

Curso

2014/2015

Asignatura

QUÍMICA

1º Comentarios acerca del programa del segundo curso del Bachillerato, en relación con la Prueba de Acceso a la Universidad

INTRODUCCIÓN

La Ponencia de Química, en sesión celebrada el día 29 de enero de 2014, siguiendo las instrucciones de la Comisión Interuniversitaria de Acceso a las Universidades Andaluzas, ha elaborado las directrices y orientaciones generales de la materia de Segundo Curso de Bachillerato que, respetando la autonomía pedagógica que reconoce a los centros la normativa vigente y ajustándose al currículum establecido en el Real Decreto 1467/2007 de 2 de noviembre (B.O.E. de 6 de noviembre) y la Orden de 5 de agosto de 2008 (B.O.J.A. de 26 de agosto de 2008), posibilite que todo el alumnado de nuestra Comunidad Autónoma que cursa estas enseñanzas y desee ingresar en la Universidad pueda realizar las Pruebas de Acceso en condiciones de igualdad.

Al tratarse de unas orientaciones generales, no se han establecido criterios para la secuenciación de los contenidos, que aparecen en el mismo orden que en la normativa citada. La sucesión de los mismos debería abordarse en el proceso de elaboración de la programación de la materia, para la que respetamos la citada autonomía pedagógica que reconoce a los centros tal normativa.

COMENTARIOS ACERCA DEL PROGRAMA EN RELACIÓN CON LA PRUEBA DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

Los contenidos que figuran en estas orientaciones se deben utilizar sólo a los efectos de las Pruebas de Acceso a la Universidad.

La Ponencia, de acuerdo con el Real Decreto, anteriormente citado considera que:

La Química contemplada en la materia de Física y Química de primer curso de bachillerato se centra fundamentalmente en el estudio del papel y desarrollo de la teoría de Dalton y, en particular, se hace énfasis en la introducción de la estequiometría química. En el segundo curso se trata de profundizar en estos aspectos e introducir nuevos temas que ayuden a comprender mejor la Química y sus aplicaciones.

Por lo tanto, estos contenidos básicos podrán ser objeto de cuestiones y problemas en las citadas Pruebas.

Además debe destacarse la importancia que tienen las prácticas de laboratorio por su papel formativo. Los problemas que se plantean, la elaboración de estrategias para encontrar sus posibles respuestas, los diseños experimentales, el análisis de los resultados, etc. son aspectos fundamentales en el desarrollo de la actividad científica.

En cada uno de los núcleos temáticos del 1) al 8), se ha incluido también una sección de "Comentarios" que deben entenderse sólo como aclaratorios de algunos puntos, pero en modo alguno, como una enumeración exhaustiva o excluyente de las posibles cuestiones o problemas que pueden aparecer en las Pruebas de Acceso.

1) APROXIMACIÓN AL TRABAJO CIENTÍFICO. CIENCIA, TECNOLOGÍA Y SOCIEDAD

* Utilización de estrategias básicas de la actividad científica tales como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y la conveniencia o no de su estudio; formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales y análisis de los resultados y de su fiabilidad.

* Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando la terminología adecuada.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

La Química estudia la materia y los cambios que experimenta, buscando las causas que los producen, las leyes a que obedecen y establece las hipótesis y modelos teóricos que los explican.

El alumnado debe ser consciente de los logros, y también de las limitaciones, de los conocimientos científicos, valorando lo que la química aporta al mundo de hoy y evitando la mala imagen social que, en numerosas ocasiones, se tiene de esta disciplina.

El sistema de nomenclatura que utilizará la Ponencia será el de la IUPAC, las recomendaciones de 2005 para compuestos inorgánicos y las de 1993 para compuestos orgánicos.

2) ESTRUCTURA ATÓMICA Y CLASIFICACIÓN PERIÓDICA DE LOS ELEMENTOS

* Del átomo de Bohr al modelo cuántico. Importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

* Evolución histórica de la ordenación periódica de los elementos.

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

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Se trata de comprobar que los alumnos utilizan el modelo cuántico del átomo para justificar las estructuras electrónicas, la ordenación periódica de los elementos y la variación periódica de algunas propiedades de éstos.

En relación con estos contenidos, deberán conocer:

- Las características de las tres partículas fundamentales del átomo (protón, neutrón y electrón) y su distribución en el mismo.
- Los conceptos de número atómico y número másico y su empleo en la deducción del número de cada una de las partículas fundamentales que constituyen un átomo o un ion.
- Las ideas básicas del modelo atómico de Bohr, de un modo cualitativo. La idea de cuantización de la energía en el átomo, estudiando los niveles de energía del átomo de hidrógeno. Relación de estos niveles con la frecuencia de las radiaciones según la ecuación de Planck. Existencia de subniveles de energía en los átomos polieletrónicos y utilización de los números cuánticos para su descripción.
- El cambio que supone la Mecánica Ondulatoria en la descripción del átomo, introduciendo la dualidad onda-corpúsculo, el principio de incertidumbre de Heisenberg y el concepto de orbital.
- Los distintos tipos de orbitales, su orientación espacial y su relación con los subniveles de energía y números cuánticos.
- La aplicación de los valores posibles de los números cuánticos y el principio de exclusión de Pauli en la distribución de electrones y el manejo de la notación de las configuraciones electrónicas de átomos e iones, aplicando el principio de máxima multiplicidad de Hund.
- El Sistema Periódico, numerando los grupos del uno al dieciocho siguiendo las recomendaciones de la IUPAC.
- Las características de la Tabla Periódica en términos de la configuración electrónica y la justificación de la variación de las propiedades periódicas en la misma: radios atómicos e iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad. No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades.

3) ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LA SUSTANCIAS

- * Enlace covalente. Geometría y polaridad de moléculas sencillas.
- * Enlaces entre moléculas. Propiedades de las sustancias moleculares.
- * El enlace iónico. Estructura y propiedades de las sustancias iónicas.
- * Estudio cualitativo del enlace metálico. Propiedades de los metales.
- * Propiedades de algunas sustancias de interés biológico o industrial en función de la estructura o enlaces característicos de la misma.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- El papel que juega en el enlace la configuración electrónica externa de los átomos implicados.
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría de Lewis y la representación de moléculas covalentes mediante esta teoría.
- La predicción de la geometría molecular mediante la aplicación del método de la Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia, hasta estequiometría AB₄.
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría del Enlace de Valencia. Enlace σ y enlace π .
- El concepto de hibridación y la diferencia entre sí de las hibridaciones sp , sp^2 y sp^3 , así como su aplicación para justificar las estructuras tanto de compuestos orgánicos como inorgánicos. Concepto y tipos de isomería.
- El concepto de polaridad en un enlace covalente y saber deducir si una molécula es apolar o polar en función de la polaridad de sus enlaces y de su geometría.
- El concepto de fuerzas intermoleculares y su influencia en propiedades tales como punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad.
- El concepto de energía reticular. La influencia de la carga y del radio de los iones en la misma. El ciclo de Born-Haber.
- Las propiedades de los compuestos iónicos: solubilidad, punto de fusión y de ebullición, conductividad eléctrica y dureza.
- El enlace metálico según el modelo de la nube electrónica y las propiedades de los metales (punto de fusión, conductividad térmica y eléctrica y propiedades mecánicas).
- La aplicación de los conceptos y fundamentos anteriores para justificar las propiedades de sustancias de interés biológico o industrial.

4) ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS. ESPONTANEIDAD

- * Energía y reacción química. Procesos endotérmicos y exotérmicos. Concepto de entalpía. Determinación del calor de reacción. Entalpía de enlace e interpretación de la entalpía de reacción.
- * Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas. Repercusiones sociales y medioambientales.
- * Valor energético de los alimentos: implicaciones para la salud.
- * Condiciones que determinan el sentido de evolución de un proceso químico. Conceptos de entropía y de energía libre.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- Los conceptos de calor, trabajo y energía interna.
- La expresión que relaciona estas magnitudes (primer principio de la Termodinámica), pudiéndose utilizar cualquiera de los dos criterios de signos que aparecen en la bibliografía.
- Los conceptos de calor de reacción a presión constante y a volumen constante (variación de entalpía y de energía interna) y la relación entre ellas. Las reacciones endotérmicas y exotérmicas.
- El cálculo de entalpías de reacción a partir de las energías de enlace de los reactivos y de los productos.
- La diferencia entre variación de entalpía de reacción y variación de entalpía de formación y su aplicación a cálculos numéricos. La ley de Hess
- El segundo principio de la Termodinámica. El concepto de entropía de un sistema, su relación con el grado de orden/desorden y su aplicación a reacciones.
- La energía libre de Gibbs y su relación con la espontaneidad de un proceso determinado a partir de datos termodinámicos.

- Las aplicaciones energéticas de las reacciones químicas y las repercusiones que tienen para la salud, la sociedad y el medio ambiente.

5) EQUILIBRIO QUÍMICO

* Características macroscópicas del equilibrio químico. Interpretación submicroscópica del estado de equilibrio de un sistema químico. La constante de equilibrio. Factores que afectan a las condiciones del equilibrio.

* Las reacciones de precipitación como ejemplos de equilibrios heterogéneos. Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación.

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

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- El concepto de velocidad de reacción y escribir la ecuación de la velocidad para procesos sencillos. La energía de activación y catalizadores, dada la trascendencia de éstos en los procesos biológicos e industriales.
- El concepto de cociente de reacción y la ley de acción de masas.
- El significado de la constante de equilibrio y su relación con la variación de la energía libre de Gibbs en condiciones estándar.
- El carácter dinámico del equilibrio químico.
- El cálculo de las constantes de equilibrio K_c y K_p , en equilibrios homogéneos y heterogéneos.
- La resolución de ejercicios y problemas numéricos relacionados con la determinación de las cantidades de sustancias que intervienen en las reacciones, así como el cálculo del grado de disociación.
- El principio de Le Châtelier y su utilización para predecir cómo afectan a un sistema en equilibrio químico los cambios de presión, volumen, concentración y temperatura.
- El concepto de solubilidad y su relación con la constante de solubilidad, el efecto del ion común, influencia del pH y la aplicación de estos conceptos a la resolución de ejercicios y problemas.

6) ÁCIDOS Y BASES

* Revisión de la interpretación del carácter ácido-base de una sustancia. Las reacciones de transferencia de protones.

* 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. Aplicaciones y tratamiento experimental.

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

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

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- La teoría de Arrhenius y ejemplos de ácidos y bases.
- La teoría de Brønsted-Lowry y ejemplos de ácidos, bases y anfóteros. Dado un ácido y una base, indicar sus correspondientes pares conjugados.
- La relación entre la fuerza de un ácido o una base con la magnitud de su constante de equilibrio, así como el cálculo de las constantes de disociación K_a y K_b y el grado de disociación.
- El producto iónico del agua y su valor a 25°C. El cálculo del pH y pOH de disoluciones de ácidos y bases.
- La justificación cualitativa, mediante la formulación de las ecuaciones químicas correspondientes, de la neutralidad, acidez o basicidad de las disoluciones acuosas de sales de ácido fuerte-base fuerte, ácido fuerte-base débil y ácido débil-base fuerte.
- Las valoraciones de ácidos fuertes con bases fuertes y viceversa. Punto de equivalencia. Indicadores.
- En qué consisten y cómo actúan las disoluciones amortiguadoras, incidiendo sobre su importancia en procesos biológicos.
- El procedimiento experimental, el material y los cálculos necesarios para realizar valoraciones de ácido fuerte con base fuerte.
- Aplicaciones de estos conceptos a cuestiones de interés biológico, industrial y ambiental.

7) INTRODUCCIÓN A LA ELECTROQUÍMICA

* Reacciones de oxidación-reducción. Especies oxidantes y reductoras. Número de oxidación.

* 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.

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

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- La forma de identificar una reacción de oxidación-reducción. El concepto de número de oxidación y su cálculo para los elementos que participan en una reacción.
- El ajuste de las reacciones redox, en medio ácido o en medio básico, por el método del ion-electrón, en forma iónica y molecular.
- El significado de los potenciales normales de reducción como medida cuantitativa de la fuerza relativa de oxidantes y reductores, insistiendo en el carácter arbitrario del electrodo de referencia.
- La espontaneidad o no de un proceso redox, en condiciones estándar.
- El cálculo la f.e.m. de una pila, conocidos los potenciales normales de reducción de sus electrodos.
- La relación entre la variación de la energía libre de un proceso y el potencial del mismo.

DIRECTRICES Y ORIENTACIONES GENERALES PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

- El concepto de equivalente de un oxidante o un reductor.
- Las leyes de Faraday y sus aplicaciones.
- El procedimiento experimental, el material y los cálculos necesarios para realizar valoraciones de oxidación-reducción.
- La electrólisis, su importancia en la prevención de la corrosión de metales.

8) ESTUDIO DE ALGUNAS FUNCIONES ORGÁNICAS

- * Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas.
- * Alcoholes y ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia.
- * Los ésteres: obtención y estudio de algunos ésteres de interés.
- * 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.

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- El concepto de grupo funcional y de serie homóloga.
- La formulación y nomenclatura, siguiendo las últimas recomendaciones de la I.U.P.A.C., para los hidrocarburos y los compuestos orgánicos con las siguientes funciones: alcohol, fenol, éter, aldehído, cetona, ácido, éster, haluro de alquilo y arilo, amina, amida y nitro.
- Los tipos de isomería: de cadena, de función, de posición, geométrica y óptica.
- Las reacciones de sustitución alifática y aromática. Las reacciones de adición de hidrógeno, halógenos, haluros de hidrógeno y agua al doble y triple enlace carbono-carbono. Reacciones de eliminación de agua y de haluros de hidrógeno. Reacciones de esterificación. No se exigirá el conocimiento de los mecanismos de las reacciones anteriores.

Para el estudio de los dos últimos apartados de los contenidos, se deja al profesorado la elección de los ejemplos más representativos de su entorno. Sería el momento de recopilar la información que sobre determinadas especies químicas se ha ido desarrollando a lo largo del curso.

PRÁCTICAS DE LABORATORIO

De acuerdo con los contenidos establecidos en el Real Decreto, se podrán hacer preguntas en las pruebas de acceso a la Universidad sobre los siguientes trabajos prácticos:

- 1ª.- Preparación de disoluciones: a) A partir de sustancias sólidas.
b) A partir de otra disolución.
- 2ª.- Valoración de un ácido fuerte con una base fuerte o una valoración redox.

Los alumnos deberán conocer los procedimientos y el material necesario para realizar en el laboratorio estos trabajos prácticos.

2º Estructura de la prueba que se planteará para la asignatura.

De acuerdo con el Real Decreto 1892/2008 (B.O.E. de 24 de noviembre de 2008), la Prueba de Acceso a las Enseñanzas Universitarias Oficiales de Grado se estructura en dos fases denominadas fase general y fase específica.

Tanto en la fase general como en la específica, el ejercicio de Química, según dispone la normativa para el alumnado que haya cursado el bachillerato, contendrá dos opciones de las que deberá elegir una y desarrollarla de manera completa.

Cada opción consta de:

- Una cuestión sobre formulación y nomenclatura química.
- Tres cuestiones que versarán, indistintamente, tanto sobre conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos, que requieran para su solución un razonamiento y/o cálculos sencillos, como sobre los procedimientos experimentales referidos a los trabajos prácticos recomendados en las Orientaciones Generales.
- Dos problemas numéricos de aplicación de los principios, conceptos y procedimientos de la química.

3º Instrucciones sobre el desarrollo de la prueba.

3.1 De carácter general.

- El ejercicio, tanto en la fase general como específica, tendrá una duración máxima de hora y media.
- El alumnado debe desarrollar una opción completa, debe indicar claramente la opción elegida y no mezclar cuestiones de las dos ofrecidas.
- En la resolución del ejercicio no es necesario copiar la pregunta, es suficiente poner el número que la designa.
- Las preguntas se podrán responder en el orden que desee.
- Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.

3.2 Materiales permitidos en la prueba.

Para la realización del examen de química se permitirá el uso de calculadora científica (no programable, sin pantalla gráfica y sin capacidad para almacenar, transmitir o recibir datos).

4º Criterios generales de corrección (*es imprescindible concretar las valoraciones que se harán en cada apartado y/o aspectos a tener en cuenta*):

Para la corrección del examen de Química, se tendrán en cuenta los siguientes criterios:

- 1.- Empleo adecuado de la terminología química.
- 2.- Conocimiento de la formulación y nomenclatura de los compuestos inorgánicos y orgánicos.
- 3.- Conocimiento de los conceptos, principios y teorías de la Química.
- 4.- Capacidad de razonamiento y deducción que permitan al alumno justificar y predecir las propiedades de las especies químicas a partir de los modelos teóricos.
- 5.- Aplicación de los modelos teóricos a la resolución de problemas numéricos, interpretando el sentido químico de los resultados, cuando proceda.
- 6.- Uso correcto de las unidades.
- 7.- Explicación detallada de los procesos seguidos en la resolución de cuestiones y ejercicios.
- 8.- Capacidad de analizar datos expresados en tablas y representaciones gráficas.

CALIFICACIÓN

Cada una de las cuestiones será calificada hasta un máximo de 1'50 puntos y los problemas hasta 2 puntos cada uno. La puntuación final será la suma de las calificaciones de las cuestiones y problemas de la opción elegida, con dos cifras decimales.

5º Información adicional (*aquella que por su naturaleza no está contenida en los apartados anteriores*):

En la página WEB de la Ponencia de Química (http://www.upo.es/ponencia_quimica) se puede encontrar información útil para el profesorado: Guía orientativa de la nomenclatura inorgánica IUPAC 2005; exámenes de convocatorias anteriores.....

En las reuniones periódicas que se mantendrán a lo largo del curso con el profesorado se podrá aclarar cualquier duda suscitada.

Referencias bibliográficas útiles para el profesorado:

Nomenclatura y representación de los compuestos orgánicos. Una guía de estudio y autoevaluación.

E. Quiñoa Cabana y R. Riguera Vega

2ª edición

ISBN: 84-481-4363-9

2005

Editorial Schaum

Nomenclatura de Química Inorgánica. Recomendaciones de la IUPAC de 2005.

M.A. Ciriano y P. Román Polo (traductores)

ISBN: 978-84-7733-905-2

2007

Editorial Prensa Universitaria de Zaragoza

Nomenclature of organic compounds, Recommendations 1993, Oxford: Blackwell Scientific Publications, ISBN: 3-540-41138-0. 1993.

Página WEB de la IUPAC: <http://www.acdlabs.com/iupac/nomenclature>

Iniciación a la Química. Preparación para el acceso a la universidad.

A. García, M. García, A. Navarrete, M.L. Quijano, P. Azuara, J.L. Ballesteros, C. Díaz, M. Mayén, J.A. Navío, J. Rincón y P. Rodríguez

ISBN: 978-84-8439-392-4

2008

Edición: Junta de Andalucía. Consejería de Innovación, Ciencia y Empresa. Distrito Único Andaluz



Universidades Públicas
de Andalucía

DIRECTRICES Y ORIENTACIONES GENERALES PARA LAS PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD

Disponible en PDF en la página Web:

Iniciación a la Química. Preparación para el acceso a la universidad.

http://www.juntadeandalucia.es/innovacioncienciayempresa/cocoon/aj-det-.html?p=/Nuestra_oferta/Documentacion/&s=/Nuestra_oferta/Documentacion/Biblioteca_virtual/&c=41790

Química General

Ralph H. Petrucci, F. Geoffrey Herring, Jeffrey D. Madura., Carey Bissonnette.

10ª Edición

ISBN: 978-84-8322-680-3

2011

Editorial Pearson Education

Principios de Química. Los caminos del descubrimiento.

P. Atkins; L. Jones

3ª Edición

ISBN: 9789500600804

2006

Editorial Panamericana

6º Modelo de prueba:

OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Permanganato de cobalto (II) **b)** Ácido bórico
c) 2-Metilpentano **d)** $\text{Sr}(\text{OH})_2$ **e)** KH_2PO_4 **f)** $(\text{CH}_3)_3\text{N}$

- 2.- **a)** Escriba las configuraciones electrónicas de las especies siguientes: N^{3-} ($Z = 7$), Mg^{2+} ($Z = 12$),
 Cl^- ($Z = 17$), K ($Z = 19$) y Ar ($Z = 18$).
b) Indique los que son isoelectrónicos.
c) Indique los que presentan electrones desapareados y el número de los mismos.

- 3.- Teniendo en cuenta los potenciales de reducción estándar de los pares $E^\circ(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,80 \text{ V}$ y $E^\circ(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) = -0,25 \text{ V}$:
a) ¿Cuál es la fuerza electromotriz, en condiciones estándar, de la pila que se podría construir?
b) Escriba la notación de esa pila y las reacciones que tienen lugar.

- 4.- Indique el compuesto orgánico que se obtiene en las siguientes reacciones químicas:
a) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Br}_2 \longrightarrow$
b) C_6H_6 (benceno) + $\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{catalizador}}$
c) $\text{CH}_3\text{CHClCH}_3 \xrightarrow[\text{etanol}]{\text{KOH}}$

- 5.- La tostación de la pirita se produce según: $4 \text{FeS}_2(\text{s}) + 11 \text{O}_2(\text{g}) \longrightarrow 2 \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) + 8 \text{SO}_2(\text{g})$
Calcule:
a) La entalpía de reacción estándar.
b) La cantidad de calor, a presión constante, desprendida en la combustión de 25 g de pirita del 90 % de riqueza en peso.
Datos: Masas atómicas: $\text{Fe} = 55,8$; $\text{S} = 32$.
 $\Delta H_f^\circ[\text{FeS}_2(\text{s})] = -177,5 \text{ kJ/mol}$, $\Delta H_f^\circ[\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})] = -822,2 \text{ kJ/mol}$,
 $\Delta H_f^\circ[\text{SO}_2(\text{g})] = -296,8 \text{ kJ/mol}$.

- 6.- Se preparan 10 L de disolución de un ácido monoprótico HA, de masa molar 74, disolviendo en agua 37 g de éste. La concentración de H_3O^+ es 0,001 M. Calcule:
a) El grado de disociación del ácido en disolución.
b) El valor de la constante K_a .

OPCIÓN B

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: a) Ácido perclórico b) Seleniuro de hidrógeno c) Pent-4-en-2-ol d) LiH e) OsO₄ f) CH₃CHO
- 2.- Un recipiente de 1 litro de capacidad se encuentra lleno de gas amoníaco a 27 °C y 0,1 atmósfera. Calcule:
a) La masa de amoníaco presente.
b) El número de moléculas de amoníaco en el recipiente.
c) El número de átomos de hidrógeno y nitrógeno que contiene.
Datos: R = 0,082 atm·L·K⁻¹·mol⁻¹. Masas atómicas: N = 14; H = 1.
- 3.- Indique, razonadamente, cuántos enlaces π y cuántos σ tienen las siguientes moléculas:
a) Hidrógeno.
b) Nitrógeno.
c) Oxígeno.
- 4.- a) ¿Qué volumen de disolución de NaOH 0,1 M se necesitaría para neutralizar 10 mL de disolución acuosa de HCl 0,2 M?
b) ¿Cuál es el pH en el punto de equivalencia?
c) Describa el procedimiento experimental y nombre el material necesario para llevar a cabo valoración.
- 5.- Una disolución acuosa de alcohol etílico (C₂H₅OH), tiene una riqueza del 95 % y una densidad 0,90 g/mL. Calcule:
a) La molaridad de esa disolución.
b) Las fracciones molares de cada componente.
Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1.
- 6.- Dada la reacción:
$$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_3(\text{ac}) + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3(\text{ac}) + \text{K}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{Na}_2\text{SO}_4(\text{ac}) + \text{H}_2\text{O}$$

a) Ajuste por el método del ion-electrón esta reacción en sus formas iónica y molecular.
b) Calcule la molaridad de una disolución de sulfito de sodio, si 15 mL de ésta reaccionan totalmente en medio ácido, con 25,3 mL de disolución de dicromato de potasio 0,06 M.

7º Criterios específicos del modelo de prueba:

El examen consta de dos opciones A y B. El alumno deberá desarrollar una de ellas completa sin mezclar cuestiones de ambas, pues, en este caso, el examen quedaría anulado y la puntuación global en Química sería cero.

Cada opción (A o B) consta de seis cuestiones estructuradas de la siguiente forma: una pregunta sobre nomenclatura química, tres cuestiones de conocimientos teóricos o de aplicación de los mismos que requieren un razonamiento por parte del alumno para su resolución y dos problemas numéricos de aplicación.

Valoración de la prueba:

Pregunta nº 1.- Seis fórmulas correctas.....	1'5 puntos.
Cinco fórmulas correctas.....	1'0 puntos.
Cuatro fórmulas correctas.....	0'5 puntos.
Menos de cuatro fórmulas correctas.....	0'0 puntos.
Preguntas nº 2, 3 y 4.....	Hasta 1'5 puntos cada una.
Preguntas nº 5 y 6.....	Hasta 2'0 puntos cada una.

Cuando las preguntas tengan varios apartados, la puntuación total se repartirá, por igual, entre los mismos.

Cuando la respuesta deba ser razonada o justificada, el no hacerlo conllevará una puntuación de cero en ese apartado.

Si en el proceso de resolución de las preguntas se comete un error de concepto básico, éste conllevará una puntuación de cero en el apartado correspondiente.

Los errores de cálculo numérico se penalizarán con un 10% de la puntuación del apartado de la pregunta correspondiente. En el caso en el que el resultado obtenido sea tan absurdo o disparatado que la aceptación del mismo suponga un desconocimiento de conceptos básicos, se puntuará con cero.

En las preguntas 5 y 6, cuando haya que resolver varios apartados en los que la solución obtenida en el primero sea imprescindible para la resolución de los siguientes, un resultado erróneo afectará al 50% del valor del apartado siguiente. De igual forma, si un apartado consta de dos partes, la aplicación en la resolución de la segunda de un resultado erróneo obtenido en la primera afectará en la misma proporción: esta segunda parte se calificará con un máximo de 0'25 puntos.

La expresión de los resultados numéricos sin unidades o unidades incorrectas, cuando sean necesarias, se valorará con un 50% del valor del apartado.

La nota final del examen se puntuará de 0 a 10, con dos cifras decimales.