. *El 10 % restante corresponde a la valoración de ejercicios, prácticas o proyectos realizados personalmente o en equipo.*
- Cuando la calificación resultante tenga de primer decimal 5 o superior se redondeará a la unidad superior en la expresión de la nota entera de las evaluaciones parciales.
- Copiar durante un examen supondrá suspender automáticamente la evaluación en curso.
- Después de la 1ª y de la 2ª evaluación habrá un examen de recuperación, que a los suspensos les sirve para recuperar.
- Al finalizar el curso, los alumnos tendrán un examen global final de la asignatura, cuya finalidad es la de ser un repaso global de la asignatura y sirve para recuperar las evaluaciones anteriores suspensas, si se contesta satisfactoriamente a los contenidos mínimos
- Una vez realizado y calificado el examen final ordinario se obtendrá la nota media del curso haciéndose la nota media de las evaluaciones siempre que éstas tengan calificación superior a 4,0. En caso contrario la materia quedará no superada, debiendo examinarse en las pruebas extraordinarias de la totalidad de la materia.
- Aun cuando las notas de las evaluaciones de las evaluaciones parciales se expresen con números enteros en el boletín, se tendrán en cuenta los decimales correspondientes para el cálculo de la nota final.
- En la prueba extraordinaria se realizará un examen de todos los contenidos mínimos que son los indicados en la PAEU actuales. La convocatoria extraordinaria consistirá en una prueba única sobre toda la materia impartida. La calificación de esta prueba determinará por sí sola la nota del curso en la convocatoria extraordinaria.

CONTENIDOS MÍNIMOS:

	ASIGNATURA: QUIMICA	PROGRAMA Análisis del currículo y acuerdos para las Pruebas de Acceso a Estudios Universitarios
	Actualización: Mayo 2009	
	Validez desde el curso: 2009/2010	
	Autorización: COPAEU Castilla y León	
CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN	TIPOS DE PREGUNTAS, CUESTIONES, EJERCICIOS O PROBLEMAS
<p>De acuerdo con los objetivos que señala el Decreto 42/2008 de 5 de junio (publicado el 11 de Junio de 2008):</p> <p>1. Contenidos comunes:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio; formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales y análisis de los resultados y de su fiabilidad. ○ Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada. <p>2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ 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. ○ Estructura electrónica y periodicidad. Tendencias periódicas en las propiedades de los elementos. 	<ol style="list-style-type: none"> 1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico. 2. Describir el modelo de Bohr y sus limitaciones, y valorar la importancia de la teoría mecánica cuántica en el desarrollo de la química. Definir algunas propiedades periódicas tales como radio atómico, radio iónico, energía de ionización y electronegatividad, y describir su comportamiento a lo largo de un grupo y de un periodo a partir de las configuraciones electrónicas de los elementos. 3. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red. Discutir de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos. Describir las características básicas del enlace covalente. Escribir estructuras de Lewis. Predecir la geometría de moléculas sencillas a partir de la teoría de repulsión de pares de electrones y deducir su posible polaridad. Conocer las fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de los compuestos, en particular el fluoruro de hidrógeno, el agua y el amoníaco. Conocer las propiedades de las 	<p>Las preguntas y cuestiones de los ejercicios estarán relacionadas con los contenidos del programa procurando que teoría y problemas estén equilibrados en la valoración y con una dificultad estructurada en los mismos.</p> <p>1. Contenidos comunes</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Masa atómica, unidad de masa atómica (u), masa molecular, fórmulas empíricas y moleculares, composición centesimal. ○ Problemas de gases. Ecuación de estado de los gases ideales. Ley de Dalton. ○ Problemas de cálculos estequiométricos (pureza, rendimiento, reactivo limitante). ○ Resolución de problemas de disoluciones. Preparación de las mismas, mezclas de disoluciones, concentración (M, m, %peso, %volumen, ppm). ○ Material de laboratorio y método seguido para la preparación de disoluciones. <p>Se precisa tener conocimientos de formulación y nomenclatura inorgánica</p> <p>2. Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck.

<p>3. Enlace químico y propiedades de las sustancias:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Enlaces covalentes. Geometría y polaridad de moléculas sencillas. ○ Enlaces entre moléculas. Propiedades de las sustancias moleculares. ○ El enlace iónico. Estructura y 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 las mismas, en particular, el agua y los metales. <p>4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Energía y reacción química. Entalpía de reacción. Procesos endo y exotérmicos. Entalpía de enlace. Cálculo e interpretación de la entalpía de reacción a partir de las entalpías de formación y la aplicación de la ley de Hess. ○ Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas: los combustibles químicos. Repercusiones sociales y medioambientales. ○ Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud. ○ Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico. Conceptos de entropía y de energía libre. <p>5. El equilibrio químico:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Características macroscópicas del equilibrio químico. Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico. La constante de equilibrio. Factores que afectan a las condiciones del equilibrio. ○ Las reacciones de precipitación como ejemplos de equilibrios heterogéneos. Aplicaciones 	<p>sustancias iónicas, covalentes y de los metales.</p> <p>4. Definir y aplicar correctamente el primer principio de la termodinámica a un proceso químico. Diferenciar correctamente un proceso exotérmico de otro endotérmico utilizando diagramas entálpicos. Calcular entalpías de reacción por aplicación de la ley de Hess o de las entalpías de formación mediante la correcta utilización de tablas. Conocer las consecuencias del uso de combustibles fósiles en el incremento del efecto invernadero y el cambio climático que está teniendo lugar. Predecir la espontaneidad de un proceso químico a partir de los conceptos de entropía y energía libre.</p> <p>5. Conocer las características más importantes del equilibrio químico. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación. Aplicar el principio de Le Chatelier para explicar, cualitativamente, la evolución de un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él. Utilizar los factores que pueden afectar al desplazamiento del equilibrio en procesos industriales (obtención del amoníaco...), como prueba de las aplicaciones de este principio en la industria.</p> <p>6. Aplicar la teoría de Brónsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases. Predecir el carácter ácido o básico de disoluciones acuosas de una sal. Calcular valores de pH en disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles. Valorar la importancia del pH en la vida cotidiana. Conocer el origen y las consecuencias de la lluvia ácida. Aplicar las volumetrías de neutralización ácido fuerte-base fuerte para averiguar la concentración de un ácido o una base.</p> <p>7. Identificar reacciones de oxidación-reducción que se producen en nuestro entorno. Ajustar por</p>	<p>Planck.</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Espectros atómicos. ○ Modelo atómico de Bohr y sus limitaciones. ○ Introducción a la mecánica cuántica. Hipótesis de De Broglie. Principio de Heisenberg. ○ Orbitales atómicos. Números cuánticos. ○ Configuraciones electrónicas: principio de Pauli y regla de Hund. ○ Clasificación periódica de los elementos. ○ Variación periódica de las propiedades de los elementos. <p>3. Enlace químico y propiedades de las sustancias</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados. ○ Enlace covalente. Estructuras de Lewis. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos (sp, sp^2, sp^3). ○ Geometría y polaridad de enlaces y moléculas. Teoría de la repulsión entre pares de electrones de la capa de valencia. ○ Propiedades de las sustancias covalentes. ○ Enlaces intermoleculares. Fuerzas de Van der Waals. Enlace de Hidrógeno. ○ Enlace iónico. Concepto de energía de red. Ciclo de Born-Haber. Propiedades de las sustancias iónicas. ○ Enlace metálico. Modelo del mar de electrones. Propiedades de los metales. <p>4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Sistemas termodinámicos: conceptos básicos y variables termodinámicas. ○ Primer principio de la Termodinámica. ○ Transferencias de calor a presión constante. Concepto de entalpía. Ley de Hess. Aplicaciones de la ley de Hess: cálculos de
--	---	--

<p>analíticas de las reacciones de precipitación. Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales.</p> <p>6. Ácidos y bases:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de una sustancia. Las reacciones de transferencia de protones. ○ 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. ○ Volumetrías ácido-base. Aplicaciones y tratamiento experimental. ○ Tratamiento cualitativo de las disoluciones acuosas de sales como casos particulares de equilibrios ácido-base. ○ Algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana, en particular HNO_3, H_2SO_4 y NH_3. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias. <p>7. Introducción a la electroquímica:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Número de oxidación. ○ Concepto de potencial de reducción estándar. Escala de oxidantes y reductores. ○ Valoraciones redox, en particular la permanganimetría. Tratamiento experimental. ○ Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: pilas y batería eléctricas. ○ La electrólisis: Importancia industrial y económica. La corrosión de metales y su prevención. Residuos y reciclaje. <p>8. Estudio de algunas funciones orgánicas:</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas. ○ Alcoholes y ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia. 	<p>el método del ión-electrón reacciones redox y aplicarlas a problemas estequiométricos. Conocer el funcionamiento de las células electroquímicas y electrolíticas. Utilizar correctamente las tablas de potenciales de reducción para predecir la fabricación de una pila. Aplicar correctamente las leyes de Faraday en procesos electrolíticos. Valorar la importancia que tiene la prevención de la corrosión y protección de metales, utilizando como referencia el hierro, así como las soluciones a los problemas que el uso de las pilas genera.</p> <p>8. Formular y nombrar correctamente compuestos orgánicos con una única función orgánica. Conocer algún método de obtención, propiedades físicas y químicas y alguna aplicación general de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. Describir los mecanismos de polimerización y la estructura de los polímeros. Valorar el interés económico, biológico e industrial de los polímeros, así como el papel de la industria química orgánica y sus repercusiones.</p>	<p>Aplicaciones de la ley de Hess: cálculos de entalpías.</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Concepto de entropía. Energía libre y espontaneidad de las reacciones químicas. <p>5. El equilibrio químico</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Concepto de equilibrio químico. Cociente de reacción y constante de equilibrio. ○ Formas de expresar la constante de equilibrio: K_c y K_p. Relaciones entre las constantes de equilibrio. ○ Factores que modifican el estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. ○ Equilibrios heterogéneos. Solubilidad y producto de solubilidad. Relaciones entre la solubilidad y el producto de solubilidad. Efecto del ión común. <p>6. Ácidos y bases</p> <ul style="list-style-type: none"> ○ Concepto de ácido y base según las teorías de Arrhenius y de Bronsted-Lowry. ○ Concepto de pares ácido-base conjugados. ○ Fuerza relativa de los ácidos y de las bases. Constantes y grado de ionización. ○ Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. ○ Estudio cualitativo de la hidrólisis. ○ Indicadores ácido-base. Volumetrías de neutralización ácido-base. ○ Material de laboratorio utilizado y método seguido en el proceso volumétrico. <p>Cálculo del pH de ácidos y bases fuertes. Cálculo del pH de ácidos y bases débiles solo monoproticos.</p> <p>Considerar como bases débiles, además del amoníaco, las aminas.</p> <p>Como ácidos importantes ejemplarizar con ácido clorhídrico, ácido nítrico y ácido sulfúrico.</p> <p>Como bases de importancia ejemplarizar con hidróxido sódico y amoníaco.</p>
---	--	---

<p>propiedades e importancia.</p> <ul style="list-style-type: none"> o Los ésteres: obtención y estudio de algunos ésteres de interés. o Polímeros y reacciones de polimerización. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales. o La síntesis de medicamentos: la síntesis de la aspirina como ejemplo. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica. 		<p>7. Introducción a la electroquímica</p> <ul style="list-style-type: none"> o Concepto de oxidación y reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. o Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón. Estequiometría de dichas reacciones. o Estudio de la célula galvánica. Potenciales normales de electrodo. o Estudio de la celda electrolítica. Leyes de Faraday. Principales aplicaciones industriales: corrosión y protección de metales y existencia de pilas y baterías. <p>Ajuste de reacciones redox tanto en medio ácido como alcalino, pudiendo incluirse compuestos orgánicos sencillos.</p> <p>Resolver problemas estequiométricos de procesos redox.</p> <p>Predecir el sentido de una reacción redox teniendo en cuenta los potenciales estándar de electrodo.</p> <p>Estudio cuantitativo de las leyes de Faraday.</p> <p>Cálculo de la fuerza electromotriz de una pila.</p> <p>Implicaciones industriales, económicas y medioambientales de los procesos redox: corrosión y protección de metales utilizando como referencia el hierro, baterías y procesos siderúrgicos.</p> <p>8. Estudio de algunas funciones orgánicas</p> <ul style="list-style-type: none"> o Nomenclatura y formulación de los hidrocarburos. o Nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas. o Alcoholes: obtención, propiedades e importancia. o Ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia. o Ésteres: obtención y estudio de algunos
--	--	--

(ésteres de interés. Formular correctamente los diferentes compuestos orgánicos monofuncionales.)