



Universidad de Oviedo

Vicerrectorado de Estudiantes y Empleo

Pruebas de Acceso a la Universidad

Curso 2009-2010

Materia: QUÍMICA

1.- Comentarios al Currículo. Anexo I.

2.- Estructura de la prueba.

La materia Química de la PAU aparece en las dos fases en que está estructurada la prueba: fase general (FG) y fase específica (FE). En la FG habrá dos opciones de las cuales el alumno debe elegir una y resolverla en su totalidad, sin mezclar con apartados de la otra opción. En la fase específica habrá una única opción, diferente de las dos anteriores, que debe resolverse en su totalidad. El nivel de exigencia será el mismo para todas las pruebas, tanto las de fase general como la de fase específica.

Todas las pruebas están estructuradas de la siguiente manera:

- Dos problemas numéricos.
- Dos cuestiones teóricas, con respuesta numérica o no, cada una de ellas con dos apartados independientes entre sí.
- Una cuestión relativa a una experiencia de laboratorio de las que figuran en el currículo de la materia.

3.- Materiales permitidos para resolver la prueba.

Las pruebas deben resolverse con tinta azul o negra. Es necesaria una calculadora científica, no estando permitidas las calculadoras gráficas o programables.

4.- Criterios generales de calificación.

Los objetivos generales que se pretenden valorar con estos exámenes son los que hacen referencia a la madurez y destrezas básicas que los estudiantes tienen respecto a los contenidos y técnicas fundamentales de Química de 2º de bachillerato, así como a su capacidad de razonamiento, de acuerdo con los aprendizajes que deben haber alcanzado los estudiantes en Química de 2º de bachillerato y que se encuentran establecidos en los criterios de evaluación del currículo de la materia, cuya concreción se encuentra en el apartado primero de esta ficha.

Los criterios para calificar la prueba, de acuerdo con la estructura establecida para la misma serán:

Cada uno de los problemas numéricos 2,5 puntos

Cada una de las cuestiones teóricas 2,0 puntos (1 punto para cada uno de los apartados)

La cuestión práctica de laboratorio 1,0 punto.

En cada examen se concretará la puntuación específica de cada uno de los ítems o apartados que constituyen cada bloque.

Los criterios generales para la corrección y calificación de la prueba serán:

- En la corrección se dará más importancia al proceso de resolución y al manejo adecuado de leyes y conceptos, que al resultado numérico concreto.
- En los ejercicios y problemas con varios apartados en los que la solución obtenida en uno sea imprescindible para la resolución de otro, cada apartado se valorará independientemente.
- Se obtendrá la máxima valoración de los ejercicios y problemas cuando estén adecuadamente planteados y desarrollados, tengan la solución correcta y se expresen los resultados con las unidades correspondientes. En las preguntas teóricas, la máxima valoración se alcanzará cuando la respuesta esté debidamente justificada y razonada, usando correctamente el lenguaje químico
- Se valorará en todo caso: la presentación y legibilidad, el rigor científico, el análisis de gráficos y tablas de datos, la precisión de los conceptos, la claridad y coherencia de las respuestas, la capacidad de síntesis, el uso de esquemas y dibujos, y la correcta utilización de unidades.

5.- Modelo de examen, con sus criterios específicos de calificación.

En los anexos II y III se presentan dos pruebas que podrían corresponder a la fase general, debidamente resueltas, con sus criterios específicos de evaluación y su calificación desglosada.

**Propuesta concreción currículo química 2º bachillerato.
PAU 2010**

CURSO 2009-2010

GRUPO DE TRABAJO: TALLER QUÍMICA PAU

INTRODUCCIÓN:

En el curso 2009-2010 entrará en vigor en 2º de bachillerato el nuevo currículo LOE, regulado por el Decreto 75/2008, de 6 de agosto (BOPA de 22 de agosto) y se pone en marcha el nuevo modelo de acceso a la Universidad regulado por el Real Decreto 1892/2008, de 14 de noviembre (BOE de 24 de noviembre), y al mismo tiempo comienza en nuestra Universidad la aplicación de los nuevos estudios de Grado, y entre otros el de Química.

En la reunión que los responsables de Química PAU mantuvimos el 20 de noviembre de 2008 con los profesores y profesoras que imparten Química en 2º de bachillerato en los centros docentes públicos y privados del Principado de Asturias, se acordó hacer una propuesta de concreción de algunos aspectos del currículo de Química de 2º de bachillerato (Decreto 75/2008), que sirviera de orientación tanto al profesorado, a la hora de elaborar sus programaciones docentes, como a los responsables de materia de Química PAU (2010), a la hora de elaborar las pruebas de acceso a la Universidad .

En enero de 2009 se invitó al profesorado de 2º de bachillerato a participar en el grupo de trabajo que se iba a constituir, para abordar la concreción anteriormente citada. Hubo una respuesta positiva por parte de doce profesores/as que junto con los responsables de materia de PAU, constituimos el grupo de trabajo “Taller de Química PAU”, el 19 de febrero. Los componentes del grupo de trabajo y los centros de trabajo se indican a continuación:

Nombre y apellidos	Lugar de trabajo	Correo electrónico
José Manuel Fernández Colinas	Facultad de Química	jmfc@uniovi.es
Dolores Guerra Suárez	Consejería de Educación y Ciencia	doloregs@princast.es
Mª Luz Suárez Fernández	Consejería de Educación y Ciencia	mluzsf@princast.es
Armando García Mendoza	IES Alfonso II. Oviedo	armandogo@educastur.princast.es
Carmen Lauret Braña	Colegio Internacional Meres	carmenl.b@hotmail.com
Pilar Fernández	IES Nº 5. Avilés.	pilarfernandezgarcia@yahoo.es
Ana Margarita Díaz González	IES El Batán. Mieres	anamargot@telefonica.net
Pedro Santamaría Diez	IES Jovellanos. Gijón	pedrosd@educastur.princast.es
José Luis Rodríguez Blanco	IES Leopoldo Alas Clarín. Oviedo	jluisrb@educastur.pricast.es
Elena García Martínez	IES Mata Jove. Gijón	elenagm@educastur.princast.es
Pilar Alzueta Álvarez	IES Cesar Rodríguez. Grado	mpilarla@educastur.princast.es
Isabel Romo Seco	IES La Eria. Oviedo	isabelne@educastur.princast.es
Mª Paz Coca Hernando	IES Nº 1. Gijón	mpazch@educastur.princast.es
Mª Clara Sánchez García	IES Valle de Aller. Moreda	mclarasg@educastur.princast.es
Mª Luisa Cossent Aguínaco	IES Valle de Aller. Moreda	mcca@educastur.princast.es

Los objetivos que perseguíamos eran:

1. Tener una visión del Espacio Europeo de Educación Superior: Nuevos Grados de estudios de Ciencias en la Universidad de Oviedo y perfiles de ingreso desde el Bachillerato.
2. Analizar el nuevo modelo de acceso a la universidad: papel de las materias de modalidad en la nueva PAU.
3. Hacer una propuesta de concreción del nuevo currículo de Química de 2º de bachillerato LOE para facilitar orientaciones a los centros para la elaboración de sus programaciones docentes, y a los responsables de elaboración de las pruebas de química PAU y contribuir a mejorar la coordinación de la Universidad con el profesorado de bachillerato.
4. Elaborar material y recursos didácticos para facilitar el desarrollo de algunos contenidos curriculares.

En este documento se recoge la propuesta de concreción del nuevo currículo de Química de 2º de bachillerato, así como la propuesta de trabajos prácticos de laboratorio de acuerdo con el nuevo currículo.

A la hora de elaborar esta propuesta para Química PAU hemos tenido en cuenta lo que señala el Real Decreto 1892/2008, de 14 de noviembre, respecto a la PAU:

1. La prueba se adecuará al currículo del bachillerato y versará sobre las materias, a las que se refieren los artículos 6 y 7 del Real Decreto 1467/2007, de 2 de noviembre, por el que se establece la estructura del bachillerato y se fijan sus enseñanzas mínimas, establecidas para el segundo curso.
2. **Las Administraciones educativas y las universidades públicas organizarán la prueba de acceso a la universidad y garantizarán la adecuación de la misma al currículo de bachillerato** así como la coordinación entre la universidad y los centros que imparten bachillerato para su organización y realización.
3. La fase general de la prueba tiene por objeto valorar la madurez y destrezas básicas que debe alcanzar el estudiante al finalizar el bachillerato para seguir las enseñanzas universitarias oficiales de Grado, especialmente en lo que se refiere a la comprensión de mensajes, el uso del lenguaje para analizar, relacionar, sintetizar y expresar ideas, la comprensión básica de una lengua extranjera **y los conocimientos o técnicas fundamentales de una materia de modalidad.**
4. La fase específica de la prueba, de carácter voluntario, tiene por objeto la evaluación de los **conocimientos y la capacidad de razonamiento en unos ámbitos disciplinares concretos** relacionados con los estudios que se pretenden cursar y permite mejorar la calificación obtenida en la fase general.

5. El cuarto ejercicio de la parte general versará sobre los contenidos de una materia de modalidad de segundo de bachillerato. **Consistirá en la respuesta por escrito a una serie de cuestiones adecuadas al tipo de conocimientos y capacidades que deban ser evaluados y cuyo formato de respuesta deberá garantizar la aplicación de los criterios objetivos de evaluación previamente aprobados.** El ejercicio presentará dos opciones diferentes entre las que el estudiante deberá elegir una.

6. Los ejercicios de cada una de las materias elegidas por el estudiante, en la fase específica, consistirán **en la respuesta por escrito a una serie de cuestiones adecuadas al tipo de conocimientos y capacidades que deban ser evaluados y cuyo formato de respuesta deberá garantizar la aplicación de los criterios objetivos de evaluación previamente aprobados.**

Como los conocimientos y capacidades a evaluar son los recogidos en los **Criterios de Evaluación** del currículo oficial de 2º de bachillerato, **hemos trabajado la concreción de los mismos**, cuando la redacción del currículo oficial era muy general o bien podía dar lugar a distintas interpretaciones o matizaciones, y **hemos propuesto prácticas de laboratorio** que concretan los contenidos y criterios de evaluación “experimentales” del currículo oficial.

OBSERVACIÓN: Las concreciones que se proponen se incluyen **en letra negra en los criterios de evaluación.**

OBJETIVOS:

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

1. Adquirir y poder utilizar con autonomía los conceptos, leyes, modelos y teorías más importantes, así como las estrategias empleadas en su construcción.
2. Familiarizarse con el diseño y realización de experimentos químicos, así como con el uso del instrumental básico de un laboratorio químico y conocer algunas técnicas específicas, todo ello de acuerdo con las normas de seguridad de sus instalaciones.
3. Utilizar las tecnologías de la información y la comunicación para obtener y ampliar información procedente de diferentes fuentes y saber evaluar su contenido.
4. Familiarizarse con la terminología 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 sus aplicaciones puede generar y cómo puede contribuir al logro de la sostenibilidad y de estilos de vida saludables, así como a la superación de los estereotipos, prejuicios y discriminaciones, especialmente los que por razón de sexo, origen social o creencia han dificultado el acceso al conocimiento científico a diversos colectivos a lo largo de la historia.
7. Reconocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad.

CONTENIDOS	CRITERIOS DE EVALUACIÓN
<p>1. Contenidos comunes</p> <p>— Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio; formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales teniendo en cuenta las normas de seguridad en los laboratorios y análisis de los resultados y de su fiabilidad.</p> <p>— Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada.</p> <p>— Trabajo en equipo en forma igualitaria y cooperativa, valorando las aportaciones individuales y manifestando actitudes democráticas, tolerantes y favorables a la resolución pacífica de los conflictos.</p> <p>— Valoración de los métodos y logros de la Química y evaluación de sus aplicaciones tecnológicas teniendo en cuenta sus impactos medioambientales y sociales.</p> <p>— Valoración crítica de mensajes, estereotipos y prejuicios que supongan algún tipo de discriminación.</p> <p>Estos contenidos y criterios de evaluación se desarrollan a lo largo del currículo consolidando y reforzando el trabajo del curso anterior.</p>	<p>1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico valorando las repercusiones sociales y medioambientales de la actividad científica con una perspectiva ética compatible con el desarrollo sostenible.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Este criterio, que ha de valorarse en relación con el resto de los criterios de evaluación, trata de evaluar si los estudiantes aplican los conceptos y las características básicas del trabajo científico al analizar fenómenos, resolver problemas y realizar trabajos prácticos. Para ello, se propondrán actividades de evaluación que incluyan el interés de las situaciones, análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias, realización de experiencias en condiciones controladas y reproducibles cumpliendo las normas de seguridad, análisis detenido de resultados y comunicación de conclusiones. • Asimismo, el alumno o la alumna deberá analizar la repercusión social de determinadas ideas científicas a lo largo de la historia, las consecuencias sociales y medioambientales del conocimiento científico y de sus posibles aplicaciones y perspectivas, proponiendo medidas o posibles soluciones a los problemas desde un punto de vista ético comprometido con la igualdad, la justicia y el desarrollo sostenible. • También se evaluará la búsqueda y selección crítica de información en fuentes diversas, y la capacidad para sintetizarla y comunicarla citando adecuadamente autores y fuentes, mediante informes escritos o presentaciones orales, usando los recursos precisos tanto bibliográficos como de las tecnologías de la información y la comunicación. • En estas actividades se evaluará que el alumno o la alumna muestra predisposición para la cooperación y el trabajo en equipo, manifestando actitudes y comportamientos democráticos, igualitarios y favorables a la convivencia.

2-Estructura atómica y clasificación periódica de los elementos

— Del átomo de Bohr al modelo cuántico. Hipótesis de Planck y Einstein. El modelo atómico de Bohr y la interpretación del espectro del átomo de hidrógeno.

— Importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química. Hipótesis de De Broglie, principio de incertidumbre de Heisenberg.

— Interpretación de los números cuánticos. Principio de exclusión de Pauli y regla de Hund. Orbitales atómicos.

— Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos.

— Estructura electrónica y periodicidad. Tendencias periódicas en las propiedades de los elementos

2. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.

- Se trata de comprobar si el alumnado conoce las insuficiencias del modelo de Bohr y la necesidad de otro marco conceptual que condujo al modelo cuántico del átomo, si distingue entre la órbita de Bohr y el orbital del modelo mecanocuántico.
- También se evaluará si aplica los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas **de átomos e iones monoatómicos (no elementos de transición) hasta $Z=54$ (deben conocer las excepciones del Cu y el Cr)**, los números cuánticos asociados a cada uno de los electrones de un átomo, y **razona, a partir de las estructuras electrónicas, cuales representan un estado excitado, un estado fundamental o son imposibles.**
- Es capaz de justificar, a partir de dichas estructuras electrónicas, la ordenación de los elementos y su reactividad química, interpretando las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo (**de los elementos representativos**) y la variación periódica de algunas de sus propiedades (**de los elementos del segundo periodo**) como son los radios atómicos e iónicos, la electronegatividad, la afinidad electrónica (**en halógenos**) y la **primera** energía de ionización.
- Se valorará si conoce la importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

3. Enlace químico y propiedades de las sustancias.

--El enlace químico y la estabilidad energética de los átomos enlazados.

- El enlace iónico. Concepto de energía de red. Estructura y propiedades de las sustancias iónicas.

- Enlaces covalentes. Teoría de Lewis. Teoría de la repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia. Geometría y polaridad de moléculas sencillas.

- Enlaces entre moléculas. Fuerzas de van der Waals y enlace de hidrógeno. Propiedades de las sustancias moleculares y de los sólidos con redes covalentes.

- Estudio cualitativo del enlace metálico: teoría de la nube electrónica. Propiedades de los metales.

- Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de la misma.

3. Utilizar el modelo de enlace para comprender tanto la formación de moléculas como de cristales y estructuras macroscópicas y utilizarlo para deducir algunas de las propiedades de diferentes tipos de sustancias.

- Se evaluará si se sabe deducir la fórmula, la forma geométrica (**indicando la forma y ángulos de enlace de moléculas en que el átomo central tenga hasta cuatro pares de electrones**) y la posible polaridad (**basándose en su geometría y las polaridades de sus enlaces**) de moléculas sencillas aplicando estructuras de Lewis y la teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos (**moléculas con enlaces sencillos, dobles y triples : H_2 , Cl_2 , H_2O , NH_3 , HCl , CCl_4 , CH_4 , C_2H_6 , $BeCl_2$, BF_3 , CH_4O , O_2 , SO_2 , CO_2 , C_2H_4 , CH_2O , CH_2O_2 , CO_3^{2-} , NO_3^- , N_2 , HCN , C_2H_2 , H_3O^+ , NH_4^+**).
- Asimismo, se evaluará el conocimiento de la formación y propiedades de las sustancias iónicas: **Predice si un compuesto formado por dos elementos será iónico basándose en sus diferencias de electronegatividad. Representa la estructura del cloruro de sodio como ejemplo de red iónica. Aplica el ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto iónico formado por un elemento alcalino y un halógeno. Explica cómo afecta a la energía de red de los compuestos iónicos los tamaños relativos de los iones ($LiF-KF$) y las cargas de los mismos ($KF-CaO$). Compara los valores de puntos de fusión de compuestos iónicos que tengan un ión en común. Explica el proceso de disolución de un compuesto iónico en agua y su conductividad eléctrica.**
- Se comprobará la utilización de los enlaces intermoleculares para predecir si una sustancia molecular tiene temperaturas de fusión y de ebullición altas o bajas y si es o no soluble en agua. **Utilizando la fortaleza de las fuerzas de Van der Waals y la capacidad de formar enlaces de hidrógeno justifica la diferencia de puntos de ebullición y fusión de las sustancias:**
 $F_2 / Cl_2 / Br_2 / I_2$; $HF / HCl / HBr / HI$ y compuestos similares con los elementos de los grupos 15 y 16
 CH_3OCH_3 / CH_3CH_2OH ; CH_2O / C_2H_6 ; $CH_3CH_2COOH / CH_3COOCH_3$; $(CH_3)_3N / CH_3CH_2CH_2NH_2$
y justifica la diferencia de solubilidad en agua de dos sustancias sencillas:
 NH_3 / BF_3 ; $CH_3CH_2COOH / CH_3COOCH_3$; CH_3COOH / C_4H_{10} ; $CH_3CH_2CH_2OH / CH_3CH_2OCH_3$

- También ha de evaluarse que los estudiantes explican la formación y propiedades de los sólidos con redes covalentes y de los metales, justificando sus propiedades: **Predicen si un compuesto formado por dos elementos será covalente basándose en sus diferencias de electronegatividad; justifican la diferencia de punto de fusión y dureza del CO_2 y SiO_2 justifican la maleabilidad, ductilidad, conductividad eléctrica de los metales según la teoría de la nube electrónica.**
- También se evaluará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien propiedades como la solubilidad de diferentes sustancias en disolventes polares y no polares, así como la conductividad de sustancias (puras o de sus disoluciones acuosas), **interpretando la solubilidad de sustancias como el permanganato de potasio, yodo, grafito y cobre en agua y en un disolvente orgánico (como tolueno, tetracloruro de carbono, ciclohexano) y diseñando un experimento que permita comprobar la conductividad de las sustancias anteriores.**
- Por último debe valorarse si los estudiantes comprenden que los modelos estudiados representan casos límites para explicar la formación de sustancias.

4. Transformaciones energéticas en las reacciones químicas. Espontaneidad de las reacciones químicas

— Energía y reacción química. Procesos endo y exotérmicos. Concepto de entalpía: entalpía de reacción y entalpía de formación. Ley de Hess, aplicación al cálculo de entalpías de reacción. Determinación experimental de un calor de reacción. Entalpía de enlace e interpretación de la entalpía de reacción.

— Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico. Segundo principio de la termodinámica. Conceptos de entropía y de energía libre.

— Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales: contaminación producida por los combustibles.

— Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud.

4. Explicar el significado de la entalpía de un sistema y determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir, de forma cualitativa, la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones

- Este criterio pretende averiguar si los estudiantes comprenden el significado de la función de entalpía de una reacción así como de la variación de entalpía de una reacción **(interpretando y utilizando la estequiometría de la reacción y el convenio de signos asociado al calor y a las variaciones de entalpía)**.
- Si son capaces de construir e interpretar diagramas entálpicos y **deducir a partir de ellos si una reacción es endotérmica o exotérmica**, asociar los intercambios energéticos a la ruptura y formación de enlaces **en reacciones sencillas como la combustión de hidrocarburos de baja masa molecular y de formación de moléculas sencillas como el H₂O, HCl, NH₃ en fase gaseosa, interpretando cualitativamente el resultado**.
- Deben también aplicar la ley de Hess **(para la determinación teórica de entalpías de reacción)**, utilizar las entalpías de formación, hacer balances de materia y energía y determinar experimentalmente calores de reacción **(en una experiencia encaminada a determinar de forma cuantitativa el calor que se absorbe o desprende en una reacción de neutralización en medio acuoso -NaOH+HCl- que evoluciona a presión constante, interpretando los resultados obtenidos)**.
- También deben predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre: **Utilizar el concepto de entropía y asociarla al grado de desorden para predecir de forma cualitativa el signo de la variación de entropía en una reacción química dada en función de la variación en el número de moles de sustancias gaseosas. Utilizar una ecuación termoquímica dada para determinar el signo de la variación de energía libre, y a partir de ella valorar la tendencia a la espontaneidad de dicha reacción y predecir de forma cualitativa la influencia de la temperatura en la espontaneidad de la reacción química**.
- Asimismo se comprobará si reconocen y valoran las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen en la salud, en la economía y en el medio ambiente.
- En particular, han de conocer las consecuencias del uso de combustibles fósiles **en la obtención de energía e identificar el CO₂ procedente de dichas combustiones** como causa del efecto invernadero y cambio climático que está teniendo lugar, así como los efectos contaminantes de otras especies químicas producidas en las combustiones (óxidos de azufre y de nitrógeno, partículas sólidas de compuestos no volátiles, etc.).

5- El equilibrio químico

- Características macroscópicas del equilibrio químico. Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico.

- La constante de equilibrio. El cociente de reacción. Factores que afectan a las condiciones del equilibrio. Criterio general de evolución a nuevas posiciones de equilibrio. Estudio experimental y teórico de los cambios de las condiciones sobre el equilibrio. Principio de Le Chatelier.

- Las reacciones de precipitación como ejemplos de equilibrios heterogéneos. Solubilidad y producto de solubilidad. Estudio cualitativo de la disolución de precipitados. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación.

- Aplicaciones del equilibrio químico a la vida cotidiana y a procesos industriales.

5-Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema y resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.

- A través de este criterio se trata de comprobar si se reconoce macroscópicamente cuándo un sistema se encuentra en equilibrio, se interpreta microscópicamente el estado de equilibrio **dinámico de una disolución saturada de un sólido iónico y de una reacción química**. Resuelven ejercicios y problemas tanto de equilibrios homogéneos **en fase gaseosa (constantes de equilibrio K_c y K_p , concentraciones molares iniciales y en el equilibrio, presiones parciales)** como heterogéneos, **en el caso de reacciones de precipitación (la solubilidad o el producto de solubilidad) con las siguientes sustancias: Halogenuros de plata; Sulfatos de plomo(II), mercurio(II), calcio, bario y estroncio; carbonatos de plomo(II), calcio, estroncio y bario; sulfuros de plomo(II) y mercurio(II), diferenciando cociente de reacción y constante de equilibrio.**
- También se evaluará si predice, **cualitativamente**, aplicando el principio de Le Chatelier, la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él.
- Por otra parte, se tendrá en cuenta si justifican las condiciones experimentales que favorecen el desplazamiento del equilibrio en el sentido deseado, tanto en procesos industriales (obtención de amoníaco o del ácido sulfúrico) como en la protección del medio ambiente (precipitación como método de eliminación de iones tóxicos) y en la vida cotidiana (disolución de precipitados en la eliminación de manchas).
- Asimismo se valorará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos (**sistemas dióxido de nitrógeno/tetraóxido de dinitrógeno y tiocianato/hierro(III)**) como heterogéneos (**Formación de precipitados $AgCl$ y $BaCO_3$ y posterior disolución de los mismos**).

6. Ácidos y bases

- Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de una sustancia. Teoría de Brønsted y Lowry. Las reacciones de transferencia de protones. Ácidos y bases fuertes y débiles. Indicadores ácido-base.

- Disociación del agua. Concepto de pH. Cálculo y medida del pH en disoluciones acuosas de ácidos y bases. Importancia del pH en la vida cotidiana.

- Volumetrías ácido-base. Punto de equivalencia. Aplicaciones y tratamiento experimental.

- Tratamiento cualitativo de las disoluciones acuosas de sales como casos particulares de equilibrios ácido-base.

- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras del pH y sus aplicaciones.

- Algunos ácidos y bases de interés industrial y en la vida cotidiana. El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

6. Aplicar la teoría de Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.

- Este criterio pretende averiguar si los estudiantes clasifican las sustancias o sus disoluciones como ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brønsted, conocen el significado y manejo de los valores de las constantes de equilibrio, **indicando cuando se realizan aproximaciones en los cálculos** y las utilizan para predecir el carácter ácido o básico de las disoluciones acuosas de sales (**NaCl, KNO₃, NaClO, CH₃COONa, KCN, NH₄Cl**) comprobándolo experimentalmente.
- Así mismo se evaluará si calculan el pH en disoluciones de ácidos **fuertes (HClO₄, HI, HBr, HCl, HNO₃)**, ácidos débiles (**CH₃COOH, HCN**), bases fuertes (**NaOH, KOH, Ba(OH)₂**) y bases débiles (**NH₃**).
- También se valorará si conocen el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base (**HCl + NaOH; CH₃COOH + NaOH; HCl+NH₃**) eligiendo el indicador más adecuado en cada caso y saben realizarlo experimentalmente.
- Asimismo deberán valorar la importancia práctica que tienen los ácidos y las bases en los distintos ámbitos de la química y en la vida cotidiana (antiácidos, limpiadores,...), así como alguna aplicación de las disoluciones reguladoras (**describe la composición de alguna disolución reguladora -amoníaco/cloruro de amonio y ácido acético/acetato de sodio- y explica cualitativamente su funcionamiento en el control del pH**).
- Por último se describirá las consecuencias que provocan la lluvia ácida y los vertidos industriales en suelos, acuíferos y aire, proponiendo razonadamente algunas medidas para evitarlas.

7. Introducción a la electroquímica.

- Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de ecuaciones redox por el método del ion-electrón.

- Concepto de potencial de reducción estándar. Escala de oxidantes y reductores.

- Valoraciones redox. Tratamiento experimental.

- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: pilas y baterías eléctricas. Pilas de combustible.

- La electrólisis: importancia industrial y económica. La corrosión de metales y su prevención. Residuos y reciclaje.

- Algunos procesos electroquímicos industriales en Asturias (obtención de aluminio y cinc).

7. Ajustar reacciones de oxidación-reducción y aplicarlas a problemas estequiométricos. Saber el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, predecir, de forma cualitativa, el posible proceso entre dos pares redox y conocer algunas de sus aplicaciones como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas y la electrólisis.

- Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, reconocen este tipo de reacciones **mediante el cambio en el número de oxidación, indicando el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce,** las ajustan empleando semireacciones **en medio ácido o básico, en forma molecular o iónica, con una sola especie que se oxide o reduzca entre los oxidantes (O_2 , Cl_2 , Cu^{2+} , Ag^+ , NO_3^- , CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^-) y los reductores (C, S, H_2 , Zn, Mg, Fe^{2+} , Sn^{2+} , Cu^+ , NO_2^- , SO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$, CO, NO, SO_2), y las aplican a la resolución de problemas estequiométricos y al cálculo de cantidades de sustancias intervinientes en procesos electroquímicos (**deposición de metales, electrolisis del agua o de sales fundidas**).**
- También si, empleando las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, predicen, **de forma cualitativa**, la posible evolución de estos procesos **interpretando datos de potenciales redox y usándolos para predecir el sentido de reacciones en las intervengan, así como la estabilidad de unas especies químicas respecto a otras**, comprobando experimentalmente **el poder oxidante o reductor de unas especies frente a otras (metales frente a ácidos oxidantes o no oxidantes, metales frente a disoluciones de cationes metálicos)**.
- También se evaluará si conocen y valoran la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales y las soluciones a los problemas ambientales que el uso de las pilas genera
- Asimismo deberán describir los procesos electroquímicos básicos implicados en la fabricación de cinc o aluminio en el Principado de Asturias.
- Asimismo, debe valorarse si son capaces de describir los elementos e interpretar los procesos que ocurren en las células electroquímicas y en las electrolítica, mediante experiencias tales como: la construcción de una pila Daniell, la realización de procesos electrolíticos como deposiciones de metales, la electrólisis del agua, etc.

8- Química del carbono: estudio de algunas funciones orgánicas

— Estructura y enlaces en moléculas orgánicas: geometría y polaridad. Isomería geométrica.

— Relación entre fuerzas intermoleculares y las propiedades físicas de los principales compuestos orgánicos (alcoholes, ácidos grasos y ésteres).

— Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.

— Los grupos funcionales como centros de reactividad molecular: estudio de los tipos principales de reacciones orgánicas.

— Obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. Estudio de algunos ésteres de interés. Importancia de alcoholes y ácidos grasos.

— Polímeros y reacciones de polimerización. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.

— La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

8. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.

- El objetivo de este criterio es comprobar si los estudiantes conocen las posibilidades de enlace del carbono (**y justifican la existencia de isómeros geométricos por la imposibilidad de giro del doble enlace**) y formulan y nombran hidrocarburos saturados e insaturados, derivados halogenados y compuestos orgánicos oxigenados (**alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos orgánicos, ésteres**) y nitrogenados (**aminas, amidas, nitrilos**) con una única función orgánica.
- Asimismo se evaluará si reconocen y clasifican los diferentes tipos de reacciones aplicándolas a la obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres: **Obtención de un alcohol (etanol y 2-propanol) por la adición de agua a un alqueno (razonar la posibilidad de obtener mezclas de isómeros, sin valorar cuál sería el mayoritario). Halogenación del benceno. Deshidratación del etanol en presencia de ácidos fuertes. Oxidación de etanol y 2-propanol y obtención del acetato de etilo.**
- También ha de valorarse si relacionan las propiedades físicas de estas sustancias con la naturaleza de los enlaces presentes (covalentes y fuerzas intermoleculares) (**Justificando los altos valores de las temperaturas de ebullición de los alcoholes comparándolos con los de los hidrocarburos de semejante masa molecular, que los hidrocarburos sean insolubles en agua; así como la diferencia de solubilidad en agua del etanol, del ácido acético y del acetato de etilo**) y las propiedades químicas con los grupos funcionales como centros de reactividad (**justificando el carácter ácido de los ácidos carboxílicos y el carácter básico de las aminas**).
- Por otra parte se valorará la importancia industrial y biológica de dichas sustancias (**etileno**), sus múltiples aplicaciones y las repercusiones que su uso genera (fabricación de pesticidas, etc.).

Contenidos bloque 8: Química del carbono

- Polímeros y reacciones de polimerización. Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.

— La síntesis de medicamentos. Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.

9. Describir la estructura general de los polímeros y valorar su interés económico, biológico e industrial, así como el papel de la industria química orgánica y sus repercusiones.

- Mediante este criterio se comprobará si el alumno o la alumna describe el proceso de polimerización en la formación de estas sustancias macromoleculares, **polimerización por adición (Explicar la formación del polietileno y el cloruro de polivinilo) y polimerización por condensación (Explicar la formación del nailon –poliamida- a partir de la diamina y el ácido dicarboxílico correspondiente, y de los poliésteres a partir de un diol y un ácido dicarboxílico)**
- Identifica la estructura monoméricas de polímeros naturales (polisacáridos, proteínas, caucho) y artificiales (polietileno, PVC, poliamidas, poliésteres).
- También se evaluará si conoce el interés económico, biológico e industrial que tienen, así como los problemas que su obtención, utilización y reciclaje pueden ocasionar (**polietileno**)
- Además, se valorará el conocimiento del papel de la química en nuestras sociedades y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

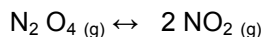
MATERIA: QUÍMICA

Propuesta de modelo de examen PAU 2010.

1.- Problema numérico (2,5 puntos).

Ejemplo

Se introducen 0,60 moles de tetraóxido de dinitrógeno (N_2O_4) en un recipiente de 10 litros a $120^\circ C$, estableciéndose el siguiente equilibrio:



Cuando se alcanza el equilibrio, la presión total es de 2 atm. Calcule:

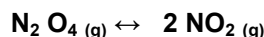
A) El número de moles de cada sustancia en el equilibrio, así como el valor de K_C a esa temperatura. **(1,5 puntos)**

B) El valor de K_P a esa temperatura y las presiones parciales en el equilibrio. **(1 punto)**

Dato: $R = 0,082 \text{ atm L K}^{-1}\text{mol}^{-1}$

Solución.

A)



Moles iniciales	0,60	0	
Moles en el equilibrio	$0,60 - x$	$2x$	(0,25 puntos)

Moles totales en el equilibrio = $0,60 + x$

Presión en el equilibrio 2 atm

$PV = nRT$ calculamos $n = 0,62$ moles

$x = 0,62 - 0,60 = 0,02$ moles **(0,25 puntos)**

Moles de cada sustancia en el equilibrio :

Moles $N_2O_4(g) = 0,60 - 0,02 = \boxed{0,58 \text{ moles}}$ **(0,25 puntos)**

Moles $NO_2(g) = 2 \cdot 0,02 = \boxed{0,04 \text{ moles}}$ **(0,25 puntos)**

Expresión de K_C :

$$K_C = \frac{[NO_2]^2}{[N_2O_4]} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

$$K_C = \frac{\left[\frac{0,04}{10}\right]^2}{\left[\frac{0,58}{10}\right]} = \boxed{2,76 \cdot 10^{-4}} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

B) $K_P = K_C (RT)^{\Delta n}$ **(0,25 puntos)** $K_P = \boxed{8,89 \cdot 10^{-3}}$ **(0,25 puntos)**

Otra posibilidad:

$$K_p = \frac{p_{\text{NO}_2}^2}{p_{\text{N}_2\text{O}_4}}$$

(0,25 puntos)

Valor de K_p calculado correcto

(0,25 puntos)

$$P(\text{NO}_2) = \frac{0,04}{0,62} \cdot 2 = \boxed{0,129 \text{ atm}}$$

(0,25 puntos)

$$P(\text{N}_2\text{O}_4) = \frac{0,58}{0,62} \cdot 2 = \boxed{1,871 \text{ atm}}$$

(0,25 puntos)

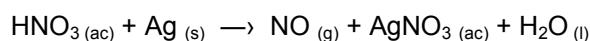
Criterios de evaluación:

Resuelven ejercicios y problemas de equilibrios homogéneos **en fase gaseosa (constantes de equilibrio K_c y K_p , concentraciones molares iniciales y en el equilibrio, presiones parciales).**

2.- Problema numérico (2,5 puntos).

Ejemplo.

El nitrato de plata se obtiene haciendo reaccionar la plata metálica con ácido nítrico diluido, según la reacción:

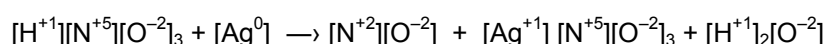


- A) Justificar que se trata de una reacción redox señalando las especies oxidante y reductora y ajustar la reacción por el método del ión-electrón. **(1,5 puntos)**
B) Si hacemos reaccionar en el laboratorio 50 g de plata con ácido nítrico suficiente, calcula la cantidad de nitrato de plata obtenida, sabiendo que el rendimiento de la reacción ha sido del 60%. **(1 punto)**

Masas atómicas: N = 14 (u); O = 16 (u); H = 1 (u); Ag = 107,8 (u)

Solución.

A) Se hallan los números de oxidación de los átomos



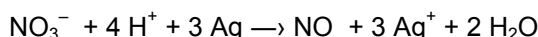
Hay dos átomos que cambian su número de oxidación, $[\text{N}^{+5}]$ y $[\text{Ag}^0]$, el número de oxidación de la plata aumenta, se hace más positivo, $[\text{Ag}^{+1}]$, y el número de oxidación del nitrógeno disminuye, se hace menos positivo, $[\text{N}^{+2}]$, lo que justifica que la reacción sea redox. **(0,25 puntos)**

La Ag se oxida y actúa como reductor. **(0,25 puntos)**

El HNO_3 se reduce y actúa como oxidante. **(0,25 puntos)**



El número de electrones cedidos por el reductor ha de ser igual al número de electrones ganados por el oxidante, por lo que se multiplica la ecuación de oxidación por 3 y la de reducción por 1, resultando la ecuación iónica:



De la que se deduce la ecuación molecular



Criterios de evaluación.

- Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, reconocen este tipo de reacciones mediante el cambio en el número de oxidación, indicando el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce, las ajustan empleando semireacciones en medio ácido o básico, en forma molecular o iónica, con una sola especie que se oxide o reduzca entre los oxidantes (O_2 , Cl_2 , Cu^{2+} , Ag^+ , NO_3^- , CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, MnO_4^-) y los reductores (C , S , H_2 , Zn , Mg , Fe^{2+} , Sn^{2+} , Cu^+ , NO_2^- , SO_3^{2-} , $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$, CO , NO , SO_2), y las aplican a la resolución de problemas estequiométricos y al cálculo de cantidades de sustancias intervinientes en procesos electroquímicos (deposición de metales, electrolisis del agua o de sales fundidas).

B) **(0,50 puntos)** **(0,25 puntos)**

$$50,0 \text{ g Ag} \times \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} \times \frac{3 \text{ moles AgNO}_3}{3 \text{ moles Ag}} \times \frac{169,88 \text{ g AgNO}_3}{1 \text{ mol AgNO}_3} \times \frac{[60 \text{ g AgNO}_3]_{\text{reales}}}{[100 \text{ g AgNO}_3]_{\text{teóricos}}} =$$
$$= 47,3 \text{ g AgNO}_3 \text{ (reales)}$$

(0,25 puntos)

Criterios de evaluación.

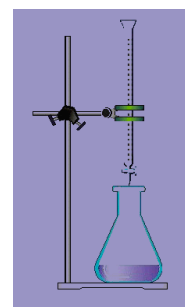
- Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, reconocen este tipo de reacciones mediante el cambio en el número de oxidación, indicando el oxidante, el reductor, la especie que se oxida y la que se reduce,, las ajustan empleando semireacciones en medio ácido o básico, en forma molecular o iónica, con una sola especie que se oxide o reduzca entre los oxidantes (O_2 , Cl_2 , Cu^{2+} , Ag^+ , NO_3^- , CrO_4^{2-} , $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^-) y los reductores (C, S, H_2 , Zn, Mg, Fe^{2+} , Sn^{2+} , Cu^+ , NO_2^- , SO_3^{2-} , $C_2O_4^{2-}$, CO, NO, SO_2), y las aplican a la resolución de problemas estequiométricos y al cálculo de cantidades de sustancias intervinientes en procesos electroquímicos (deposición de metales, electrolisis del agua o de sales fundidas).

3. Práctica de laboratorio (1,0 puntos).

Ejemplo.

Para determinar la composición de un vinagre de vino comercial, se tomó una muestra de 25 mL de la misma y se valoró con una disolución de hidróxido de sodio 0.5 M.

- A) Dado el montaje de la figura, indicar el lugar en que se colocarían los reactivos que intervienen en el experimento volumétrico. **(0.5 puntos)**
- B) Justificar qué indicador, fenolftaleína (intervalo de viraje 8,0-9,8) o naranja de metilo (intervalo de viraje 3,1-4,4), se debería utilizar para esta valoración e indicar cual sería el cambio de color observable. **(0.5 puntos)**



Solución.

- A) bureta: disolución de hidróxido de sodio. **(0.25 puntos)**
matraz erlenmeyer: vinagre + gotas de indicador. **(0.25 puntos)**
- B) Fenolftaleína: ya que se trata de una neutralización entre un ácido débil y una base fuerte y el pH en el punto de equivalencia es básico **(0.25 puntos)**
Cambia de incolora a rosa. **(0.25 puntos)**

Criterios de evaluación.

También se valorará si conocen el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base ($HCl + NaOH$; $CH_3COOH + NaOH$; $HCl + NH_3$) eligiendo el indicador más adecuado en cada caso y saben realizarlo experimentalmente.

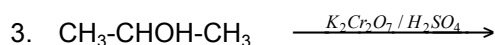
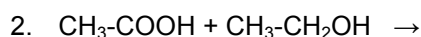
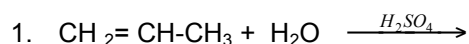
4. Cuestión (2,0 puntos).

Ejemplo

- A) La tabla adjunta muestra las temperaturas de ebullición de algunos hidrocarburos y alcoholes. Explicar de forma razonada los valores anormalmente elevados de las temperaturas de ebullición de los alcoholes. (1 punto)

Compuesto	Masa molecular (u)	Temp. ebullición (°C)
Etano	30	-88,6
Metanol	32	64,7
Propano	44	-42,2
Etanol	46	78,6

- B) Completa las siguientes reacciones orgánicas:



(1 punto)

A) Solución.

Indican que los compuestos a comparar por parejas son: etano-metanol y propano-etanol.

(0,25 puntos)

Asocian los valores elevados de las temperaturas de ebullición de los alcoholes a la presencia del grupo funcional -OH.

(0,25 puntos)

Indican la capacidad de los alcoholes para formar enlaces de hidrógeno.

(0,25 puntos)

Indican también que en los hidrocarburos las únicas fuerzas intermoleculares son del tipo de Van der Waals, mucho más débiles que los enlaces de hidrógeno.

(0,25 puntos).

Criterios de evaluación.

También ha de valorarse si relacionan las propiedades físicas de estas sustancias con la naturaleza de los enlaces presentes (covalentes y fuerzas intermoleculares) (**justificando los altos valores de las temperaturas de ebullición de los alcoholes comparándolos con los de los hidrocarburos de semejante masa molecular...**)

B) Solución:

- Adición de agua en medio ácido, obteniéndose la mezcla de los dos alcoholes isómeros debido a la asimetría del alqueno.
 $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3 + \text{CH}_3-\text{CHOH}-\text{CH}_3$ (0,25 puntos)
- Esterificación: $\text{CH}_3-\text{COO}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ (0,25 puntos)
- Oxidación de un alcohol secundario: $\text{CH}_3-\text{CO}-\text{CH}_3$ (0,25 puntos)
- Deshidratación de un alcohol: $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ (0,25 puntos)

Criterios de evaluación.

Asimismo se evaluará si reconocen y clasifican los diferentes tipos de reacciones aplicándolas a la obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres: **obtención de un alcohol (etanol y 2-propanol) por la adición de agua a un alqueno (razonar la posibilidad de obtener mezclas de isómeros, sin valorar cuál sería el mayoritario)... Deshidratación del etanol en presencia de ácidos fuertes. Oxidación de etanol y 2-propanol y obtención del acetato de etilo.**

5. Cuestión (2,0 puntos).**Ejemplo**

A) Dadas las siguientes configuraciones electrónicas de átomos e iones explica cuales corresponden a un estado fundamental, a un estado excitado, son imposibles o incorrectas:

$\text{Ne} = 1s^2 2s^2 2p^5 2d^1$; $\text{Na} = 1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$; $\text{Mg}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; $\text{S}^{2-} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
(1 punto)

$Z(\text{Ne}) = 10$; $Z(\text{Na}) = 11$; $Z(\text{Mg}) = 12$; $Z(\text{S}) = 16$.

B)

Compuesto	Energía de red (kJ/mol)
LiF	-1037
NaF	-926
KF	-821

Justificar la variación observada en los valores de la energía de red para los fluoruros alcalinos y relacionar dicha variación con sus diferentes puntos de fusión. **(1 punto)**

A) Solución:

- El Ne es imposible porque no existen orbitales 2d. (0,25 puntos)
- El Na es un estado excitado porque el último electrón entra en 3s. (0,25 puntos)
- El Mg^{2+} no es correcto porque sobra el electrón situado en 3s. (0,25 puntos)
- El S^{2-} corresponde al estado fundamental. (0,25 puntos)

Criterios de evaluación.

También se evaluará si aplica los principios y reglas que permiten escribir estructuras electrónicas de átomos e iones monoatómicos (no elementos de transición) hasta $Z=54$ (deben conocer las excepciones del Cu y el Cr), los números cuánticos asociados a cada uno de los electrones de un átomo, y razona, a partir de las estructuras electrónicas, cuales representan un estado excitado, un estado fundamental o son imposibles.

B) Solución:

La energía de red en un compuesto iónico es, en valor absoluto, proporcional a la carga de los iones y al tamaño de los mismos. **(0,25 puntos)**

En este caso tienen la misma carga los aniones y cationes de cada compuesto. Cuanto mayor sea el tamaño de los iones, menor es la energía de red y viceversa. **(0,25 puntos)**

Como el anión es el mismo en todos los casos y el tamaño de los cationes es $\text{Li}^+ < \text{Na}^+ < \text{K}^+$ queda justificada la diferencia de energías de red puesto que cuanto menor sea el catión mayor es la energía de red. **(0,25 puntos)**

Cuanto mayor sea la energía de red más cuesta destruir la red iónica, por tanto, mayor será la temperatura de fusión pues hay que debilitar uniones entre iones. Los puntos de fusión irán decreciendo: $\text{LiF} > \text{NaF} > \text{KF}$. **(0.25 puntos)**

Criterios de evaluación.

Explica cómo afecta a la energía de red de los compuestos iónicos los tamaños relativos de los iones (LiF - KF) y las cargas de los mismos (KF – CaO). Compara los valores de puntos de fusión de compuestos iónicos que tengan un ión en común.

2.- Problema numérico (2,5 puntos)

Las entalpías estándar de combustión (ΔH°) del 1,3-butadieno [$C_4H_6(g)$], butano [$C_4H_{10}(g)$], e hidrógeno [$H_2(g)$] son, respectivamente, -2540, -2878, -286 kJ por mol.

A) A partir de estos datos, calcule el valor de la entalpía estándar de la reacción de hidrogenación:



B) Si en la reacción de hidrogenación, en condiciones estándar, de una cierta masa de $C_4H_6(g)$, se desprenden 340 kJ ¿Qué masa, en gramos, de $C_4H_{10}(g)$ se habrá obtenido si el rendimiento de la reacción es del 90%? (1,0 puntos)

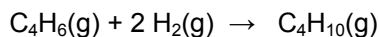
Datos: $M(C) = 12 \text{ u}$; $M(H) = 1 \text{ u}$

Solución.

A) Ecuaciones termoquímicas de combustión:

	ΔH° (kJ/mol)	
(1) $C_4H_6(g) + 11/2 O_2(g) \longrightarrow 4 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$	- 2540	(0,25 puntos)
(2) $C_4H_{10}(g) + 13/2 O_2(g) \longrightarrow 4 CO_2(g) + 5 H_2O(l)$	- 2878	(0,25 puntos)
(3) $H_2(g) + 1/2 O_2(g) \longrightarrow H_2O(l)$	-286	(0,25 puntos)

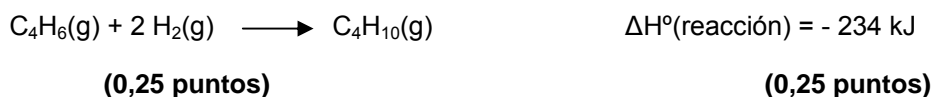
Ecuación problema:



Combinación de ecuaciones: (1) – (2) + [2 x (3)] (0,25 puntos)

	ΔH° (kJ)
(1) $C_4H_6(g) + 11/2 O_2(g) \longrightarrow 4 CO_2(g) + 3 H_2O(l)$	- 2540
-(2) $4 CO_2(g) + 5 H_2O(l) \longrightarrow C_4H_{10}(g) + 13/2 O_2(g)$	+ 2878
2 x (3) $2 H_2(g) + O_2(g) \longrightarrow 2 H_2O(l)$	- 572

Reacción resultante:



B) $\Delta H^\circ(\text{reacción}) = - 340 \text{ kJ}$

$$\underbrace{340 \text{ kJ} \times \frac{1 \text{ mol } C_4H_6(g)}{234 \text{ kJ}}}_{(0,25 \text{ puntos})} \times \underbrace{\frac{0,9 \text{ moles } C_4H_{10}(g)}{1 \text{ mol } C_4H_6(g)}}_{(0,25 \text{ puntos})} \times \underbrace{\frac{54 \text{ g } C_4H_{10}(g)}{1 \text{ mol } C_4H_{10}(g)}}_{(0,25 \text{ puntos})} = \underbrace{70,6 \text{ g } C_4H_{10}(g)}_{(0,25 \text{ puntos})}$$

Criterios de evaluación:

Criterio 4.3. Deben también aplicar la ley de Hess (para la determinación teórica de entalpías de reacción), utilizar las entalpías de formación, hacer balances de materia y energía y determinar experimentalmente calores de reacción.....

3.- Práctica de laboratorio (1,0 puntos)

En el laboratorio se realizan las siguientes experiencias:

- A) En un tubo de ensayo se vierten 5 mL de una disolución acuosa concentrada de cloruro de bario (BaCl_2). A continuación se añaden gotas de una disolución acuosa de carbonato de sodio (Na_2CO_3) hasta que se observa un cambio. Explique el cambio observado y escriba la reacción química correspondiente al citado cambio.

(0,50 puntos)

- B) Al contenido del tubo resultante del apartado A), se le añade gota a gota una disolución acuosa de ácido clorhídrico (HCl). Explique el cambio que se observa y escriba la reacción química correspondiente al citado cambio.

(0,50 puntos)

Solución.

- A) Se observará la formación de un precipitado blanco de carbonato de bario, BaCO_3 .

(0,25 puntos)

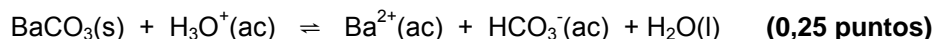
La reacción química correspondiente a la formación del precipitado es:



- B) Al añadir HCl al contenido del tubo de ensayo se observa la disolución del precipitado.

(0,25 puntos)

La reacción química correspondiente es:



Criterios de evaluación.

Criterio 5.4. Asimismo, **se valorará la realización e interpretación de experiencias de laboratorio donde se estudien los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico**, tanto en equilibrios homogéneos [sistemas dióxido de nitrógeno/tetraóxido de dinitrógeno y tiocianato/hierro(III)] **como heterogéneos (formación de precipitados AgCl y BaCO_3 y posterior disolución de los mismos).**

4.- Cuestión (2,0 puntos)

- A) Para la molécula CCl_4 :
- Escriba la estructura de Lewis. **(0,50 puntos)**
 - Dibuje la forma de la molécula e indique el valor aproximado de sus ángulos de enlace. **(0,50 puntos)**.
- Datos:** C(Z = 6); Cl (Z = 17)
- B) Indique el grupo de la tabla periódica al que pertenecen los elementos que presentan las siguientes configuraciones electrónicas: a) $[\text{gas noble}]ns^1$; b) $[\text{gas noble}]ns^2np^3$; c) $[\text{gas noble}]ns^2(n-1)d^6$; d) $[\text{gas noble}]ns^2(n-1)d^{10}np^5$. Justifique la respuesta. **(1,0 puntos)**.

Solución.

- A) i) Las configuraciones electrónicas de los dos elementos son:

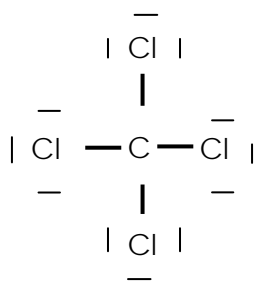
C: $1s^2; 2s^2 2p^2$ (cuatro electrones de valencia)

Cl: $1s^2; 2s^2 2p^6; 3s^2 3p^5$ (siete electrones de valencia)

Número total de electrones de valencia: 32

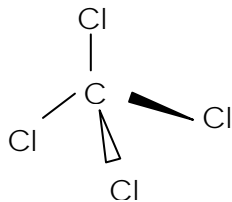
(0,25 puntos)

Estructura de Lewis de la molécula:



(0,25 puntos)

- ii) Cuatro pares de electrones compartidos alrededor del átomo central se disponen en una forma molecular tetraédrica: **(0,25 puntos)**



Puesto que los cuatro átomos terminales son del mismo elemento y todos los pares de electrones están compartidos, los ángulos de enlace serán todos iguales y de un valor de $109,5^\circ$. **(0,25 puntos)**

Criterios de evaluación.

Criterio 3.1. Se evaluará si se sabe deducir la fórmula, **la forma geométrica (indicando la forma y los ángulos de enlace de moléculas en que el átomo central tenga hasta cuatro pares de electrones)** y la posible polaridad (basándose en su geometría y las polaridades de sus enlaces) **de moléculas sencillas aplicando estructuras de Lewis y la teoría de repulsiones de pares de electrones de la capa de valencia de los átomos** (moléculas con enlaces sencillos, dobles y triples : H₂, Cl₂, H₂O, NH₃, HCl, **CCl₄**, CH₄, C₂H₆, BeCl₂, BF₃, CH₄O, O₂, SO₂, CO₂, C₂H₄, CH₂O, CH₂O₂, CO₃²⁻, NO₃⁻, N₂, HCN, C₂H₂, H₃O⁺, NH₄⁺).

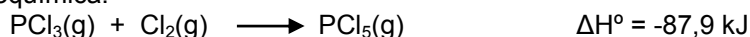
- B) a) Una configuración electrónica [gas noble]ns¹ indica que el elemento pertenece al bloque s, su electrón de valencia se encuentra en un orbital s, y, puesto que tiene un electrón de valencia, al grupo 1. **(0,25 puntos)**
- b) Una configuración electrónica [gas noble]ns²np³ indica que el elemento pertenece al bloque p, los orbitales p están parcialmente ocupados, y al grupo con cinco electrones de valencia, tres de ellos en orbitales p, es decir, al grupo 15. **(0,25 puntos)**
- c) Una configuración electrónica [gas noble]ns²(n-1)d⁶ indica que el elemento pertenece al bloque d, los orbitales d están parcialmente ocupados, y al grupo con ocho electrones de valencia, seis de ellos en orbitales d, es decir, al grupo 8. **(0,25 puntos)**
- d) Una configuración electrónica [gas noble]ns²(n-1)d¹⁰np⁵ indica que pertenece al bloque p, los orbitales p están parcialmente ocupados, y al grupo que tenga siete electrones de valencia, cinco de los cuales se encuentran en orbitales p, es decir, al grupo 17. **(0,25 puntos)**

Criterios de evaluación.

Criterio 2.3. **Es capaz de justificar, a partir de dichas estructuras electrónicas, la ordenación de los elementos** y su reactividad química, interpretando las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo (de los elementos representativos) y la variación periódica de algunas de sus propiedades (de los elementos del segundo periodo) como son los radios atómicos e iónicos, la electronegatividad, la afinidad electrónica (en halógenos) y la primera energía de ionización.

5.- Cuestión (2,0 puntos)

A) Dada la ecuación termoquímica:



- Indique y justifique cualitativamente el signo de la variación de entropía de la reacción, tal y como está escrita. **(0,50 puntos)**
- Indique y justifique cualitativamente las condiciones de temperatura para las que la reacción, tal y como está escrita, será espontánea. **(0,50 puntos)**

B) Prediga si el MnO_4^- (ac) oxidará al Cl^- (ac) a Cl_2 (g) en medio ácido. **(1,0 puntos)**

$$E^\circ (\text{MnO}_4^- / \text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$$

$$E^\circ (\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$$

Solución.

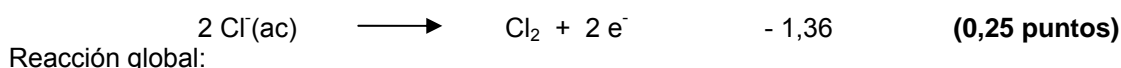
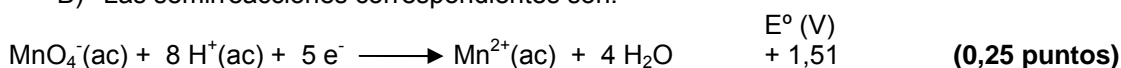
A) i) De acuerdo con la ecuación termoquímica, la variación en el número de moles gaseosos es negativa: $\Delta n(\text{g}) = 1 - 2 = -1$. **(0,25 puntos)**
Esto significa que el grado de desorden del sistema disminuye y, por tanto, la entropía disminuye: $\Delta S < 0$. **(0,25 puntos)**

ii) Para que una reacción sea espontánea $\Delta G < 0$ y $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$.
En este caso $\Delta H < 0$, $\Delta S < 0$ y $-T\Delta S > 0$ **(0,25 puntos)**
Para temperaturas bajas el valor absoluto de $-T\Delta S > 0$ no supera el valor absoluto de $\Delta H < 0$ y, en consecuencia, $\Delta G < 0$ y la reacción será espontánea para esas condiciones de temperatura. **(0,25 puntos)**

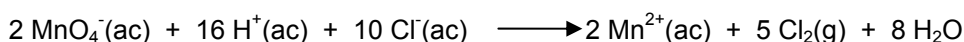
Criterios de evaluación.

Criterio 4.4. También deben predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre: **Utilizar el concepto de entropía y asociarla al grado de desorden para predecir de forma cualitativa el signo de la variación de entropía en una reacción química dada en función de la variación en el número de moles de sustancias gaseosas. Utilizar una ecuación termoquímica dada para determinar el signo de la variación de energía libre, y a partir de ella valorar la tendencia a la espontaneidad de dicha reacción y predecir de forma cualitativa la influencia de la temperatura en la espontaneidad de la reacción química.**

B) Las semirreacciones correspondientes son:



Reacción global:



$$E^\circ = +0,15 \text{ V} \quad \text{(0,25 puntos)}$$

Puesto que $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, esto implica que $\Delta G^\circ < 0$ y la reacción de oxidación del Cl^- por el MnO_4^- será espontánea. **(0,25 puntos)**

Criterios de evaluación.

Criterio 7.2. También si, empleando las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, predicen, de forma cualitativa, la posible evolución de estos procesos interpretando datos de potenciales redox y usándolos para predecir el sentido de reacciones en las que intervengan, así como la estabilidad de unas especies químicas respecto a otras, comprobando experimentalmente el poder oxidante o reductor de unas especies frente a otras (metales frente a ácidos oxidantes o no oxidantes, metales frente a disoluciones de cationes metálicos).