

TRABAJO FIN DE MÁSTER

ANÁLISIS P.A.U. DE QUÍMICA DE CANTABRIA

MÁSTER EN FORMACIÓN DEL PROFESORADO DE
EDUCACIÓN SECUNDARIA

CURSO 2012-2013



Carmen Sánchez-Calero García

Director: José Antonio Palacios

Octubre 2013

ÍNDICE

1.- Introducción.	2
<u>1.1.-</u> Historia de la PAU.	3
<u>1.2.-</u> La PAU en la actualidad.....	4
2.- Justificación del Proyecto.	7
3.- Modelos didácticos de las ciencias experimentales.	9
4.- Los Objetivos de Química II. Relación con los modelos didácticos.	15
5.- Ideas actuales sobre la resolución de problemas	20
6.- Análisis PAU de Química de Cantabria.	24
<u>6.1.-</u> Las pruebas de PAU y los objetivos de segundo de Química II.	25
<u>6.2.-</u> Los problemas propuestos en la PAU y la didáctica de las ciencias.	26
7.- Propuesta de una posible PAU de Química.	29
8.- Conclusiones.....	31
BIBLIOGRAFÍA	33
ANEXOS	40
<u>ANEXO 1:</u> EXÁMENES PAU QUÍMICA DEL 2010 AL 2013	41
<u>ANEXO 2:</u> TABLAS PUBLICADAS POR LA UNIVERSIDAD EN EL LIBRO DE LA PAU 2012.	58
<u>ANEXO 3:</u> TABLAS DE CLASIFICACIÓN DE LOS PROBLEMAS PAU DE QUÍMICA.	67

1.- Introducción.

En la actualidad estamos inmersos en un debate sobre la educación fomentado, además, por la reforma educativa que está por llegar. Una parte de este debate son las pruebas externas a las que se deben someter los alumnos. La nueva Ley de Educación propuesta recupera las pruebas externas al terminar cada ciclo. También se habla de eliminar la actual Prueba de Acceso a la Universidad (PAU) y sustituirla por una reválida final de la etapa de bachillerato. Esta reválida se podría complementar con un examen que hicieran las universidades según crean conveniente en cada caso, para el acceso a un grado concreto. Esta ley todavía no está aprobada así que todavía no se sabe en que acabarán finalmente las evaluaciones externas y la PAU. (Alonso, T., 2013).

Aún así el debate sobre el acceso a la Universidad no es nuevo, lleva existiendo un examen de este tipo desde hace muchos años. A continuación se detallará la historia de esta prueba para saber cómo se ha llegado hasta aquí y entender las discusiones actuales sobre este tema.

La PAU se diseñó para medir la madurez de los alumnos que acaban la etapa formativa previa a la universidad y además valorar la capacidad que tienen para superar estos estudios superiores. A lo largo de este trabajo se va a analizar si esto se está consiguiendo con la actual selectividad de Cantabria. Para medir la madurez hay que evaluar si se consiguen los objetivos de bachiller. Para esto se van a analizar los exámenes de la PAU y la didáctica más adecuada para lograr superar con éxito esta prueba, y se comparará con la didáctica más apropiada para alcanzar los objetivos de bachiller.

Hoy en día la PAU ya no está orientada a los objetivos para los que fue planteada. El problema del límite de plazas en la Universidad y la alta demanda para realizar estos estudios superiores se ha resuelto desarrollando

una PAU que califique a los alumnos estableciendo un orden y así delimitar quienes entran a los Grados que tengan más solicitudes.

Para finalizar se propondrá una prueba tipo PAU que sea acorde con los objetivos de bachiller, con los objetivos de la propia PAU y que conlleve una didáctica apropiada para lograr tanto superar con éxito la prueba como alcanzar los objetivos de la etapa.

1.1.- Historia de la PAU.

Las pruebas para entrar en la universidad se hacen desde principios de siglo. Antes de la guerra civil ya existía una prueba y después de ésta, en el curso 1940-1941 se empezó a realizar el llamado *Examen de Estado*. Las universidades eran las encargadas de realizar este examen a los alumnos que querían continuar con estudios superiores y así se estableció un sistema único para controlar el acceso a la universidad. *“Desde su puesta en marcha recibió críticas de todos los sectores, siendo acusado, entre otras cosas, de ser un examen masificado y aleatorio, de promover desigualdades y de generar una deficiente formación intelectual y falta de preparación científica. Afirmaciones muy semejantes a las que se hacen respecto a la actual selectividad”*. (Muñoz-Repiso et al., 1997).

En 1953 con *la Ley de Ordenación las Enseñanzas Medias* se regula un nuevo sistema de acceso a la universidad y se empieza a hablar de *Pruebas de Madurez*. Estas pruebas y las posteriores, que se pusieron en marcha en la *Ley General de Educación de 1970*, también recibieron grandes críticas y no contaron con la aprobación de la sociedad.

Así, los exámenes de selectividad fueron concebidos para medir la madurez del alumno y medir la capacidad de éste para seguir estudios superiores. Sin embargo la mayoría de los estudios sobre ellos coinciden en

que, *“hoy el propósito inicial, debido principalmente a la implantación del numerus clausus para el ingreso en determinadas Facultades y Escuelas Técnicas, se ha transformado, en un importante factor discriminatorio entre el alumnado.”* (Alberoa,Vila, Barutell, Llopis, 1990).

La PAU actual por tanto ya no esta planteada para evaluar si los alumnos son capaces de realizar estudios superiores ni para medir su madurez. Esto se está viendo reflejado en el tipo de exámenes que se están planteando y por extensión en el tipo de clases que están recibiendo en segundo de bachiller.

1.2.- La PAU en la actualidad

La Ley Orgánica de Educación, (2/2006, 3 de mayo), establece en su artículo 38 que el acceso a los estudios universitarios exigirá, 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 la capacidad de los estudiantes para seguir con éxito las enseñanzas universitarias. Esta prueba de acceso tendrá en cuenta las modalidades del bachillerato y las vías que pueden seguir los estudiantes, versará sobre las materias de segundo de bachillerato y tendrá validez para el acceso a las distintas titulaciones de las universidades españolas.

En el artículo 5 del capítulo 2 de esta Ley se habla de la finalidad de la prueba de acceso a enseñanzas universitarias superiores. La prueba de acceso tiene por finalidad primera valorar, con carácter objetivo, la madurez académica del estudiante, así como los conocimientos y capacidades adquiridos en el Bachillerato y su capacidad para seguir con éxito las enseñanzas universitarias oficiales de Grado. La segunda finalidad es la

ordenación de las solicitudes de admisión para la adjudicación de las plazas ofertadas en los centros universitarios públicos.

Además la prueba de acceso tiene que garantizar que los alumnos que acceden a la universidad tienen la capacidad para hacerlo en cualquier universidad de España, siendo así un examen para homologar el título de Bachillerato adquirido en cualquier centro tanto público como privado.

La Prueba de Acceso a la Universidad actual consta de dos partes, la parte general y la específica. La parte general es obligatoria y consta de cuatro exámenes: Lengua Española y Literatura, Historia de la Filosofía o Historia de España, Lengua extranjera y el examen de una asignatura de modalidad elegida por el alumno. La parte específica es voluntaria sirve para subir nota a los alumnos que quieran optar a carreras con límite de plazas. Para esta prueba se eligen asignaturas de modalidad. Los alumnos eligen las asignaturas según los criterios de ponderación de los grados a los que quieran optar pudiendo ser estos de 20% o del 10% de la nota de cada asignatura, pueden sumar las notas ponderadas de dos asignaturas como máximo, llegando a un máximo de catorce puntos.

La calificación final de selectividad se divide también en dos partes. La parte general de la PAU tiene un peso de 40% sobre 10 puntos, siendo el restante 60% la nota media de todas las asignaturas de Bachillerato. La parte específica se suma a esta nota global obteniendo así un máximo de catorce puntos. Para poder aprobar es necesario obtener un 5,00 y además un 4,00 en la parte general.

Es curioso señalar que para superar la PAU en Ciencias no es obligatorio examinarse de asignatura alguna de Ciencias. Un alumno puede aprobar examinándose por ejemplo de Literatura Universal como asignatura de modalidad, e incluso un alumno sin examinarse de asignaturas de Ciencias puede dejar fuera de la Universidad en una carrera científica a otro que se haya

examinado de matemáticas. En esta incongruencia se puede ver también que no se evalúa la capacidad de los alumnos para realizar estudios superiores de una disciplina concreta si no que sólo se establece un orden para entrar en la Universidad según una nota global.

Los resultados reflejan año tras año que no es complicado pasar la PAU con cierto éxito; en Cantabria aprobaron en 2012 el 96,84% de las alumnas y alumnos presentados en junio y el 76,87% en septiembre. Por aprobar se entiende obtener en la fase general un mínimo de 4 puntos y un mínimo de 5 puntos al realizar la suma del 60% de la nota media del Bachillerato y el 40% de la calificación de la fase general. Sin embargo, aprobar la PAU no implica una verdadera evaluación del bachillerato.

Como se puede deducir de los porcentajes de aprobados, la PAU no supone una criba excesivamente dura; ésta ha debido ser realizada previamente en los institutos. En la PAU se marcan unas exigencias, y los alumnos que no llegan a ese nivel no aprueban el bachillerato. Esta conclusión se deduce del hecho de que casi todos los alumnos que aprueban bachillerato aprueben la PAU. Por tanto, se puede decir que la PAU condiciona la enseñanza en bachillerato, sobre todo en el segundo curso, en cuanto a los contenidos y en cuanto al nivel de exigencia. (Alonso, T., 2013)

2.- Justificación del Proyecto.

En este trabajo se pretende analizar la utilidad y adecuación de las pruebas propuestas en la PAU de acuerdo con sus objetivos teóricos y la influencia que esta tiene sobre las programaciones y el modo en que se trabaja en las clases de la asignatura Química II en segundo de Bachillerato.

Además, para completar el trabajo, analizaremos el tipo de problemas y cuestiones que aparecen en esa prueba utilizando los criterios proporcionados por la Didáctica de las Ciencias. Al final se propone un tipo de prueba más adecuado a los objetivos de Bachillerato y más cercano a los planteamientos de la Didáctica de la Química.

Para ello primero realizaremos un estudio comparando los objetivos generales del Bachillerato y los específicos de Química con los modelos didácticos teóricos. Demostraremos que los objetivos de esta asignatura son más adecuados a un modelo de enseñanza constructivista mientras que el tipo de problemas y cuestiones que aparecen en los exámenes de Química de la PAU en la Universidad de Cantabria en los últimos años son más fáciles de alcanzar con un modelo tradicional.

La hipótesis de trabajo, que trataremos de comprobar, es que existe un desajuste importante entre los exámenes de Química de PAU y los objetivos del segundo de Bachillerato. Trataremos de demostrar que con el tipo de examen propuesto es imposible comprobar si un alumno alcanza los objetivos propuestos y por tanto es imposible medir ese concepto tan “nebuloso” de la madurez del alumno. Más bien hemos encontrado que mientras que los objetivos del Bachillerato responden a modelos didácticos actuales el examen responde a un modelo didáctico tradicional.

Por otro lado la utilización de las aportaciones de la didáctica de las Ciencias nos permitirá comprobar que las pruebas PAU proporcionan una

visión simplificadora y sesgada, hacia el cálculo automático, de lo que es aprender Química.

Además, ya que la nota de selectividad en Química es determinante para estudiar carreras como Medicina o Enfermería fuertemente demandadas, su influencia en la forma de trabajar en clase es enorme. Así que, no sólo los alumnos dan suma importancia a este examen, sino que también los profesores de segundo de Bachillerato están fuertemente condicionados por él. Estos profesores basan su docencia durante segundo de Bachillerato en el entrenamiento de selectividad, arrinconando los objetivos propios de este curso.

Las calificaciones obtenidas en esta prueba de Química, y en general de PAU, tienen una gran repercusión social y se suelen usar para medir a los centros y por extensión a los profesores. Los resultados se publican incluso ordenando a los centros según las puntuaciones obtenidas por los alumnos que han presentado. Se publican listas con los resultados de cada centro, y de cada asignatura de forma que se convierte en una evaluación de los profesores, o del carácter público o privado del Centro Educativo. (Anexos tablas obtenidas del libro publicado por la Universidad de Cantabria de PAU de 2012)

La etapa educativa de bachiller tiene unos objetivos que marca el Real Decreto 1467/2007, por tanto esta etapa tiene sentido en sí misma con unos objetivos perfectamente definidos. Habría que pedir que el examen externo final, el examen de acceso a la universidad, midiera el logro de esos objetivos, ya que si no, se somete a todo el proceso educativo a una distorsión con la que es complicado convivir.

3.- Modelos didácticos de las ciencias experimentales.

Los Sistemas Educativos intentan adaptarse a los cambios sociales con reformas y leyes que habrá que evaluar para averiguar sus logros y deficiencias. En definitiva se trata de comprobar si los alumnos alcanzan los fines y objetivos que se proponen en los desarrollos legislativos.

Sin embargo existe prácticamente unanimidad en destacar la relevancia del profesorado en la mejora cualitativa de los sistemas educativos y en considerar al profesorado el factor clave que determina el éxito o el fracaso de cualquier reforma o innovación curricular.

En este escenario, los profesores tienen un papel fundamental para que los escolares tengan un aprendizaje de las ciencias atractivo, motivador, riguroso, y, al mismo tiempo, crítico, profundamente humano, y comprometido con los problemas de nuestro tiempo. (Mellado, V., 2001).

Numerosas investigaciones con o sobre el profesorado de ciencias (Mellado, 1998) inciden en la relevancia de sus ideas, concepciones y actitudes sobre la ciencia y sobre la forma de aprenderla y enseñarla, fruto tanto de su formación y experiencia profesional, como de los muchos años que previamente pasaron como escolares. Estas concepciones son a menudo implícitas, resultan más estables cuanto más tiempo llevan formando parte del sistema de creencias de cada persona, y en muchas ocasiones están alejadas de los puntos de vista defendidos por la nueva filosofía de la ciencia, de los modelos más innovadores de la didáctica de las ciencias, o de las actuales propuestas didácticas y curriculares.

Los modelos didácticos que se emplean en las ciencias experimentales condicionan tanto el aprendizaje como la concepción e interés por las ciencias por parte de los alumnos.

Los modelos didácticos constituyen un continuo con innumerables variantes pero se suelen sistematizar alrededor de los modelos didácticos siguientes: (Fernández, J., 1995)

- A. Tradicional, Transmisor-Receptor.
- B. Técnico, científicista.
- C. Artesano, humanista.
- D. Por descubrimiento.
- E. Constructivista.

A. TRADICIONAL, TRANSMISOR-RECEPTOR

El modelo tradicional es el más extendido en todas las etapas educativas aunque la LOGSE ya intentaba cambiarlo.

Este modelo tiene como meta capacitar a las mejores cabezas. La ciencia se aprende por la transmisión, por parte del profesor, de conocimientos ordenados y el aprendizaje es el resultado de la acumulación de conocimientos. Los alumnos son mentes vacías que se van llenando de conocimientos que se les exponen de forma verbal y escrita. El profesor es el encargado de transmitir los conocimientos que han sido determinados por expertos, es el protagonista de la clase y de todas las acciones y procedimientos que tienen lugar en el aula. Suele recaer en él la responsabilidad del éxito de la enseñanza. La documentación que se utiliza suelen ser libros de texto y apuntes que proporciona el propio profesor. Los objetivos son los propuestos en el currículo que marca la ley y la programación se basa en los contenidos que siguen una distribución “lógica” a lo largo de la asignatura.

La metodología es magistral, expositiva y demostrativa. Los alumnos forman un solo grupo, el grupo clase. La evaluación es sumativa, basada en distintos exámenes realizados a lo largo del curso. Los problemas suelen ser

de aplicación de la teoría y si se va al laboratorio es para hacer prácticas dirigidas.

B. TECNOLÓGICO CIENTIFICISTA.

Este es el modelo que va aumentando su presencia, aunque el tradicional sigue siendo el mayoritario, sobre todo en la etapa de Bachillerato.

Su meta es el saber social, es decir, la adquisición de cultura de diferentes disciplinas. La ciencia es un campo más que hay que aprender, el profesor dirige el aprendizaje dado que conoce la estructura cognitiva del alumno. Los estudiantes son mentes en blanco en las que hay que estructurar el carácter de las ciencias. La comunicación entre el profesor y el alumno es muy variada: verbal, audiovisual, prensa escrita, medios de comunicación, etc, pero siempre dirigida por el profesor y, como en el método anterior, predomina la lección magistral como forma idónea de enseñanza. Por tanto el profesor es el especialista en la materia que ejecuta la programación. Hay materiales más variados y se suelen utilizar guías elaboradas por el mismo profesor para ir guiando la secuencia de aprendizaje. La programación está basada en objetivos específicos dirigidos a adquirir conocimientos y capacidades según la lógica y la pauta de la disciplina.

La organización de la clase es en un solo grupo ya que se siguen planteando las clases de forma expositiva y magistral. Las prácticas suelen ser comprobaciones estructuradas de lo visto en teoría y suelen ir acompañadas de guiones descriptivos del procedimiento a seguir. Los medios utilizados son fichas, vídeos, ordenadores...

C. ARTESANO HUMANISTA.

Este modelo es muy practicado por docentes que no han tenido una formación específica para ser profesores. No han recibido una formación como profesionales de la docencia si no que han sido formados en un área del saber, siendo especialistas en una disciplina. Esto se da en la mayoría de los profesores de secundaria, que han ido aprendiendo la profesión a lo largo de su carrera como docentes. Han seguido los ejemplos de su propia vivencia como alumnos y aprendido de la experiencia diaria como docentes.

Su finalidad es preparar al alumno para una sociedad en constante cambio para el que hay que darles una estructura de conocimientos suficientes y actualizados. La ciencia es evolutiva y de invención personal, siendo un elemento en desarrollo y transformador de la sociedad. El aprendizaje tiene lugar a través de la investigación y la intuición, los estudiantes son mentes reacias a molderase y adaptarse por lo que tienen que desarrollar capacidades y aptitudes. La comunicación es interactiva y espontánea. El profesor es el motor de la clase, es una persona preparada teórica y técnicamente. Se da mucha importancia al cuaderno de trabajo del alumno y se usa una gran variedad documentación: libros, apuntes, manuales... Los documentos son aportados tanto por el profesor como por el alumno. Los objetivos no controlan lo que hay que hacer en clase, suelen estar implícitos en el contexto. Como no suelen explicitarse objetivos reales la programación se deja gobernar por los métodos y los contenidos. Es mucho más interdisciplinar que los métodos didácticos anteriores. Los estudiantes pueden formar grupos o no, según el trabajo que se vaya a desarrollar.

La metodología es magistral y activa, los métodos adquieren carácter directorio, son espontáneos, junto a las explicaciones del profesor se intercalan prácticas de laboratorio con un enfoque empirista-inductivo y las clases suelen basarse en la resolución de problemas y cuestiones. Hay una gran flexibilidad con respecto a los materiales que se usan. Se evalúan distintos indicadores

como la participación de los alumnos, el cuaderno de trabajo y los procedimientos para la resolución de problemas.

D. MODELO POR DESCUBRIMIENTO INVESTIGATIVO.

Este es un modelo de los más antiguos y pero también de los más evolucionados de las técnicas de aprendizaje. Se han usado como modelo los colegios tradicionales ingleses que han alcanzado mucho prestigio dado que en ellos estudió la élite del país anglosajón.

El desarrollo de la ciencia es un trabajo de investigación continua, tanto de forma individual como grupal, que es necesario para el progreso de la sociedad. El aprendizaje se produce por resolución de problemas de la vida real. El alumno madura espontáneamente y hay que prestar máxima atención a los procesos mentales. Los estudiantes son pequeños investigadores que van descubriendo el mundo que les rodea con la labor del profesor que facilita las condiciones de aprendizaje. La comunicación es prioritariamente entre los alumnos y el profesor apoya la investigación y el trabajo en grupo. Los alumnos tienen libre acceso a toda la información y en cualquier medio. Los objetivos están marcados por los intereses de los alumnos. Este método didáctico presenta una falta de atención a los contenidos y a la materia disciplinar, las clases se organizan alrededor de pequeñas investigaciones. La organización del aula depende del tema tratado, puede ser en grupo o individual.

La metodología seguida es la de investigación por descubrimiento libre con un método de proyecto o centro de interés y un marcado carácter empirista e inductista. Los alumnos de forma individual o en grupo solucionan problemas, cuestiones o temas recogiendo datos. El profesor ayuda y anima, prepara al alumno, lo coloca en situación para que haga los descubrimientos de las leyes y de la ciencia para construir el conocimiento. Se utiliza un material adaptado al trabajo de investigación. Se evalúan las actitudes y métodos que utilizan los alumnos así como los avances que van haciendo fruto de su trabajo.

E. MODELO CONSTRUCTIVISTA.

A raíz de los trabajos de Rosalín Driver surge el modelo constructivista que tiene muchos adeptos en el mundo de la didáctica (aunque no tanto en los profesionales de la docencia).

Este modelo quiere formar ciudadanos creativos y críticos. El aprendizaje se produce por resolución de situaciones problemáticas acorde con la estructura cognitiva de los alumnos. Los estudiantes son sujetos activos de su propio aprendizaje. La comunicación principal es por parte del profesor pero siempre interaccionando con los alumnos, tienen un papel muy notorio la interacción entre los propios alumnos. El profesor es asesor del alumno en sus investigaciones y director-coordinador de las puestas en común. También es el que organiza las actividades de aprendizaje. Los estudiantes tienen acceso a toda la información y a todos los libros, el cuaderno de trabajo tiene también un papel fundamental. Los objetivos tienen como base las ideas previas de los alumnos y como fin los procedimientos habilidades y conocimientos adquiridos con el tiempo. Los objetivos siempre son negociados con los estudiantes. La programación es una planificación del curso siempre negociable y con posibles cambios, suele ser interdisciplinar. Los grupos de trabajo son variables normalmente pequeños para fomentar el diálogo permanente de todos los miembros.

La resolución de problemas es la metodología aplicada. Los problemas se resuelven gracias a la investigación y a la puesta en común, siempre guiada por el profesor. Tiene más importancia el cómo. El profesor coordina a los alumnos suministrándoles ideas, explicaciones y material necesario para las actividades y experiencias. La evaluación es un proceso, no es un fin. Está planteada para conseguir los objetivos y metas, se fija en el progreso del alumno. Tiene una importancia notoria la autoevaluación.

4.- Los Objetivos de Química II. Relación con los modelos didácticos.

Después de haber descrito los modelos didácticos que más se usan en las disciplinas de ciencias experimentales, se va a estudiar cual de ellos sería el más idóneo para lograr los objetivos que se marcan en la asignatura de química de segundo de Bachillerato.

El Bachillerato consta de dos cursos con unos objetivos, procedimientos y contenidos específicos. No son unos cursos de preparación del examen de acceso a la universidad, son unos cursos con unos objetivos definidos. Es una etapa educativa sustancial que no puede basarse sólo en la preparación de un examen que, ni siquiera van a hacer todos los alumnos. Al terminar este ciclo se hará el examen de selectividad, que debería medir si estos objetivos se han alcanzado o no.

Uno de los objetivos de la PAU es medir la madurez de los alumnos que van a acceder a la Universidad. Para ello es necesario evaluar si se han alcanzado los objetivos marcados en bachiller. Así, la selectividad tendría que basarse en valorar si se han logrado los objetivos de la etapa.

El Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre, por el que se establece la estructura del bachillerato y se fijan sus enseñanzas mínimas, determina los aspectos básicos que deben formar parte del currículo de estas enseñanzas.

Los objetivos de química de bachiller son los siguientes.

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 científica 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 su uso 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.

Según la clasificación de modelos didácticos de José Fernández González, del Dpto. de Didácticas Especiales dentro del Área Didáctica Ciencias Experimentales, Centro Superior de Educación de la Universidad de La Laguna, que se han resumido en el apartado anterior, se va a analizar cual de estos modelos sería el más adecuado para alcanzar los objetivos que se marcan.

El primer objetivo es el único que hay en el que se habla de conceptos. La forma más extendida de aprender contenidos y la más rápida siempre que los alumnos sigan las clases es de forma tradicional. Aunque hay muchas más formas de aprender contenidos que además implican un aprendizaje significativo. Pero parece existir un cierto consenso en que estas propuestas requieren, en general, más tiempo para desarrollar los contenidos que el que se requiere en la enseñanza tradicional. (Moya, A., Campanario, J M., 1999).

El segundo objetivo dice *familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos*. En los dos primeros modelos las prácticas de laboratorio son muy dirigidas, son recetas que los alumnos siguen al pie de la letra. En el modelo constructivista los alumnos diseñan el experimento ellos mismos mientras que en el artesano humanista y en el modelo por descubrimiento el profesor prepara las prácticas, así que la parte de diseño sólo se cumple con el modelo E.

El tercer objetivo está presente en los modelos C, D y E. Quizá en el modelo tradicional y en el tecnológico científicista es en los que menos se pone en juego la utilización de las tecnologías ya que se dirige o la enseñanza y el material es proporcionado por el profesor que ya lo ha buscado y descrito en la programación. Así que la búsqueda de información de forma crítica y contrastada no es una finalidad de estos métodos.

En el cuarto objetivo se pretende que los alumnos utilicen un lenguaje científico. En los tres últimos modelos los alumnos participan mucho en la clase, incluso en dos de ellos la van dirigiendo. Aquí se practica constantemente la expresión tanto oral como escrita y se fomenta la utilización del vocabulario y la terminología científica. En el modelo tradicional el alumno solo “crea” textos en los exámenes e incluso en estos se trata de repetir (fielmente) los textos que ha proporcionado el profesor o el libro.

Valorar la evolución de la ciencia y la tecnología y evitar pensamientos dogmáticos se aprende fácilmente en los modelos que se basan en la investigación y el descubrimiento. Así que en los tres últimos modelos se puede alcanzar el quinto objetivo durante el desarrollo normal de la clase.

El objetivo seis creo que se puede lograr desde cualquier modelo. Incluso con los dos primeros, en los que el profesor dirige la clase y elige todos los materiales se pueden poner ejemplos y dar explicaciones precisas y realistas que lleven a valorar tanto los beneficios que producen la ciencia y la tecnología como los problemas que derivan de su uso no sostenible. Quizás la costumbre hace que un modelo tradicional tienda a olvidar las relaciones entre la Química y la sociedad manteniendo las explicaciones en un campo de “pureza” de las ciencias. Podemos realizar problemas sobre combustión pero no mencionar los efectos de estas reacciones en el medio ambiente o en la sostenibilidad de la sociedad en la que vivimos.

El último objetivo es reconocer los retos a los que se enfrenta la ciencia en la actualidad. Con clases magistrales los alumnos pueden aprenderse esos problemas pero es más difícil que los comprendan y se involucren. Este objetivo se lograría con facilidad con materiales de actualidad como periódicos y videos. Creo que con los otros tres modelos este objetivo es más fácil de lograr.

Como resumen de lo explicado anteriormente se muestra la siguiente tabla, en la que se indica qué modelo didáctico es más apropiado para alcanzar cada uno de los objetivos que marca la Ley.

Tabla 1. Modelo didácticos y objetivos del Bachillerato

Objetivo	Tradicional	Tecnológico-Cientificista	Artesano-Humanista	Por descubrimiento	Constructivista
1	X	X			
2					X
3			X	X	X
4			X	X	X
5			X	X	X
6	X	X	X	X	X
7			X	X	X

Analizando la tabla anterior se concluye que tanto el método tradicional como el tecnológico científicista no son útiles para lograr los objetivos de química de segundo de Bachillerato. El artesano-humanista y el modelo por descubrimiento no pretenden que los alumnos aprendan conceptos y contenidos y tampoco diseñan prácticas de laboratorio, algo que sí se persigue en el modelo constructivista.

Así que el modelo constructivista es el más adecuado para lograr los objetivos que marca el Real Decreto 1467/2007, aunque faltaría una intervención intencionada para que los estudiantes adquieran los contenidos marcados ya que en este modelo la programación está siempre sujeta a cambio y se negocia con los alumnos. Los contenidos aquí no tienen gran importancia, así que siguiendo este método habría que hacer más hincapié en los conceptos prescritos.

5.- Ideas actuales sobre la resolución de problemas

La resolución de problemas se considera un vehículo para aprender a enfrentarse a la vida gestionando la información y tomando decisiones. Las asignaturas de ciencias son el ámbito perfecto para entrenar a los alumnos en este aspecto tan importante de las competencias básicas. Así, planteando problemas y analizando cómo los resuelven los alumnos, se puede medir tanto la madurez que van alcanzando, como los conocimientos y procedimientos que han adquirido.

Entre los objetivos principales de las asignaturas de ciencias están que los alumnos asimilen unas informaciones, conceptos y principios, y que sean capaces de transferirlos para solucionar los problemas que la vida les plantee. Es evidente, pues, que en la solución de problemas se obliga a los alumnos a transferir los aprendizajes realizados. Entendiendo por problemas aquéllos que tiene las siguientes características:

- hacen reflexionar al alumno.
- estar relacionados con los intereses, motivaciones y contexto sociocultural del alumno a quienes van dirigidos.
- los conceptos, principios, reglas, etc., objeto de aprendizaje, están incluidos bien en el enunciado del problema, bien en el proceso de resolución, bien en los resultados obtenidos,
- en el texto de la situación problemática se proporcionan unas informaciones y se solicitan unos datos. (Bautista, A., 1988)

El problema adquiere así una dimensión central como actividad de enseñanza-aprendizaje, tanto de conceptos como de habilidades, como evaluadora no sólo de dicho aprendizaje sino de los propios mecanismos cognitivos puestos en juego por el educando. Así se podrían evaluar las características del solucionador tales como el conocimiento teórico, habilidades cognitivas, creatividad, actitud, madurez...

El problema podría ser definido genéricamente como cualquier situación prevista o espontánea que produce, por un lado, un cierto grado de incertidumbre y, por el otro, una conducta tendente a la búsqueda de su solución. (Perales, F.J., 1993)

Según Perales, F.J. (1993) dos grandes fases de actuación que configurarán la estrategia didáctica basada en la resolución de problemas:

- Fase de comprensión, en la que se desarrollarán los procesos de asimilación y análisis.
- Fase de planificación, donde se pondrá de manifiesto la transferencia y síntesis de los datos e informaciones previamente asimiladas y analizadas.

Por tanto el tipo de problemas y las técnicas que se ponen en juego para resolverlos, son un método óptimo para evaluar la madurez y los conocimientos adquiridos por los alumnos. Pero no vale cualquier problema. Se suele confundir lo que son problemas reales con ejercicios escolares. Los ejercicios son algo mecánico que se resuelven sin poner en juego los conocimientos y los distintos procedimientos aprendidos en la asignatura. En muchos casos los ejercicios de Química se pueden resolver aplicando mecánicamente unas reglas (que pueden ser largas y complejas) preestablecidas. No hay que pensar, solo recordar la regla y aplicarla. La principal diferencia entre los ejercicios que se plantean en la enseñanza y aquéllos que tienen lugar en la vida cotidiana estriba en que en el primer caso lo importante no es la obtención de la solución (a menudo conocida) sino más bien el proceso para llegar a ella; en cambio, ocurre lo contrario en los problemas cotidianos

La resolución de problemas implica primero el proceso mediante el cual la situación incierta es clarificada e después, en mayor o menor medida, la aplicación de conocimientos y procedimientos por parte del solucionador así como la reorganización de la información almacenada en la estructura cognitiva (Novak 1977), es decir, un aprendizaje verdadero.

La clasificación de los distintos tipos de problemas siguiendo a F.J. Perales, (1993) en su artículo: *La resolución de problemas: Una revisión estructurada* la podemos realizar en los siguientes ejes:

a) Campo de conocimiento implicado.

Un problema típico de la enseñanza involucra una sola asignatura, un solo tema y a veces una única pregunta, en cambio un problema real involucra varios campos de conocimiento.

b) El proceso de resolución de problemas.

Los problemas cerrados son aquellas tareas que contienen toda la información precisa (y no tienen datos irrelevantes) y son resolubles mediante el empleo de un cierto algoritmo por parte del solucionador. Los problemas abiertos, por el contrario, implican la existencia de una o varias etapas en su resolución que deben ser aportadas por el solucionador mediante una acción de pensamiento productivo. (López, 1989).

c) Tipo de tarea.

Dentro ya del contexto de la enseñanza de las ciencias, se entiende por problemas cualitativos aquéllos que en su resolución no se precisa recurrir a determinaciones numéricas, debiendo resolverse de forma verbal/escrita; normalmente se refieren a la interpretación científica de fenómenos reales y se les denomina con cierta frecuencia «cuestiones». Por el contrario. Los problemas cuantitativos, o simplemente «problemas», exigen cálculos numéricos efectuados a partir de las ecuaciones correspondientes y de los datos disponibles en el enunciado.

d) Las estrategias de resolución.

Las estrategias de resolución son muchas, las más comunes en los problemas que se plantean a bachilleres son: la sustitución de los datos en una fórmula matemática, seguir unos pasos para llegar a la solución o a un algoritmo final, hacer algún experimento práctico, plantear diferentes hipótesis e resolución, que existan varios tipos de solución y elijas una justificando por qué, que haya que razonar o utilizar algún concepto memorizado de la teoría de la asignatura.

Según estas estrategias podemos distinguir:

- Ejercicios. Aplicación directa de una fórmula.
- Algorítmicos. Aplicación directa de una serie de pasos prefijados.
- Heurísticos. La estrategia de resolución es más compleja y no está prefijada. Puede ser necesario buscar información complementaria, indagar varias posibilidades, etc
- Creativos. Es necesario por el solucionador ideas “nuevas” que movilicen sus conocimientos para resolver la situación. Por ejemplo: ¿Diseñar un experimento para comprobar el carácter iónico de un compuesto químico?

Se clasificarán los problemas y cuestiones, según estos ejes, que se plantean en las Pruebas de Acceso a la Universidad desde el 2010 hasta el 2013.

6.- Análisis PAU de Química de Cantabria.

El nuevo proyecto de ley de educación propone hacer exámenes externos después de cada etapa educativa. Por ahora sólo hay una prueba externa después de bachiller, la Selectividad. Esta prueba la realiza la Universidad de cada Comunidad Autónoma y se presentan los alumnos que habiendo obtenido el título de bachiller quieren entrar en la Universidad. Es importante destacar que no es necesario aprobar este examen para tener el título de bachiller, si no que es un examen independiente, no vinculado a la obtención del título.

Presentarse a la Prueba de acceso a la Universidad es obligatorio sólo para los alumnos que quieran acceder a una universidad pública y las universidades privadas que así lo requieran. Pero hay muchos alumnos que han sido alumnos de esta etapa de la educación secundaria y la han terminado con éxito que al finalizar, no van a ir a la universidad y por tanto no tienen que presentarse a este examen. El Bachillerato consta de dos cursos con unos objetivos, procedimientos y contenidos específicos que tienen sentido en sí mismo, no son unos cursos de preparación del examen de acceso a la universidad. Al terminar este ciclo se hará el examen de selectividad, que debería medir si estos objetivos se han alcanzado. Es la PAU la que se tiene que adaptar a todos los objetivos del Bachillerato, no al revés.

Es un examen que consta de problemas y cuestiones. Vamos a analizar como son estos problemas y cuestiones y si consiguen medir el logro de los objetivos que se marca tanto la propia selectividad (madurez y conocimiento del alumno) como el propio Bachillerato.

También se analizará que modelo didáctico es el más apropiado seguir en bachillerato para superar con éxito esta prueba y si corresponde con el modelo didáctico que habría que seguir para alcanzar los objetivos de bachiller.

6.1.- Las pruebas de PAU y los objetivos de segundo de Química II.

Se observa que los problemas que se plantean en la PAU son, por regla general, problemas en los que se da gran importancia a ciertos objetivos que se marcan en el currículo de bachiller. De los siete objetivos que se contemplan en esta etapa, no se está teniendo en cuenta ni evaluando en el examen de selectividad más que el objetivo número uno, que es el que dice: “Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción”.

Incluso ese primer objetivo se entiende de forma restringida y más que utilizar con autonomía se prima utilizar de forma mecánica y repetitiva.

Ya hemos visto que el modelo didáctico más apropiado para enseñar los contenidos puros de ese tipo es el modelo tradicional, por ser el más rápido, aunque con él no se consiga un aprendizaje significativo.

Esto influye en la didáctica de segundo del curso de química II ya que los conceptos clásicos que entran en el examen y los ejercicios mecánicos son muchos y si se emplea otro modelo didáctico que no sea el tradicional no da tiempo a explicarlos todos. Por tanto el profesor que desea preparar a sus alumnos para superar con éxito esta prueba (y a ser posible con una nota alta) dedica su tiempo a conseguir alcanzar esa parte del primer objetivo y deja los demás en un segundo plano.

Así que la preparación de este examen condiciona las programaciones de los centros que en un gran número de ocasiones se centran en preparar esta prueba durante el curso completo. Esto carece de sentido si se tienen en cuenta que este examen es independiente del Bachillerato, y al final la única finalidad que se consigue es ordenar a los alumnos de cara a la entrada en determinadas facultades.

6.2.- Los problemas propuestos en la PAU y la didáctica de las ciencias.

Se van a clasificar los problemas planteados en selectividad desde el 2010. Se clasifican a partir de este año porque fue cuando comenzó un modelo de examen distinto al anterior. Este nuevo modelo consta de dos opciones con cinco problemas cada una y hay que elegir una opción completa. Hasta ese momento se elegían tres cuestiones de entre cinco y un bloque de entre dos que contenía dos problemas.

A continuación se van a analizar los tipos de problemas que se plantean en las Pruebas de Acceso a la Universidad según la clasificación vista anteriormente desde el 2010 hasta el 2013.

Las tablas con la clasificación de cada problema se presentan en el anexo 3. A continuación se comentan los resultados obtenidos.

A) Análisis sobre el campo de conocimiento implicado.

Los problemas que se resuelven en clase sólo hacen referencia al tema concreto que se está tratando. Nunca se mezclan conceptos entre distintos temas y mucho menos entre diferentes asignaturas. Esto se traslada exactamente igual a los exámenes de selectividad. Los problemas del examen son de un tema concreto y que no intervienen conceptos ni procedimientos de otros temas de la asignatura. El 100% de los problemas de selectividad son problemas cerrados con un solo campo de conocimiento implicado.

B) Análisis sobre el proceso de resolución.

La gran mayoría de los problemas son de tipo cerrado aunque en general en todos los exámenes existe uno o dos problemas de tipo abierto exceptuando en examen de septiembre de 2010 y en los del 2013.



Gráfico 1: Proceso de resolución

C) Análisis sobre el tipo de tarea.

La mayoría de los problemas que se presentan tienen una respuesta totalmente cuantitativa. Son ejercicios que se resuelven haciendo un cálculo numérico o dando una respuesta escrita pero a algo muy concreto y que la mayor parte de las veces se ha tenido que memorizar antes. Hay unos cuantos problemas que tienen respuesta cuantitativa pero con un apartado cualitativo al tener que hablar sobre algún aspecto teórico relacionado con el problema.

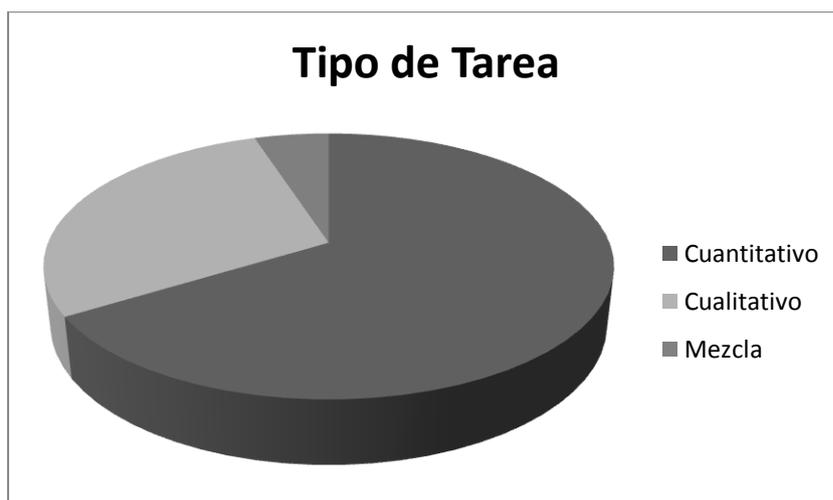


Gráfico 2: Tipo de tarea

D) Análisis sobre las estrategias de resolución.

Hay diferentes métodos de resolución aunque en general todos son bastante mecánicos. En los últimos años han aumentado los problemas que proponen razonar. Aunque como ya hemos dicho, en el enunciado se plantean unas condiciones muy concretas, dando lugar a respuestas cerradas, mecánicas, que se pueden responder, en su mayoría, con conceptos teóricos aprendidos de memoria. La mayoría de los problemas son de “sustitución” o de “seguir pasos” son problemas que se resuelven aplicando un método.

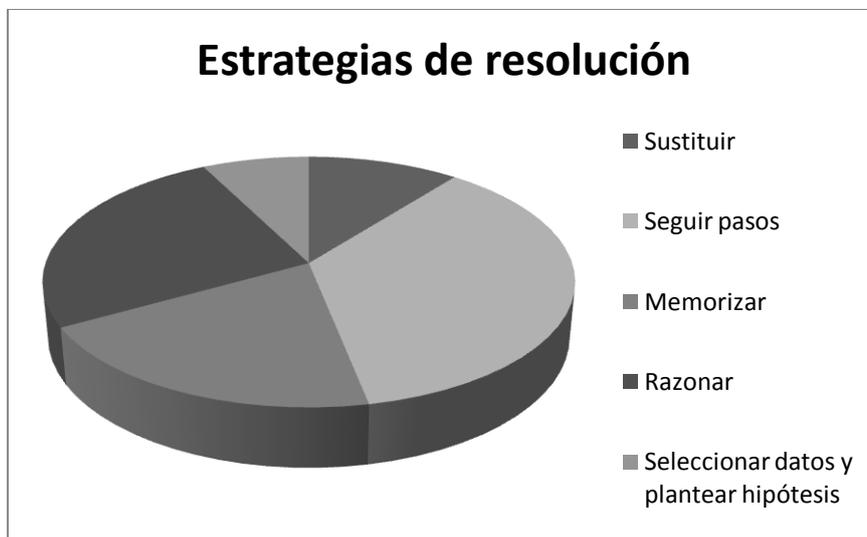


Gráfico 3: Estrategias de resolución

7.- Propuesta de una posible PAU de Química.

La selectividad es una prueba para acceder a la universidad (y para poder acceder a determinadas Facultades muy solicitadas), independiente, aunque consecutiva al Bachillerato.

En una asignatura de ciencias es aceptable el planteamiento de cuestiones y problemas aunque en cualquier caso las propuestas deben tratar de recoger la mayoría de los objetivos del Bachillerato. Aunque es un examen que hay que hacer en un tiempo determinado y al que se presentan una gran cantidad de estudiantes que se presentan al examen, la única opción posible no es resolver problemas cerrados o cuestiones inmediatas. Podemos buscar comentar pequeños textos, cuestiones tipo test, problemas abiertos, planteamiento de experiencias etcétera.

Como ya hemos visto la resolución de problemas conlleva que los alumnos hayan adquirido los conocimientos y diferentes estrategias y procedimientos de resolución. Los estudiantes tienen que entender el problema, formular hipótesis hacer una planificación y después resolverlo. Los problemas no son ejercicios, no tienen que resolverse de forma mecánica.

Con problemas de este tipo se mide la madurez de los alumnos y también los conocimientos y capacidades adquiridos. Se evalúa si el alumno puede seguir estudios superiores, ya que tanto en la universidad como en su vida laboral los problemas que van a tener que resolver no van a ser mecánicos, van a intervenir varias ramas del conocimiento diferentes, habrá varias formas de solucionarlo y tendrán que ser críticos para ver cuales de ellas eligen.

Las pruebas deben tener un contexto real adaptado a los contenidos aprendidos en bachiller y que valore algo más que conceptos. Se tendrían que planear problemas tipo PISA, con preguntas de actualidad y utilizar evidencias científicas y conceptos adquiridos para resolver estos problemas. Es mucho

más difícil plantear estas pruebas pero tenemos todo un curso para pensarlas si creemos que merece la pena.

Ejemplo de prueba:

1.- En un recipiente cerrado y vacío de 200mL se introducen 0,640 g de bromo y 1,016 g de yodo. Se eleva la temperatura a 150°C y se alcanza el equilibrio. El valor de K_c para este equilibrio a 150°C es de 280. Calcular:



- El valor de K_p para este equilibrio a 150°C.
- La presión total en el equilibrio.
- Los gramos de yodo en el equilibrio.

DATOS: Masas Atómicas relativas: Br= 80; I=127; R= 0.082 atm L mol⁻¹ K⁻¹

2.- Estima cuánto tiempo pueden estar respirando con las ventanas y la puerta herméticamente cerradas las 25 personas que se encuentran dentro de un aula del IES.

DATOS: Capacidad pulmonar media de un adulto: 3500ml.

3.- Como sabes una industria química importante en Cantabria es SOLVAY.

- Indica los principales productos que elabora esta fábrica.
- Recientemente hemos leído los problemas que tiene esta fábrica relacionados con el precio de la energía eléctrica. ¿Por qué es importante la energía eléctrica en esta fábrica?
- Explica por qué sale vapor de agua en las torres de esta fábrica que se ven desde la carretera.

4.- Explica qué es el grafeno y que puede aportar este nuevo material a la sociedad.

5.- Explica como calcularías de forma práctica en un laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico.

8.- Conclusiones.

En este trabajo se pretendía analizar la utilidad y adecuación de las pruebas propuestas en la PAU de acuerdo con sus objetivos teóricos de la etapa de bachiller y la influencia que esta tiene sobre las programaciones y el modo en que se trabaja en las clases de la asignatura Química II en segundo de Bachillerato.

Después de haber analizado los exámenes de PAU de Química y haber hecho un estudio comparativo entre el tipo de problemas planteados y los objetivos de la etapa, además de un análisis del tipo de didáctica que se debe emplear tanto para lograr estos objetivos como para poder superar la PAU se concluye:

1. Los exámenes de selectividad que están planteados hoy en día no cumplen el objetivo de medir el grado de madurez del alumno entendido este como alcanzar los objetivos de la PAU del Bachillerato. Se observa que los problemas que se plantean en la PAU son, por regla general, problemas en los que se da importancia solo a ciertos contenidos que se marcan en el currículo de bachiller. De los siete objetivos que se contemplan en esta etapa, no se está teniendo en cuenta ni evaluando en el examen de selectividad más que parte del objetivo número uno, que es el que dice: "Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción".
2. La gran cantidad de problemas mecánicos que se piden para esta prueba, la dificultad que tienen para los alumnos y la importancia de la calificación hacen que la didáctica empleada en segundo de bachillerato no sea la más apropiada para lograr los objetivos de la asignatura.

3. La etapa de bachillerato tiene un sentido en sí mismo ya que pretender formar ciudadanos críticos y preparados para el futuro. No tiene sentido por tanto que segundo de bachiller se convierta de facto en un curso exclusivamente de preparación para la PAU. Bachiller es una etapa que realizan muchos alumnos, no sólo los que van a ir a la Universidad, también los que después harán CFGS y ellos no tienen que presentarse a la PAU. Por tanto, los objetivos de bachiller tienen que ser el propósito del curso y no superar la PAU.
4. El tipo de problemas y cuestiones que se piden en la PAU miden las destrezas de los alumnos en tareas cerradas y mecánicas. Estas tareas capacitan tan solo para estudios profesionales relacionados con la química y además de un forma sesgada y parcial.
5. El único objetivo que realmente logra la PAU es baremar a los alumnos para elegir ciertos estudios muy demandados. Pero ya hemos señalado los defectos de esta baremación y sobre todo la influencia negativa que está teniendo en el desarrollo diario de las clases.

BIBLIOGRAFÍA

- Albares Medrado, F., Garrido del Solo, C., Hernández Puche, M., Rodríguez Guarnizo, J., & Sánchez Muliterno, A. (1992). Análisis de la prueba de selectividad de química de la Universidad de Castilla-La Mancha. *Ensayos*. Albacete, 1992, 6: 171-186.
- Alberola, C., Vila, F., Barutell, A., y Llopis, R. (1992). Estudio de una alternativa al examen tradicional de Geología en selectividad. *Enseñanza de las Ciencias de la Tierra*, 23-36.
- Alonso Lanza, T. (2013). Diferentes modelos de evaluación a través del análisis de las Pruebas de Acceso a la Universidad de la asignatura de Física. J. Largo (dir.). Trabajo Fin de Máster. Facultad de Educación. Universidad de Cantabria.
- Alonso Sánchez, M., Gil Pérez, D., & Mtnez-Torregrosa, J. (1996). Evaluar no es calificar. *Investigación en la Escuela*, 30: 15-26.
- Alonso, M., Y Gil, D., (1992). Los exámenes de Física en la enseñanaza por transmisión y en la enseñanza por investigación. *Enseñanza de las Ciencias*, 10 (2): 127-138.
- Aparicio, J. J. (1992). Hacia un análisis de los factores que determinan la calidad de la enseñanza en la enseñanza media. *Tarbiya*, 32: 5-7.
- Ariza, P. (1998). Pasado, presente y futuro de la didáctica de las ciencias. *Enseñanza de las ciencias*, 16 (1): 175-185.
- Bautista, A., (1987). Fundamentación de un método de enseñanza basado en la resolución de problemas. *Revista de Educación publicada por el Ministerio de Educación y Ciencia.*, 282: 151-161.

- Biezma Moraleda, M. V., Suárez Bermejo, J. C., y López Martín, F. (2008). Planteamiento de la docencia en asignaturas de ciencia e ingeniería. Universidad Politécnica de Madrid.
- Caamaño, A., & Paixão, F. (2006). Qué opina el profesorado sobre la orientación y los contenidos del currículum de Química en el Bachillerato?. Las relaciones CTS en la Educación científica. Recuperado de <http://hdl.handle.net/10400.11/1273>
- Moya, A., & Campanario, J. M. (1999). ¿ Cómo enseñar ciencias? Principales tendencias y propuestas. Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas, 17(2): 179-192.
- de Pro Bueno, A. (2006). Perfil de la «reforma logse» y perfil de uso: los fundamentos de los proyectos curriculares de física y química en centros de secundaria. Enseñanza de las Ciencias, 24(3), 337-356.
- Díaz Durán, M. D., (2004). Acceso a la Universidad, opción de estudio y rendimiento académico. Un estudio de muestra en la Universidad de Málaga. Tesis Doctoral. Departamento de ciencias de investigación e innovación educativa. Universidad de Málaga. Recuperada de <http://hdl.handle.net/11162/27647>
- Dumas, A., Furió, C., & Garret, R. (1990). Formación inicial del profesorado de ciencias en Francia, Inglaterra y Gales y España. Análisis de la organización de los estudios y nuevas tendencias. Enseñanza de las Ciencias, 8(3).
- Escorza, T. E. (1997). Investigaciones sobre el procedimiento de selección de universitarios en España: una revisión comentada. Revista de educación, 314: 7-27.

- Escudero Muñoz, J.M. (1981). Modelos didácticos. Oikos-Tau. Barcelona.
- Fernández, J., y Orribo, T. (1995). Los modelo didácticos en la enseñanza de la física. Centro Superior de Educación. Universidad de La Laguna. Presentado en: Congreso de la Didáctica de la Física. Universidad Nacional de Educación a Distancia. Septiembre de 1995, Madrid.
- Garcia-Vera, A. B. (1987). Fundamentaciónn de un método de enseñanza basado en la resolución de problemas. Revista de educación, 282: 151-160.
- García-Vera, A. B. (1988). Evaluación de estrategias de resolución de problemas. Revista de educación, 287: 275-286.
- Gil, D., Martínez, J., (1990). ¿Cómo evaluar si se hace ciencia en el aula?. Alambique, 20, 17-27.
- Gil, L. V. (2005). Los sistemas educativos europeos y la formación de profesores. Los casos de Francia, Reino Unido, España y Finlandia. Revista de educación, 336: 169-187.
- Grau, R., Cuxart, A., (2002). La calidad en el proceso de corrección de las Pruebas de Acceso a la Universidad: variabilidad y factores. Revista de Investigación Educativa, 20 (1): 209-223.
- Jiménez, V. M. (2001). ¿ Por qué a los profesores de ciencias nos cuesta tanto cambiar nuestras concepciones y modelos didácticos?. Revista Interuniversitaria de Formación del Profesorado, 40: 17-30.

- Kempa, R. F. (2006). Resolución de problemas de química y estructura cognoscitiva. *Enseñanza de las Ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 4(2): 99-110.
- López, F., 1989. Dependencia-independencia de campo y educación científica. *Revista de Educación*, 289: 235-258.
- Más, C. F., Aranzábal, J. G., Peña, A. V., & Romo, V. (2001). Finalidades de la enseñanza de las ciencias en la secundaria obligatoria: ¿alfabetización científica o preparación propedéutica?. *Enseñanza de las Ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 19(3): 365-376.
- McLean, M., (1995). Contenidos, enseñanza y aprendizaje en la Educación Secundaria de los países de la Unión Europea. *Revista Iberoamericana de Educación*, 9, 13-76.
- Mellado, V. (1998). La investigación sobre el profesorado de ciencias experimentales. En Banet y Pro(Eds.), *Investigación e Innovación en la Enseñanza de las Ciencia*, 1: 272-283. Murcia.
- Menéndez, J. J. S. (2004). La situación de la química en la Educación Secundaria Obligatoria y el Bachillerato. *Química e industria: Qel*, 557: 31-41.
- de Miguel Díaz, M., Apocada Urquijo, P., Arias Blanco, J. M., Escudero Escorza, T., Rodríguez Espinar, S., & Vidal García, J. (2002). Evaluación del rendimiento en la enseñanza superior. Comparación de resultados entre alumnos procedentes de la LOGSE y del COU. *Revista de Investigación Educativa*, 20(2): 357-383.

- Moya, A., & Campanario, J. M. (1999). ¿ Cómo enseñar ciencias? Principales tendencias y propuestas. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 17(2): 179-192.
- Muñoz, F., (1995). El acceso a la Universidad en España: Perspectiva histórica (1). *Revista de Educación*, 308: 31-61.
- Muñoz-Repiso, M. y Izaguirre, M. M., (1997). El sistema de acceso a la universidad en España: tres estudios para aclarar el debate. Ministerio de Educación.
- Murillo, F. J., (1997). Análisis de las pruebas que conforman la selectividad. *Revista de Educación*, 314, 49-62.
- Navarro Gómez, M. L., & Marcenaro Gutiérrez, O. D. (2001). Un análisis microeconómico de la demanda de educación superior en España. *Estudios de Economía Aplicada*, 19: 69-86.
- Perales Palacios, F. J. (1993). La resolución de problemas: una revisión estructurada. *Enseñanza de las Ciencias*, 11(2), 170-178.
- Portolés, J. J. S. (2006). ¿ Podemos predecir el rendimiento de nuestros alumnos en la resolución de problemas?. *Revista de Educación*, 339: 693-710.
- Rambla, F. X., & Pros, N. (2005). La descentralización educativa en España: una mirada comparativa a los sistemas escolares de las Comunidades Autónomas. *Fundació Carles Pi i Sunyer*.
- Rico, L. (2009). Marco teórico de evaluación en PISA sobre matemáticas y resolución de problemas. *Colección Digital Eudoxus*, 22.

- Rodríguez, J. A., (2011). Fracaso académico en la Universidad.: un estudio piloto a través de la complementación metodológica para el análisis de sus posibles causas. Tesis Dctoral. Universitat Jaume I.
- Rodríguez, S., Fita, E., y Torrado, M. (2004). El rendimiento académico en la transición secundaria-universidad.Revista de educación, 334: 391-414.
- Rojo, V. Á., Jiménez, E. G., Flores, J. G., y Rodríguez, S. R. (2002). Evaluación del curso de orientación e iniciación a los estudios universitarios.Revista de Investigación, 20(2): 411-429.
- Rupérez, F. L., & Gómez, C. P. (1992). Resolución de problemas de química, mapas conceptuales y estilo cognitivo. Revista de educación, 297: 293-314.
- Sanmartí i Puig, N. (2001). Enseñar a enseñar ciencias en secundaria: un reto muy completo. Revista interuniversitaria de formación del profesorado, 40: 31-48.
- Universidad de Cantabria: PUBliCan, Ediciones de la Universidad de Cantabria, D.L. (2012). Pruebas de acceso a la universidad [Recurso electrónico]: Bachillerato LOE, Ciclos Formativos de Grado Superior: 2012-2013 / coordinación general, Cecilia Pola Méndez. Santander: Vicerrectorado de Estudiantes
- Vazquez, A., (1992). Calificaciones, pruebas objetivas y aprendizaje significativo en química y física de COU. Investigación y experiencias didácticas, 10 (3): 275-284.

LEGISLACIÓN

- España. (2006). Ley Orgánica 2/2006, de 3 de mayo, de Educación. *BOE de*, 4.
- España. (2007). Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre, por el que se establece la estructura del bachillerato y se fijan sus enseñanzas mínimas. Ministerio de la Presidencia, Madrid.

ANEXOS

ANEXO 1: EXÁMENES PAU QUÍMICA DEL 2010 AL 2013



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2010

QUÍMICA

INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa de problemas. Cada problema tiene una calificación de 2 PUNTOS. Cada cuestión tiene una calificación de 2 PUNTOS.
2. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

Problemas

1. [2 PUNTOS] En un recipiente cerrado y vacío de 200 ml se introducen 0,640 g de bromo y 1,016 g de yodo. Se eleva la temperatura a 150 °C y se alcanza el equilibrio:



El valor de K_c para este equilibrio a 150 °C es 280. Calcular:

- a) El valor de K_p para este equilibrio a 150 °C
- b) La presión total en el equilibrio
- c) Los gramos de yodo en el equilibrio

DATOS: Masas atómicas: Br = 80; I = 127.

$$R = 0.082 \text{ atm} \cdot \text{L} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$$

2. [2 PUNTOS] ¿Qué volumen de cloro se obtiene, medido a 27 °C y 670 mm de Hg de presión, al realizar la electrolisis de una disolución de NaCl haciendo pasar una corriente de 200 amperios durante 12 horas?

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5.

$$1F = 96500 \text{ culombios}$$

Cuestiones

- A. [2 PUNTOS] Razona si son ciertas o falsas las siguientes propuestas:

- a) La disolución de una sal cuyo anión proceda de un ácido fuerte y el catión de una base débil, tiene un pH básico.
- b) Cuanto más débil es un ácido AH, su base conjugada A⁻ es más fuerte.

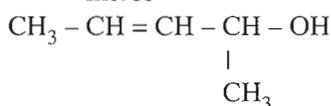
- B. [2 PUNTOS] Dadas las siguientes sustancias: fluor, (F₂); fluoruro sodico, (NaF); fluoruro de hidrógeno, (HF).

- a) Explica razonadamente el tipo de enlace que se puede encontrar en cada una de ellas, intermolecularmente e intramolecularmente.
- b) Ordénalas, razonadamente, de mayor a menor punto de fusión.

DATOS: Números atómicos: H = 1; F = 9; Na = 11.

- C. [2 PUNTOS] a) Indica los tipos de isomería estructural que conoces y explica en que consiste cada uno de ellos. Pon un ejemplo sencillo.

- b) Indica si la siguiente molécula presenta algún tipo de isomería espacial. Escribe y nombra los posibles isómeros



OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

Problemas

1. [2 PUNTOS] Se mezclan 45 ml de HCl 0,03 M con 30 ml de NaOH 0,05 M. Consideramos los volúmenes aditivos:
- ¿Cuál será el pH de la mezcla?
 - ¿Qué volumen adicional de una de las dos disoluciones iniciales tendríamos que añadir a la mezcla para que el pH fuera 7?
2. [2 PUNTOS] Suponiendo que el carbón está formado exclusivamente por carbono, el gas natural por metano y la gasolina por hexano. Cuando se queman:
- ¿Qué cantidad de estas tres sustancias se requiere para obtener una misma cantidad de energía, por ejemplo 1000 KJ?
 - ¿Cuál de las tres sustancias produce menos contaminación (cantidad de CO₂) por unidad de energía producida?

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

$$\Delta H^\circ \text{ formación CO}_2(\text{g}) = -393 \text{ KJ/mol;}$$

$$\Delta H^\circ \text{ formación H}_2\text{O}(\text{l}) = -286 \text{ KJ/mol;}$$

$$\Delta H^\circ \text{ formación metano} = -75 \text{ KJ/mol;}$$

$$\Delta H^\circ \text{ formación hexano} = -225 \text{ KJ/mol.}$$

Cuestiones

- A. [2 PUNTOS] Dibuja una pila construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata. Indica qué electrodo será el ánodo, cuál será el cátodo, la dirección del flujo de electrones, el potencial de la pila y las semirreacciones que tiene lugar en cada electrodo.

DATOS: $E^\circ (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V}$

$E^\circ (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0.80 \text{ V}$

- B. [2 PUNTOS] Se dispone de un recipiente que contiene C(s), H₂(g) y CH₄(g) en equilibrio según :



Indica razonadamente si la concentración de metano aumentará, disminuirá o permanecerá constante si:

- Aumenta la temperatura
 - Aumenta la presión a T constante
 - Se introduce C(s) en el recipiente a T constante
 - Se elimina parte del H₂(g) presente a T constante
- C. [2 PUNTOS] a) Define potencial (o energía) de ionización y afinidad electrónica. Pon un ejemplo en cada caso
b) Indica razonadamente como varían estas propiedades en un periodo del Sistema Periódico.



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2010

QUÍMICA

INDICACIONES

1. Debe elegir una opción completa. Cada problema tiene una calificación de 2 PUNTOS. Cada cuestión tiene una calificación de 2 PUNTOS.
2. Separe claramente unos problemas de otros y unas cuestiones de otras.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

Problemas [2 PUNTOS CADA UNO]

1. La gasolina es una mezcla de hidrocarburos entre C_5 y C_{10} . Calcula:
 - a) Calor desprendido en la combustión de 5 L de una gasolina que contiene 50% de octano, 30% de hexano y 20% de pentano (porcentaje en peso).
 - b) La entalpía de formación del pentano.

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.

ΔH° formación $CO_2(g) = -393$ KJ/mol; $H_2O(l) = -286$ KJ/mol; octano = -250 KJ/mol

ΔH° combustión: pentano = -3537 KJ/mol; hexano = -4163 KJ/mol

Densidad de la gasolina = 0.83 g/cm³

2. Una mezcla de óxidos de hierro (III) (Fe_2O_3) y de óxido de Zn (II) (ZnO) de masa 0,174 g se disuelven en ácido clorhídrico (HCl) concentrado y mediante las operaciones oportunas el hierro (III) se reduce a hierro (II). El líquido resultante se valora con permanganato potásico ($KMnO_4$) 0,02 M gastándose 15,0 ml.
 - a) Ajusta la reacción de oxidación-reducción de la valoración, sabiendo que el ión permanganato se reduce a Mn^{2+} .
 - b) Calcula el tanto por ciento de óxido de Fe (III) y de óxido de Zn (II) en la muestra

DATOS: Masas atómicas: Fe = 55,9; Zn = 65,4; O = 16.

Cuestiones [2 PUNTOS CADA UNA]

- A. [2 PUNTOS] a) Tenemos un indicador ácido-base cuya forma no disociada HA es incolora, y su forma iónica A^- es roja. Indíquese razonadamente que cambio de color se observará en la valoración de ácido clorhídrico (HCl) con hidróxido de sodio (NaOH) si se utiliza el indicador anterior.
 - b) Explíquese si el pH de las disoluciones acuosas de los siguientes compuestos será mayor, menor o igual a 7; cloruro de amonio (NH_4Cl), cloruro de potasio (KCl), acetato de sodio ($NaOOC-CH_3$)
- B. [2 PUNTOS] Se estudia el siguiente equilibrio: $N_2O_4(g) \leftrightarrow 2NO_2(g)$, cuya K_p a 298 K es 0,15
Justifica:
 - a) ¿En que sentido evolucionará, hasta alcanzar el equilibrio, una mezcla inicial de ambos gases cuya presión parcial sea la misma e igual a 1 atm.?
 - b) Si una vez alcanzado el equilibrio se comprime la mezcla, ¿qué le ocurrirá a la cantidad de NO_2 ? ¿Cómo será la descomposición de N_2O_4 , exotérmica o endotérmica, si un aumento de la temperatura provoca un aumento de la concentración de NO_2 ?
- C. [2 PUNTOS] Dado tres elementos del Sistema Periódico: A, B y C, de números atómicos 8, 16 y 19, respectivamente:
 - a) Escribe su configuración electrónica.
 - b) Indica el elemento cuyo primer potencial de ionización sea mayor. Razónalo.
 - c) Indica el tipo de enlace y dos propiedades características de los compuestos formados por los elementos A y B. Razónalo.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

Problemas [2 PUNTOS CADA UNO]

1. En un matraz de 2L de capacidad, en el que inicialmente se ha hecho el vacío, hay hidrógenocarbonato de sodio (NaHCO_3) sólido. Se calienta hasta $100\text{ }^\circ\text{C}$ y se produce la descomposición formando carbonato de sodio (Na_2CO_3) sólido, dióxido de carbono (CO_2) y agua (H_2O) en fase gaseosa. La presión total del sistema en equilibrio a $100\text{ }^\circ\text{C}$ es de $0,962\text{ atm}$.
- Calcula la constante de equilibrio del sistema
 - La cantidad de hidrógenocarbonato de sodio descompuesto

DATOS: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1; Na = 23.
R = $0,082\text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$

2. Una mezcla de $46,3\text{ g}$ de hidróxido de potasio (KOH) y $27,6\text{ g}$ de hidróxido de sodio (NaOH) puros se disuelven en agua hasta alcanzar 500 ml exactamente. Calcular el volumen de una disolución $0,5\text{ M}$ de ácido sulfúrico que se necesitará para neutralizar 30 ml de la disolución alcalina anterior.

DATOS: Masas atómicas: Na = 23; K = 39; O = 16; H = 1.

Cuestiones [2 PUNTOS CADA UNA]

- A. [2 PUNTOS] En las tablas de potenciales estándar de reducción de los diferentes pares redox (en medio ácido) se encuentran los siguientes valores: $E^\circ(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1,77\text{ V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = 0,68\text{ V}$
- Escribe las semirreacciones ajustadas que muestran el comportamiento del agua oxigenada como oxidante y como reductor.
 - Cuando una reacción redox es espontánea el potencial de la pila formada por las dos semirreacciones que la componen es positivo. ¿Justifica si es espontánea la descomposición del H_2O_2 ?

- B. [2 PUNTOS] El número de protones de los núcleos de 5 elementos es:

Elemento :	A	B	C	D	E
Protones :	2	11	9	12	13

Indica, explicando y justificando la respuesta, la letra del elemento que:

- Es un gas noble
 - Es el más electronegativo
 - Es un metal alcalino
 - Forma un nitrato de fórmula $\text{X}(\text{NO}_3)_2$
- C. [2 PUNTOS] Indique razonadamente cuáles han de ser los signos del incremento de entalpía y del incremento de entropía de una reacción para que:
- A cualquier temperatura, la reacción sea espontánea
 - A cualquier temperatura, la reacción no sea espontánea



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2011

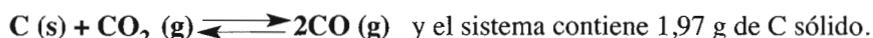
QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] En un recipiente de un litro, en el que inicialmente se ha hecho el vacío, se introducen 2 g de C(s), 0,1 moles de CO₂(g) y 0,01 moles de CO(g). Al calentar a 1000K se alcanza el equilibrio:



- Calcula K_c y K_p.
- Determina la composición en el equilibrio si la cantidad inicial de C (s) hubiese sido 1g.
- Explica si se obtendrá, una vez alcanzado el equilibrio, más cantidad de CO introduciendo las mismas cantidades de reactivos y productos en un recipiente más pequeño.

DATOS: Masas atómicas: C = 12.

$$R = 0,082 \text{ atm. L / mol. K}$$

2. [2 PUNTOS] Se dispone de 100 ml de una disolución 0,01 M de ácido hipocloroso (HClO) (K_a = 3·10⁻⁸).

- Calcula el grado de disociación de dicho ácido.
- Calcula el pH de la disolución.
- Razona si la disolución de una sal procedente de dicho ácido (KClO) será ácida, básica o neutra.
- Razona si un ácido HA cuya K_a fuese 10⁻¹⁴, será un ácido más fuerte o más débil que el ácido hipocloroso.

3. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro y el amoníaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.

- Explica la forma geométrica de sus moléculas.
- Explica cual de las dos moléculas es más polar.
- Explica como serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
- Razona cual de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

4. [2 PUNTOS] Se ha construido una celda galvánica o pila que consta de un electrodo de Sn sumergido en disolución de Sn²⁺ (1M) y otro electrodo de Ag sumergido en disolución de Ag⁺ (1M).

- Indica el electrodo que actúa como ánodo y el que actúa como cátodo.
- Escribe las dos semirreacciones que tienen lugar en cada electrodo.
- Dibuja un esquema de la pila indicando el sentido en que circulan los electrones.
- Calcula el potencial estándar de la celda así formada.

DATOS: E°(Sn²⁺/Sn) = -0,14V; E°(Ag⁺/Ag) = +0,80V

5. [2 PUNTOS] Si en una reacción añadimos un catalizador, razona si son verdaderas o falsas las siguientes proposiciones:

- La entalpía de la reacción disminuye.
- La reacción se hace más espontánea.
- La energía de activación aumenta.
- Se llega más rápido al equilibrio, reactivos \rightleftharpoons productos.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] En medio ácido, el ión permanganato (MnO_4^-) se utiliza como agente oxidante fuerte. Contesta razonadamente a las siguientes preguntas y ajusta las reacciones iónicas que se puedan producir, indicando el oxidante y el reductor en cada caso.

a) ¿Reaccionará con Fe (s)?

b) ¿Reaccionará con H_2O_2 ?

DATOS: $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = +1,51\text{V}$; $E^\circ(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,44\text{V}$; $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}_2) = +0,70\text{V}$

2. [2 PUNTOS] Dado tres elementos del Sistema Periódico: A, B, y C de números atómicos 8, 16 y 19 respectivamente.

a) Escribe sus configuraciones electrónicas en estado fundamental.

b) Razona que elemento de los tres tendrá su primer potencial de ionización mayor.

c) Indica y razona, el tipo de enlace que se forma entre los elementos A y B.

d) Indica y razona, el tipo de enlace que se forma entre los elementos A y C.

3. [2 PUNTOS] El óxido de calcio se produce por descomposición de carbonato de calcio.



a) Determina la cantidad de calor que se necesita emplear para producir 7000 Kg de óxido de calcio, a partir de carbonato de calcio, si el rendimiento de la reacción de descomposición es del 100%.

b) Razona con los datos que dispones, por qué la piedra caliza (carbonato cálcico) es estable a temperatura ambiente y no se descompone espontáneamente a óxido de calcio a dicha temperatura. ¿Podrías calcular a que temperatura se descompone espontáneamente? ¿que necesitarías saber?

DATOS: Peso Molecular (CaO) = 56,0

ΔH° formación (CaCO_3) = $-1209,6$ Kj/mol;

ΔH° formación (CaO) = $-635,1$ Kj/mol;

ΔH° formación (CO_2) = $-393,3$ Kj/mol.

4. [2 PUNTOS] El hidróxido magnésico es insoluble, su producto de solubilidad vale $8,9 \cdot 10^{-12}$.

a) Calcula la máxima cantidad de moles del hidróxido que podré disolver en un litro.

b) Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.

c) Indica y razona algún procedimiento que incremente la solubilidad del hidróxido.

d) Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá la solubilidad.

5. [2 PUNTOS] La siguiente fórmula molecular, $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$, corresponde a varios compuestos orgánicos isómeros.

a) Escribe la fórmula desarrollada de dos isómeros con grupos funcionales diferentes.

b) Nombra dichos compuestos.

c) Escribe la fórmula desarrollada de algún isómero óptico con fórmula molecular $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2011

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] Dibuja una pila voltaica construida con electrodos de cobre y plata sumergidos, respectivamente, en disoluciones 1M de sulfato cúprico y nitrato de plata.

- Indica que electrodo será el ánodo y cuál el cátodo y la dirección del flujo de electrones.
- Escribe las reacciones que tienen lugar en cada electrodo, diferenciando la de reducción y la de oxidación.
- Calcula el potencial estándar de la pila.

DATOS: $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,34\text{V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{V}$

2. [2 PUNTOS]

- Escribe y nombra cuatro isómeros de fórmula molecular $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$.
- Pon dos ejemplos de compuestos monofuncionales que presenten isomería geométrica e isomería óptica respectivamente.

3. [2 PUNTOS] El ioduro de plomo (II), PbI_2 , es insoluble y su producto de solubilidad es 10^{-8} .

- Determina la solubilidad de la sal.
- Razona si la adición de NaI , sal soluble, aumentará la solubilidad de PbI_2 .
- Deduces cuál es la mínima concentración de anión ioduro necesario para precipitar PbI_2 , en una disolución que ya contiene cation Pb^{2+} en una concentración 10^{-3} mol/l.

4. [2 PUNTOS] Dada la reacción en equilibrio:



y sabiendo que la reacción es endotérmica, indica y razona cómo afecta al equilibrio:

- La disminución de la presión.
- El aumento de la temperatura.
- La presencia de un catalizador.
- La adición de $\text{O}_2(\text{g})$.

5. [2 PUNTOS] Se dispone de 80 ml de una disolución 0,15 M de ácido clorhídrico, disolución A, y de 100 ml de otra disolución 0,1 M de hidróxido de sodio, disolución B.

- Determina el pH de la disolución A.
- Determina el pH de la disolución B.
- Si se mezclan ambas disoluciones, ¿Cuánto valdrá el pH de la disolución resultante?
- ¿Qué volumen adicional y de cuál de las dos disoluciones, A ó B, tendríamos que añadir a la mezcla del apartado c) para que el pH final fuera 7?

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Contesta razonadamente y escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos que describas:

- Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución equimolecular de acetato de potasio y ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?
- El ión amonio, ¿tiene carácter ácido o básico?

DATOS: $K_b(\text{amoníaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{ácido acético}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

2. [2 PUNTOS] En un recipiente de 5 litros se introducen un mol de dióxido de azufre y otro de oxígeno, se calienta el sistema a 1000 °C con lo que se da la reacción:



- Calcula la cantidad de trióxido de azufre formado si en el equilibrio hay 0,15 moles de dióxido.
- Calcula K_c y K_p a esa temperatura.
- Razona la influencia de un incremento de la presión en el equilibrio.

3. [2 PUNTOS] El tricloruro de boro es un gas en condiciones normales mientras que el tetracloruro de carbono es líquido. Explica y razona:

- La forma geométrica de sus moléculas.
- La polaridad de ambas moléculas.
- Cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
- Los motivos de que un compuesto sea gas y el otro líquido.

DATOS: Números atómicos, H = 1, B = 5, C = 6, Cl = 17.

4. [2 PUNTOS] Para determinar el hierro que contiene un acero, se disuelve en exceso de HCl una muestra de 0,2886 g del acero, obteniéndose ión Fe^{2+} ; que se valora en el medio ácido con dicromato potásico ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) 0,015 M, para obtener Cr^{3+} y Fe^{3+} .

- Identifica de forma razonada, el reductor y el oxidante en la reacción de valoración.
- Ajusta la reacción de valoración por el método ión-electrón.
- Si se han utilizado 43 ml de la disolución de dicromato, ¿cuál es el porcentaje de hierro en el acero?

DATO: Peso atómico Fe = 55,9.

5. [2 PUNTOS] Las entalpías de combustión estándar del carbono, C(s), y del benceno, C_6H_6 (l), son respectivamente $-393,7$ KJ/mol y -3267 KJ/mol, y la de formación del agua, H_2O (l) es $-285,9$ KJ/mol.

- Calcula la entalpía de formación estándar del benceno, C_6H_6 (l)
- ¿Cuántas calorías se desprenden en la combustión de un kg de benceno (l), y en su formación?

DATOS: pesos atómicos, C = 12, H = 1.



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2012

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

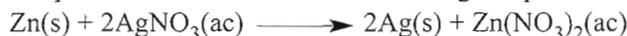
1. [2 PUNTOS] El trifluoruro de boro y el amoníaco son compuestos gaseosos en condiciones normales.
- Explica la forma geométrica de sus moléculas.
 - Explica cuál de las dos moléculas es más polar.
 - Explica cómo serán los enlaces intermoleculares en cada uno de los compuestos.
 - Razona cuál de los dos compuestos tendrá un punto de ebullición más alto.

DATOS: Números atómicos: H = 1, B = 5, N = 7, F = 9.

2. [2 PUNTOS] Sabiendo que en el equilibrio $\text{H}_2(\text{g}) + \text{I}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{HI}(\text{g})$, K_c es 50 a 448 °C.

Calcula la cantidad de H_2 que debe añadirse a 2 moles de I_2 para que reaccione el 80% del yodo.

3. [2 PUNTOS] La reacción redox que se indica a continuación tiene lugar espontáneamente:



- Explica cómo construir una pila basada en la reacción anterior, dibuja un esquema.
- Indica la reacción que tiene lugar en cada uno de los electrodos, ánodo y cátodo.
- Calcula la fuerza electromotriz estándar de la pila.
- Calcula la masa de Zn que habrá reaccionado cuando la pila haya hecho circular 19300 culombios.

DATOS: Masa atómica Zn = 65,4; 1F = 96500 C/mol; $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76\text{V}$; $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80\text{V}$.

4. [2 PUNTOS]

- Un compuesto orgánico A tiene de fórmula empírica $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$. Mediante una reacción de oxidación se convierte en el compuesto B ($\text{C}_4\text{H}_8\text{O}$) que se comporta como una cetona. Escribir las estructuras y nombrar los compuestos A y B.
- Escribir la fórmula estructural de todos los compuestos posible que respondan a la fórmula molecular C_4H_8 .

5. [2 PUNTOS] Representa mediante un diagrama de entalpías, el transcurso de la reacción de descomposición $\text{A} \longrightarrow \text{B} + \text{C}$, que es exotérmica, e indica en el gráfico:

- La energía de activación
- La entalpía de reacción
- El estado de transición o complejo activado
- La energía de activación de la reacción inversa ($\text{B} + \text{C} \longrightarrow \text{A}$)

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Dos elementos A y B presentan números atómicos 56 y 16 respectivamente.
- Escribe sus configuraciones electrónicas en su estado fundamental. Indica cuántos electrones desapareados presentan en su última capa.
 - Razona que tipo de enlace formará el compuesto binario entre ambos elementos. Indica dos propiedades características de este tipo de enlace.
2. [2 PUNTOS] La solubilidad del hidróxido magnésico en agua es $1,44 \cdot 10^{-4}$ M.
- Calcula el producto de solubilidad del hidróxido magnésico.
 - Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido magnésico.
 - Indica y razona si al elevar el pH de la disolución saturada hasta 12, disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido.
 - Razona si la adición de una sal soluble de magnesio disminuirá o aumentará la solubilidad del hidróxido de magnesio en agua.
3. [2 PUNTOS] Se dispone de dos frascos, sin etiquetar, con disoluciones 0,1 M de ácido clorhídrico y 0,1 M de ácido acético. Se mide su acidez, resultando que el frasco A tiene pH = 2,9 y el frasco B, pH = 1,0.
- Explica qué frasco se corresponde con cada uno de los ácidos.
 - Calcula la constante de acidez (K_a) del ácido acético.
4. [2 PUNTOS] La hidracina N_2H_4 (l) y la dimetilhidracina $N_2H_2(CH_3)_2$ (l) son combustibles. Reaccionan espontáneamente con oxígeno obteniéndose en ambos casos $H_2O(g)$ y $N_2(g)$ y además si se quema $N_2H_2(CH_3)_2$ también $CO_2(g)$.
- Si te piden consejo en la elección de uno de los dos combustibles para realizar señales desde un barco, considerando que la bodega del barco está casi al límite del peso permitido. ¿Cuál de los dos aconsejarías? Expresa los resultados en KJ/g.
 - A la vista de los resultados obtenidos, ¿podrías decir si los procesos de reacción con el oxígeno son exotérmicos o endotérmicos? ¿variará la entropía y en qué sentido?
- DATOS: Masas atómicas: H = 1; C = 12; N = 14; O = 16.
Entalpía de formación estándar (ΔH°_f): $H_2O(g) = -241,8$ (KJ/mol); $N_2H_4(l) = 50,6$ (KJ/mol);
 $CO_2(g) = -393,5$ (KJ/mol); $N_2H_2(CH_3)_2 = 42,0$ (KJ/mol).

5. [2 PUNTOS] Suponer el sistema siguiente en equilibrio:



Si la presión aumenta, manteniendo la temperatura constante, explicar, justificando la respuesta, si las siguientes proposiciones son falsas o verdaderas.

- La constante de equilibrio disminuirá.
- El número de moles de N_2O (g) aumentará.
- El sistema absorberá calor.
- La concentración de N_2H_4 (g) disminuirá.



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – SEPTIEMBRE 2012

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS] En un recipiente de 5 litros se introduce 1 mol de SO_2 y 1 mol de O_2 y se calienta a 727°C , con lo que tiene lugar la reacción $2\text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2\text{SO}_3(\text{g})$

Una vez alcanzado el equilibrio, se analiza la mezcla encontrando que hay 0,150 moles de SO_2 . Calcular:

- La cantidad de SO_3 que se forma en gramos.
- K_c y K_p

DATOS: Masas atómicas: S = 32; O = 16.

2. [2 PUNTOS] Contesta razonadamente y escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos que describas:

- Una disolución de acetato de potasio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución de nitrato de sodio, ¿es ácida, básica o neutra?
- Una disolución equimolecular de acetato de potasio y ácido acético, ¿es una disolución reguladora de pH?, ¿es ácida, básica o neutra?
- El ión amonio, ¿tiene carácter ácido o básico?

DATOS: $K_b(\text{amoniaco}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$; $K_a(\text{ácido acético ó ácido etanoico}) = 1,8 \cdot 10^{-5}$

3. [2 PUNTOS] Se dispone de los compuestos orgánicos siguientes: butanona, ácido propanoico, acetato de etilo y 2-aminobutano.

- Indica a que grupos funcionales corresponde cada compuesto.
- Escribe sus formulas moleculares desarrolladas.
- Escribe un isómero de cada una de ellas
- Indica y escribe algún isómero óptico de alguno de los compuestos.

4. [2 PUNTOS] En la siguiente pareja de moléculas, una de ella es polar y la otra no: H_2O , BeCl_2

- Explique razonadamente la geometría de estas moléculas.
- Indique razonadamente cuál es la molécula polar y cuál la no polar.

DATOS: Números atómicos: H = 1; O = 8; Be = 4; Cl = 17.

5. [2 PUNTOS] Explica cómo construirías en el laboratorio una pila con electrodos de cinc y cobre. $\text{Zn}/\text{Zn}^{2+} // \text{Cu}^{++}/\text{Cu}$ (Justifica las respuestas)

- Haz el dibujo correspondiente
- ¿En que sentido circularán los electrones?
- ¿Cuáles son las especies oxidante y reductora?
- ¿Cuál será el potencial de la pila en condiciones estándar?

DATOS: $E^\circ(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0.76 \text{ V}$; $E^\circ(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0.34 \text{ V}$

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 2

1. [2 PUNTOS] Dada la reacción:



- Explica cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.
- Escribe las semireacciones de oxidación y de reducción.
- Escribe la reacción molecular ajustada.
- Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M. ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

2. [2 PUNTOS]

- Calcula la constante de ionización de un ácido HA que esta disociado al 1% en una disolución 0,2 M.
- Explica cómo calcularías de forma práctica en un laboratorio la concentración de una disolución de ácido clorhídrico, utilizando hidróxido de sodio 0,01 M.

3. [2 PUNTOS] Dada la reacción $2\text{H}_2\text{O}_2(\text{l}) \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{O}_2(\text{g})$

- Explica si la descomposición del agua oxigenada es un proceso endotérmico o exotérmico.
- Determina si el proceso es espontáneo en condiciones estándar. ¿Es espontáneo a cualquier temperatura?

DATOS: ΔH_f° (KJ/mol) de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ son $-187,8$; $-285,8$ y 0 respectivamente y S° (J/mol.K) de $\text{H}_2\text{O}_2(\text{l})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{O}_2(\text{g})$ son $109,6$; 70 y 205 respectivamente.

4. [2 PUNTOS] El hidróxido de cobalto (II) es insoluble en agua, su producto de solubilidad vale 10^{-15} .

- Calcula la máxima cantidad de moles del hidróxido que puedes disolver en un litro.
- Calcula el pH de una disolución saturada de hidróxido de cobalto (II)
- Indica y razona algún procedimiento que incremente la solubilidad del hidróxido.
- Razona si la adición de una sal soluble de cobalto (II) disminuirá la solubilidad del hidróxido de cobalto (II) en agua.

5. [2 PUNTOS] Decir razonadamente si son ciertas o falsas las siguientes propuestas, utiliza un diagrama de energía/avance de la reacción. Cuando se adiciona un catalizador a un sistema reaccionante:

- La variación de entalpía de la reacción se hace más negativa, es decir, la reacción se hace más exotérmica y por tanto es más rápida.
- Disminuye la energía de activación del proceso y aumenta la velocidad del mismo.



UNIVERSIDAD DE CANTABRIA

PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

LOE – JUNIO 2013

QUÍMICA

INDICACIONES

Debe elegir una opción completa de problemas.

OPCIÓN DE EXAMEN Nº 1

1. [2 PUNTOS]

- Escribir las configuraciones electrónicas de los elementos **A** ($Z = 6$), **B** ($Z = 17$) y **C** ($Z = 36$), en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente Grupo y Periodo de cada uno de ellos.
- Indicar razonadamente el elemento con más electrones desapareados en su estado fundamental.
- Indicar razonadamente el elemento con mayor energía de ionización.

2. [2 PUNTOS] La solubilidad del PbI_2 en agua a 25°C es $0,70 \text{ g/l}$. Determina:

- La constante del producto de solubilidad.
- Si precipitará PbI_2 cuando se añadan $2,0 \text{ g}$ de yoduro de sodio a 100 ml de una disolución $0,012 \text{ M}$ de nitrato de plomo (II).

Nota: Tanto el yoduro de sodio como el nitrato de plomo (II) son sales solubles.

DATOS: Masas atómicas, $\text{Pb} = 207,2$; $\text{I} = 127,0$; $\text{Na} = 23,0$

3. [2 PUNTOS] Las entalpías de combustión del etano y del eteno son respectivamente, -1410 KJ/mol y -1560 kJ/mol . Determina:

- ΔH_f° para el etano y para el eteno.
- Razona si el proceso de hidrogenación del eteno, es un proceso endotérmico o exotérmico.



- Calcula el calor que se desprende en la combustión de 50 g de cada gas.

DATOS: Entalpía de formación estándar, $\Delta H_f^\circ(\text{CO}_2)(\text{g}) = -393,5(\text{KJ/mol})$; $\Delta H_f^\circ(\text{H}_2\text{O})(\text{l}) = -285,9 \text{ KJ/mol}$.

4. [2 PUNTOS] Deducir en la pareja de compuestos NF_3 y BF_3 :

- La hibridación de orbitales atómicos del elemento central en cada caso.
- La geometría molecular de los compuestos.
- La polaridad en cada caso.
- El que presenta mayor punto de ebullición.

DATOS: Números atómicos, $\text{B} = 5$; $\text{N} = 7$, $\text{F} = 9$.

5. [2 PUNTOS] Dada la reacción: $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{I}_2 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

- Explica cuáles son las especies oxidantes y cuáles las reductoras.
- Escribe las semirreacciones de reducción y de oxidación.
- Escribe la reacción molecular ajustada por el método ión-electrón.
- Se dispone de disolución de permanganato de potasio 2M . ¿Qué volumen habrá que utilizar si se quiere obtener 2 moles de yodo?

OPCIÓN DE EXAMEN N° 2

1. [2 PUNTOS] En un recipiente cerrado de 10 litros en el que se ha hecho el vacío, se introducen 20 g de óxido de mercurio (II) sólido. Se calienta a 400 °C y se alcanza el equilibrio:



Determinar:

- El valor de k_c para este equilibrio a 400 °C.
- La presión total en el equilibrio.

DATOS: Masas atómicas: Hg = 200; O = 16.

2. [2 PUNTOS] En un proceso de electrolisis de cloruro sódico fundido se liberaron 500 g de cloro. Calcular:

- La cantidad de electricidad necesaria para ello.
- La masa de sodio formada.

DATOS: Masas atómicas: Cl = 35,5; Na = 23,0.

3. [2 PUNTOS] La energía de activación para la reacción $A + B \rightarrow C + D$ es de 30 kJ. La energía de activación de la reacción inversa es de 55 kJ. Explicar razonadamente:

- Si el proceso directo es exotérmico o endotérmico.
- Si la presencia de un catalizador disminuye la energía de activación directa.
- Si un incremento de temperatura aumenta o disminuye la velocidad de reacción y/o la energía de activación.
- Si la entalpía de reacción varía al añadir un catalizador.

Nota: Utiliza diagramas energéticos del avance de la reacción.

4. [2 PUNTOS] A 80 mL de una disolución de NaOH 0,1 M, se le añaden 0,02 L de otra disolución de HCl 0,20 M.

- Calcula el pH de cada una de las disoluciones antes de la mezcla.
- Calcula el pH después de la mezcla.
- Razona que podrías hacer para llegar al punto de neutralización si dispusieras de otras disoluciones de NaOH y de HCl 0,15 M.
- Como podrías determinar que has llegado al punto de neutralización.

DATOS: $K_b(\text{NH}_3) = 1,8 \cdot 10^{-5}$.

5. [2 PUNTOS]

- Un compuesto orgánico A tiene de fórmula empírica $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$. Mediante una deshidratación se convierte en el compuesto B (C_3H_6), que se comporta como un alqueno. Escribe las estructuras y nombra todos los posibles compuestos A y B.
- Escribe la fórmula estructural y nombra todos los posibles isómeros, que respondan a la fórmula molecular C_5H_{10} .

**ANEXO 2: TABLAS PUBLICADAS POR LA UNIVERSIDAD DE CANTABRIA
EN EL LIBRO DE LA PAU 2012**

RESUMEN DE CALIFICACIONES POR MATERIAS (BACHILLERATO JUNIO 2012)

NOMBRE DE LA MATERIA	FASE GENERAL	MEDIA EN F. GENERAL	FASE ESPECIFICA	MEDIA EN F. ESPECIFICA	NOTA MINIMA	NOTA MAXIMA	APROBADOS	NO PRESENTADOS	SOBRESALIENTES
ALEMAN	10	8,68	0	0	7,5	10	10	0	3
ANÁLISIS MUSICAL II	1	9,5	0	0	9,5	10	1	0	1
BIOLOGÍA	46	5,53	387	5,53	0	10	271	15	20
CIENCIAS DE LA TIERRA Y MEDIOAMBIENTALES	210	7,21	38	5,8	1,25	10	219	7	37
CULTURA AUDIOVISUAL	20	7,7	16	7,89	5	10	35	1	9
DIBUJO ARTÍSTICO II	21	6,28	41	6,41	3	10	55	3	7
DIBUJO TÉCNICO II	66	5,76	264	5,24	0	10	196	18	32
DISEÑO	5	6,5	34	5,78	3,5	9,5	27	3	2
ECONOMÍA DE LA EMPRESA	243	6,97	245	6,58	1	10	422	11	41
ELECTROTÉCNIA	6	5,65	10	4,44	2	8,3	6	4	0
FÍSICA	143	6,62	334	6,5	0,4	10	354	24	67
FRANCÉS	27	7,62	0	0	4,1	10	26	0	8
GEOGRAFÍA	77	6,35	203	5,18	0,5	9,8	159	24	8
GRIEGO II	42	8,06	44	8,03	3,8	10	80	1	32
HISTORIA DE ESPAÑA	934	7,04	0	0	0,5	10	826	2	155
HISTORIA DE LA FILOSOFÍA	962	6,79	0	0	1	10	841	3	113
HISTORIA DE LA MÚSICA Y LA DANZA	0	0	1	7,5	7,5	7,5	1	0	0
HISTORIA DEL ARTE	109	6,76	139	5,95	0,3	10	185	9	26
INGLÉS	1859	6,41	0	0	0,5	10	1455	5	195
LATÍN II	78	6,8	86	6,84	3	10	142	4	19
LENGUA	1896	6,08	0	0	0,2	10	1406	5	146
LITERATURA UNIVERSAL	136	7	159	6,74	1,5	10	243	19	33
MATEMÁTICAS APLICADAS A LAS CIENCIAS SOCIALES II	203	7,2	289	5,62	0,05	10	358	14	52
MATEMÁTICAS II	286	6,84	363	6,84	0,5	10	511	16	133
QUÍMICA	86	6,42	424	5,76	0,5	10	338	14	34
TÉCNICAS DE EXPRESIÓN GRÁFICO-PLÁSTICAS	7	8,05	16	5,35	3,2	9,25	16	2	2
TECNOLOGÍA INDUSTRIAL II	109	7,54	19	5,28	0,4	10	109	5	28

RESUMEN DE CALIFICACIONES POR MATERIAS (BACHILLERATO SEPTIEMBRE 2012)

NOMBRE DE LA MATERIA	FASE GENERAL	MEDIA EN F. GENERAL	FASE ESPECIFICA	MEDIA EN F. ESPECIFICA	NOTA MINIMA	NOTA MÁXIMA	APROBADOS	NO PRESENTADOS	SOBRESALIENTES
ALEMÁN	1	6,5	0	0	0	6,5	6,5	1	0
ANÁLISIS MUSICAL II	1	8,5	0	0	0	8,5	8,5	1	0
BIOLOGÍA	12	5,09	42	3,82	0,38	6,57	16	3	0
CIENCIAS DE LA TIERRA Y MEDIOAMBIENTALES	30	4,58	16	3,83	0	7,6	22	2	0
CULTURA AUDIOVISUAL	8	6,03	7	6,64	4	8,8	11	1	0
DIBUJO ARTÍSTICO II	11	6,02	9	6,22	3,5	9	19	0	2
DISEÑO TÉCNICO II	8	3,8	31	3,16	0,5	7,55	8	4	0
DISEÑO	1	7,5	7	5,36	4	7,5	5	0	0
ECONOMÍA DE LA EMPRESA	73	6,13	44	5,15	0	10	78	8	3
ELECTROTECNIA	0	0	3	0	0	0	0	3	0
FÍSICA	20	5,91	39	4,45	0,25	8,95	26	9	0
FRANCÉS	3	5,83	0	0	5	6,7	3	0	0
GEOGRAFÍA	19	4,67	39	4,2	1	6,95	22	10	0
GRIEGO II	5	6,56	6	5,38	3,7	9,5	7	0	1
HISTORIA DE ESPAÑA	236	5,1	0	0	0	9,9	141	3	5
HISTORIA DE LA FILOSOFÍA	205	5,2	0	0	0	13,4	134	5	1
HISTORIA DEL ARTE	33	4,88	35	5,23	0	8,6	37	7	0
INGLÉS	437	4,52	0	0	0	10	166	8	4
LATÍN II	19	5,38	12	4,18	0,5	8,6	14	2	0
LEN-GUA	441	4,89	0	0	0	9	243	8	3
LITERATURA UNIVERSAL	42	6,12	40	5,65	0	8,6	58	6	0
MATEMÁTICAS APLICADAS A LAS CIENCIAS SOCIALES II	59	5,01	53	3,8	0	9,05	45	14	1
MATEMÁTICAS II	61	3,92	38	4,33	0	9	32	3	3
QUÍMICA	25	4,89	42	4,41	0,3	9	28	4	1
TÉCNICAS DE EXPRESIÓN GRÁFICO-PLÁSTICAS	2	5,63	9	5,47	3	7,25	8	1	0
TECNOLOGÍA INDUSTRIAL II	12	6,64	7	4,5	2,75	9,75	12	4	1

RESUMEN DE CALIFICACIONES POR MATERIAS (FP JUNIO 2012)

NOMBRE DE LA MATERIA	FASE ESPECIFICA	MEDIA EN F. ESPECIFICA	NOTA MINIMA	NOTA MAXIMA	APROBADOS	NO PRESENTADOS	SOBRESALENTES
BIOLOGIA	62	5,09	0	9,64	37	1	2
CIENCIAS DE LA TIERRA Y MEDIOAMBIENTALES	5	4,81	3,49	6,7	2	1	0
DIBUJO TECNICO II	2	2	2	2	0	1	0
ECONOMIA DE LA EMPRESA	4	6,33	4,4	8,1	3	0	0
FISICA	3	3,55	1,6	5,45	1	0	0
GRIEGO II	1	7	7	7	1	0	0
HISTORIA DEL ARTE	2	4,75	4	5,5	1	0	0
LATIN II	2	6,9	6,6	7,2	2	0	0
LITERATURA UNIVERSAL	10	6,23	5,25	8	10	0	0
MATEMATICAS APLICADAS A LAS CIENCIAS SOCIALES II	12	5,04	1,5	8,25	8	0	0
MATEMATICAS II	7	4,52	2,4	6	3	0	0
QUIMICA	58	4,66	0	9,1	27	0	1

RESUMEN DE CALIFICACIONES POR MATERIAS (FP SEPTIEMBRE 2012)

NOMBRE DE LA MATERIA	FASE ESPECIFICA	MEDIA EN F. ESPECIFICA	NOTA MINIMA	NOTA MAXIMA	APROBADOS	NO PRESENTADOS	SOBRESALENTES
BIOLOGIA	6	4,35	2,29	6,15	3	1	0
CIENCIAS DE LA TIERRA Y MEDIOAMBIENTALES	2	2,5	2,25	2,75	0	0	0
LATIN II	1	6,4	6,4	6,4	1	0	0
LITERATURA UNIVERSAL	1	5,5	5,5	5,5	1	0	0
QUIMICA	7	5,1	3,5	6,15	4	1	0

NÚMERO DE ALUMNOS

JUNIO 2012

CENTRO	FASE GENERAL		
	BACHILLERATO	MATRICULADOS	APROBADOS
Colegio "San Agustín", Santander	79	63	63
Centro de Educación "Castro Verde"	48	32	31
Colegio "Esclavas del Sagrado Corazón", Santander	46	33	32
Colegio "Escolapios"	60	51	50
Colegio "Kostka", Santander	47	24	20
Colegio "La Salle", Santander	62	43	42
Colegio "Mercedes"	21	16	16
Colegio "Ntra. Sra. de la Paz", Torrelavega	80	67	67
Colegio "Peñalabra", Mogro	12	11	11
Colegio "Maria Auxiliadora", Santander	45	26	26
Colegio "San José", Santander	25	20	19
Colegio "San José", Reinoso	21	20	20
Colegio "Torreana", Anaz	48	34	33
Colegio "Torrevelo", Mogro	6	5	5
Alumnos de otros distritos	0	2	2
I.E.S. "Augusto G. Linares"	69	28	26
I.E.S. "La Albericia"	80	51	51
I.E.S. "Alisal"	51	22	19
I.E.S. "Alberto Pico"	43	20	19
I.E.S. "El Astillero", El Astillero	57	33	32
I.E.S. "Ataúlfo Argenta", Castro Urdiales	62	29	28
I.E.S. "Besaya", Torrelavega	23	11	11
I.E.S. "Bernardino Escalante", Laredo	67	37	37
I.E.S. "Valle de Camargo"	66	38	38
I.E.S. "Cantabria"	32	10	10
I.E.S. "Ria del Carmen", Camargo	55	37	36
I.E.S. "Lope de Vega", Santa María de Cayón	72	27	27
I.E.S. "Santa Clara" Diurno	243	162	160
I.E.S. "Santa Clara" Nocturno	110	26	18
I.E.S. "Valentín Turienzo", Colindres	51	23	23
I.E.S. "Estelas de Cantabria", Los Corrales de Buelna	45	20	17
I.E.S. "Foramontanos", Cabezón de la Sal	46	21	20
I.E.S. "Fuente Fresneda", Laredo	42	20	17
I.E.S. "Garcilaso de la Vega", Torrelavega	40	21	21
I.E.S. "La Granja", Heras	63	29	29
I.E.S. "José del Campo", Ampuero	50	14	14
I.E.S. "Javier Orbe Cano", Los Corrales de Buelna	31	15	13
I.E.S. "José Hierro", San Vicente de la Barquera	46	28	28
I.E.S. "Villajunco"	56	30	30
I.E.S. "Jose Zapatero", Castro Urdiales	59	32	32
I.E.S. "Las LLamas"	90	55	55
I.E.S. "Marques de Manzanedo", Santoña	48	29	28
I.E.S. "La Marina", Sta. Cruz de Bezana	46	25	25
I.E.S. "Las Marismas", Santoña	23	11	11
I.E.S. "Miguel Herrero Pereda", Torrelavega	75	26	26
I.E.S. "Jesus de Monasterio", Potes	29	16	16
I.E.S. "Marqués de Santillana", Diurno, Torrelavega	108	54	54
I.E.S. "Marqués de Santillana", Nocturno, Torrelavega	50	5	3
I.E.S. "Muriedas"	63	36	36
I.E.S. "Nueve Valles", Puente San Miguel	51	21	21
I.E.S. "Peñacastillo"	32	16	16
I.E.S. "José Mª Pereda"	60	34	33
I.E.S. "Jose Mª Pereda" Distancia	435	27	18
I.E.S. "Valle de Piélagos", Renedo de Piélagos	78	33	31
I.E.S. "Ricardo Bernardo", Solares	69	40	38
I.E.S. "Montesciaros", Reinoso	74	42	40
I.E.S. "Ntra. Sra. de los Remedios", Guarnizo	38	17	15
I.E.S. "Santa Cruz", Castañeda	37	19	19
I.E.S. "San Miguel de Meruelo", San Miguel de Meruelo	48	23	23
I.E.S. "Torres Quevedo"	88	57	57
I.E.S. "Manuel G. Aragón", Viernóles	112	42	42
I.E.S. "Valle del Saja", Cabezón de la Sal	34	18	18
I.E.S. "Zapato", Torrelavega	29	17	16
Seminario Menor Legionarios de Cristo	2	2	2

NÚMERO DE ALUMNOS

SEPTIEMBRE 2012

FASE GENERAL

CENTRO	BACHILLERATO	MATRICULADOS	APROBADOS	
Colegio "San Agustín", Santander		79	13	10
Centro de Educación "Castro Verde"		48	16	7
Colegio "Esclavas del Sagrado Corazón", Santander		46	4	3
Colegio "Escolapios"		60	6	3
Colegio "Kostka", Santander		47	11	8
Colegio "La Salle", Santander		62	8	8
Colegio "Mercedes"		21	2	2
Colegio "Ntra. Sra. de la Paz", Torrelavega		80	9	7
Colegio "María Auxiliadora", Santander		45	6	5
Colegio "San José", Santander		26	5	3
Colegio "San José", Reinosa		21	3	2
Colegio "Torreanaz", Anaz		48	5	2
I.E.S. "Augusto G. Linares"		69	8	5
I.E.S. "La Albarcía"		81	14	13
I.E.S. "Alisal"		51	2	2
I.E.S. "Alberio Pico"		43	3	3
I.E.S. "El Astillero", El Astillero		57	7	3
I.E.S. "Ataúlfo Argenta", Castro Urdiales		62	9	8
I.E.S. "Besaya", Torrelavega		23	2	2
I.E.S. "Bernardino Escalante", Laredo		67	9	9
I.E.S. "Valle de Camargo"		66	6	5
I.E.S. "Cantabria"		32	5	5
I.E.S. "Ría del Carmen", Camargo		55	4	4
I.E.S. "Lope de Vega", Santa María de Cayón		72	9	9
I.E.S. "Santa Clara" Diurno		244	30	19
I.E.S. "Santa Clara" Nocturno		110	15	9
I.E.S. "Valentín Turienzo", Colindres		51	5	5
I.E.S. "Estelas de Cantabria", Los Corrales de Buelna		45	4	3
I.E.S. "Foramontanos", Cabezón de la Sal		46	5	5
I.E.S. "Fuente Fresnedo", Laredo		42	6	5
I.E.S. "Garcilaso de la Vega", Torrelavega		40	3	2
I.E.S. "La Granja", Heras		63	7	7
I.E.S. "José del Campo", Ampuero		50	3	3
I.E.S. "Javier Orbe Cano", Los Corrales de Buelna		31	0	0
I.E.S. "José Hierro", San Vicente de la Barquera		46	5	3
I.E.S. "Villajunco"		56	3	3
I.E.S. "Jose Zapatero", Castro Urdiales		59	10	10
I.E.S. "Las Lamas"		90	16	16
I.E.S. "Marqués de Manzanedo", Santoña		48	1	1
I.E.S. "La Marina", Sta. Cruz de Bezana		46	8	8
I.E.S. "Las Marismas", Santoña		23	3	1
I.E.S. "Miguel Herrero Pereda", Torrelavega		75	4	4
I.E.S. "Jesus de Monasterio", Potes		29	5	3
I.E.S. "Marqués de Santillana", Diurno, Torrelavega		108	19	13
I.E.S. "Marqués de Santillana", Nocturno, Torrelavega		50	3	2
I.E.S. "Muriedas"		63	5	5
I.E.S. "Nueve Valles", Puente San Miguel		51	9	9
I.E.S. "Peñacastillo"		32	5	5
I.E.S. "José Mª Pereda"		60	4	3
I.E.S. "Jose Mª Pereda" Distancia		436	23	14
I.E.S. "Valle de Piélagos", Renedo de Piélagos		78	11	8
I.E.S. "Ricardo Bernardo", Solares		69	5	5
I.E.S. "Montesclaros", Reinosa		74	8	4
I.E.S. "Ntra. Sra. de los Remedios", Guarnizo		38	5	3
I.E.S. "Santa Cruz", Castañeda		37	6	5
I.E.S. "San Miguel de Meruelo", San Miguel de Meruelo		49	6	5
I.E.S. "Torres Quevedo"		91	18	11
I.E.S. "Manuel G. Aragón", Viernóles		112	13	11
I.E.S. "Valle del Saja", Cabezón de la Sal		34	2	1

CALIFICACIONES MEDIAS OBTENIDAS

JUNIO 2012

CENTRO	MEDIA BACHILLERATO	MEDIA FASE GENERAL	DIFERENCIA
Colegio "San Agustín", Santander	7,02	6,99	-0,03
Centro de Educación "Castro Verde"	8,01	6,901	-1,109
Colegio "Esclavas del Sagrado Corazón", Santander	7,106	6,416	-0,69
Colegio "Escolapios"	7,425	6,706	-0,719
Colegio "Kostka", Santander	6,835	5,803	-1,032
Colegio "La Salle", Santander	7,334	6,526	-0,808
Colegio "Mercedes"	7,303	6,596	-0,707
Colegio "Ntra. Sra. de la Paz", Torrelavega	7,465	7,072	-0,393
Colegio "Peñalabra", Mogro	8,841	8,109	-0,732
Colegio "María Auxiliadora", Santander	7,403	6,401	-1,002
Colegio "San José", Santander	6,544	6,048	-0,496
Colegio "San José", Reinos	7,175	6,943	-0,232
Colegio "Torreanaz", Anaz	6,834	6,353	-0,481
Colegio "Torrevelo", Mogro	7,622	7,18	-0,442
Alumnos de otros distritos	6,725	5,038	-1,687
I.E.S. "Augusto G. Linares"	7,059	5,898	-1,161
I.E.S. "La Albericia"	7,286	6,813	-0,473
I.E.S. "Alisal"	6,604	5,445	-1,159
I.E.S. "Alberto Pico"	7,363	6,88	-0,483
I.E.S. "El Astillero", El Astillero	7,432	7,134	-0,298
I.E.S. "Ataulfo Argenta", Castro Urdiales	6,649	6,57	-0,079
I.E.S. "Besaya", Torrelavega	7,417	7,229	-0,188
I.E.S. "Bernardino Escalante", Laredo	7,157	6,698	-0,459
I.E.S. "Valle de Camargo"	6,775	6,183	-0,592
I.E.S. "Cantabria"	7,161	6,884	-0,277
I.E.S. "Ria del Carmen", Camargo	7,239	6,525	-0,714
I.E.S. "Lope de Vega", Santa María de Cayón	6,623	6,525	-0,098
I.E.S. "Santa Clara" Diurno	7,432	6,824	-0,608
I.E.S. "Santa Clara" Nocturno	5,82	4,799	-1,021
I.E.S. "Valentin Turienzo", Colindres	7,056	6,255	-0,801
I.E.S. "Estelas de Cantabria", Los Corrales de Buelna	6,68	5,9	-0,78
I.E.S. "Foramontanos", Cabezón de la Sal	7,449	6,588	-0,861
I.E.S. "Fuente Fresnedo", Laredo	7,341	6,249	-1,092
I.E.S. "Garciلاس de la Vega", Torrelavega	7,251	6,96	-0,291
I.E.S. "La Granja", Heras	6,929	6,982	0,053
I.E.S. "José del Campo", Ampuero	7,382	6,994	-0,388
I.E.S. "Javier Orbe Cano", Los Corrales de Buelna	6,446	5,853	-0,593
I.E.S. "José Hierro", San Vicente de la Barquera	7,029	6,444	-0,585
I.E.S. "Villajunco"	6,963	7,376	0,413
I.E.S. "Jose Zapatero", Castro Urdiales	7,28	7,028	-0,252
I.E.S. "Las LLamas"	7,005	7,057	0,052
I.E.S. "Marques de Manzanedo", Santoña	6,874	6,763	-0,111
I.E.S. "La Marina", Sta. Cruz de Bezana	7,202	7,112	-0,09
I.E.S. "Las Marismas", Santoña	6,337	5,514	-0,823
I.E.S. "Miguel Herrero Pereda", Torrelavega	7,353	6,71	-0,643
I.E.S. "Jesus de Monasterio", Potes	7,672	6,738	-0,934
I.E.S. "Marqués de Santillana", Diurno, Torrelavega	7,1	6,621	-0,479
I.E.S. "Marqués de Santillana", Nocturno, Torrelavega	5,704	5,229	-0,475
I.E.S. "Muriedas"	7,436	7,078	-0,358
I.E.S. "Nueve Valles", Puente San Miguel	7,101	7,122	0,021
I.E.S. "Peñacastillo"	7,081	6,519	-0,562
I.E.S. "José Mª Pereda"	6,634	6,447	-0,187
I.E.S. "Jose Mª Pereda" Distancia	6,124	4,661	-1,463
I.E.S. "Valle de Piélagos", Renedo de Piélagos	7,007	6,014	-0,993
I.E.S. "Ricardo Bernardo", Solares	6,91	6,212	-0,698
I.E.S. "Montescarlos", Reinos	7,295	6,394	-0,901
I.E.S. "Ntra. Sra. de los Remedios", Guarnizo	6,886	5,873	-1,013
I.E.S. "Santa Cruz", Castañeda	7,27	6,87	-0,4
I.E.S. "San Miguel de Meruelo", San Miguel de Meruelo	6,994	7,124	0,13
I.E.S. "Torres Quevedo"	6,844	6,114	-0,73
I.E.S. "Manuel G. Aragón", Vermóles	6,631	6,297	-0,334
I.E.S. "Valle del Saja", Cabezón de la Sal	7,424	6,67	-0,754
I.E.S. "Zapato", Torrelavega	7,079	5,679	-1,4
Seminario Menor Legionarios de Cristo	7,415	6,157	-1,258

CALIFICACIONES MEDIAS OBTENIDAS

SEPTIEMBRE 2012

CENTRO	MEDIA BACHILLERATO	MEDIA FASE GENERAL	DIFERENCIA
Colegio "San Agustín". Santander	5,752	4,997	-0,755
Centro de Educación "Castro Verde"	5,782	4,1	-1,662
Colegio "Esclavas del Sagrado Corazón". Santander	5,693	5,035	-0,658
Colegio "Escolapios"	5,48	4,331	-1,149
Colegio "Kostka". Santander	5,818	4,563	-1,255
Colegio "La Salle". Santander	5,888	5,561	-0,327
Colegio "Mercedes"	5,55	4,626	-0,924
Colegio "Ntra. Sra. de la Paz". Torrelavega	5,606	5,156	-0,45
Colegio "Maria Auxiliadora". Santander	5,805	5,64	-0,165
Colegio "San José". Santander	5,342	4,337	-1,005
Colegio "San José". Reinosa	5,34	5,054	-0,286
Colegio "Torreanaz". Anaz	5,504	4,499	-1,005
I.E.S. "Augusto G. Linares"	6,303	3,648	-2,655
I.E.S. "La Albercía"	5,921	5,604	-0,317
I.E.S. "Alisal"	6,115	5,469	-0,646
I.E.S. "Alberto Pico"	5,823	4,888	-0,935
I.E.S. "El Astillero". El Astillero	4,84	3,777	-1,063
I.E.S. "Ataúlfo Argenta". Castro Urdiales	5,721	5,302	-0,419
I.E.S. "Besaya". Torrelavega	6,12	6,244	0,124
I.E.S. "Bernardino Escalante". Laredo	5,83	5,085	-0,745
I.E.S. "Valle de Camargo"	5,84	4,801	-1,039
I.E.S. "Cantabria"	6,434	5,988	-0,446
I.E.S. "Ría del Carmen". Camargo	5,69	5,357	-0,333
I.E.S. "Lope de Vega". Santa María de Cayón	5,928	5,729	-0,199
I.E.S. "Santa Clara" Diurno	5,936	4,386	-1,55
I.E.S. "Santa Clara" Nocturno	5,258	4,779	-0,479
I.E.S. "Valentin Turienzo". Collindres	5,894	5,19	-0,704
I.E.S. "Estelas de Cantabria". Los Corrales de Buelna	5,823	4,494	-1,329
I.E.S. "Foramontanos". Cabezón de la Sal	6,278	5,502	-0,776
I.E.S. "Fuente Fresnedo". Laredo	5,95	4,84	-1,11
I.E.S. "Garcilaso de la Vega". Torrelavega	5,963	4,809	-1,154
I.E.S. "La Granja". Heras	5,571	5,807	0,236
I.E.S. "José del Campo". Ampuero	5,94	4,717	-1,223
I.E.S. "Javier Orbe Cano". Los Corrales de Buelna	0	0	0
I.E.S. "José Hierro". San Vicente de la Barquera	5,824	4,688	-1,136
I.E.S. "Villajunco"	6,037	5,571	-0,466
I.E.S. "Jose Zapatero". Castro Urdiales	5,96	6,016	0,056
I.E.S. "Las LLamas"	5,566	5,754	0,188
I.E.S. "Marques de Manzanedo" Santoña	5,88	4,05	-1,83
I.E.S. "La Marina". Sta. Cruz de Bezana	6,224	5,935	-0,289
I.E.S. "Las Marismas". Santoña	5,903	3,867	-2,036
I.E.S. "Miguel Herrero Pereda". Torrelavega	5,955	5,41	-0,545
I.E.S. "Jesus de Monasterio". Potes	6,084	4,182	-1,902
I.E.S. "Marqués de Santillana". Diurno. Torrelavega	5,817	4,716	-1,101
I.E.S. "Marqués de Santillana". Nocturno. Torrelavega	5,363	4,15	-1,213
I.E.S. "Muriedas"	5,658	5,438	-0,22
I.E.S. "Nuevo Valles". Puente San Miguel	6,078	5,746	-0,332
I.E.S. "Peñacastillo"	5,614	5,222	-0,392
I.E.S. "José Mª Pereda"	5,618	4,61	-1,008
I.E.S. "Jose Mª Pereda" Distancia	5,953	4,116	-1,837
I.E.S. "Valle de Piélagos". Renedo de Piélagos	5,608	4,298	-1,31
I.E.S. "Ricardo Bernardo". Solares	5,762	5,303	-0,459
I.E.S. "Montesciaros". Reinosa	5,78	3,825	-1,955
I.E.S. "Ntra. Sra. de los Remedios". Guarnizo	6,234	4,566	-1,668
I.E.S. "Santa Cruz". Castañeda	5,7	4,675	-1,025
I.E.S. "San Miguel de Meruelo". San Miguel de Meruelo	4,813	5,375	0,562
I.E.S. "Torres Quevedo"	5,863	4,174	-1,689
I.E.S. "Manuel G. Aragón". Viemóles	5,838	5,277	-0,561
I.E.S. "Valle del Saja". Cabezón de la Sal	6,5	3,986	-2,514

ANEXO 3: TABLAS CLASIFICACIÓN DE LOS PROBLEMAS PAU DE QUÍMICA DESDE EL 2010 HASTA EL 2012

TABLA 1. Clasificación Exámenes Química. PAU Cantabria 2010

		JUNIO 2010			SEPTIEMBRE 2010
Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos	Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir
	Problema 2	1.- Sólo un tema 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar
Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos	Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cualitativo 4.- Seguir pasos		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Seleccionar datos y plantear hipóte		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar

TABLA 2. Clasificación Exámenes Química. PAU Cantabria 2011

		JUNIO 2011			SEPTIEMBRE 2011
Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar	Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo/Cuantitativo 4.- Memorizar/Sustituir		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Razonar
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Razonar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Razonar	Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Razonar/Memorizar		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cualitativo 4.- Memorizar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos

TABLA 3. Clasificación Exámenes Química. PAU Cantabria 2012

		JUNIO 2012			SEPTIEMBRE 2012
Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Razonar/Memorizar	Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Sustituir		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Razonar/Memorizar
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cuantitativo 4.- Razonar/Memorizar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Razonar/Memorizar	Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir/Razonar		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo/Cualitativo 4.- Seguir pasos/Razonar
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo/Cuantitativo 4.- Razonar/Sustituir		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cuantitativo/Cualitativo 4.- Razonar		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos/Razonar
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Razonar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar

TABLA 4. Clasificación Exámenes Química. PAU Cantabria 2013

		JUNIO 2013			SEPTIEMBRE 2013
Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuanlitativo 4.- Seguir pasos/Razonar	Opción 1	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta abierta 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Memorizar		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Sustituir	Opción 2	Problema 1	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos		Problema 2	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos		Problema 3	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar/Razonar
	Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos		Problema 4	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuantitativo 4.- Seguir pasos
	Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cualitativo 4.- Memorizar		Problema 5	1.- Sólo un tema. 2.- Respuesta cerrada 3.- Cuanlitativo 4.- Memorizar/Razonar

TABLA 5. Clasificación Exámenes Química. PAU Cantabria 2010 según los objetivos de Química II.

		JUNIO 2010
		Objetivos
Opción 1	Problema 1	1
	Problema 2	1
	Problema 3	1
	Problema 4	1
	Problema 5	1
Opción 2	Problema 1	1
	Problema 2	1
	Problema 3	1
	Problema 4	1
	Problema 5	1

El resto de los exámenes (desde el 2010 al 2013) también se centran sólo en el objetivo 1 por lo que no se han puesto el resto de las tablas.