

# **UNIVERSIDADES ANDALUZAS**

**PRUEBAS DE ACCESO A LA UNIVERSIDAD  
BACHILLERATO L. O. G. S. E.**

**QUÍMICA**

## **ORIENTACIONES GENERALES PARA EL CURSO 2007-08**

### **QUÍMICA**

#### **INTRODUCCIÓN**

La Ponencia de Química, siguiendo las instrucciones de la Comisión Interuniversitaria de acceso a las Universidades Andaluzas, en las sesiones celebradas los días 12 y 13 de abril de 2007, 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 Decreto 208/2002 de 23 de julio, posibilite que todos los alumnos de nuestra Comunidad Autónoma que cursan estas enseñanzas y desean ingresar en la Universidad puedan realizar las Pruebas de Acceso en condiciones de igualdad.

En la elaboración de estas orientaciones se ha tenido en cuenta la opinión del profesorado que imparte la asignatura, requerida por los ponentes en las reuniones mantenidas a tal fin en cada una de las provincias andaluzas.

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 el Decreto de referencia. La ordenación de los contenidos 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 Decreto, considera que:

*"En todo desarrollo científico conviene partir de unos conceptos fundamentales, sobre los que se va construyendo el edificio científico. En Química, entre estos conceptos fundamentales se encuentran los de átomo, molécula, mol, elemento, reacción, etc."... "resolver ejercicios y problemas numéricos relacionados con la determinación de las cantidades finales que se producen en cualquier tipo de las reacciones manejadas". "El conocimiento y profundización en esos conceptos es uno de los objetivos formativos prioritarios de esta disciplina en el Bachillerato". "Por último, se introducen la química del carbono y la química industrial, en las que se dan a conocer sustancias que tienen gran interés biológico e industrial".*

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

En cada uno de los núcleos temáticos del 1) al 7), 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) QUÍMICA DESCRIPTIVA

*\* Estudio de las sustancias más relevantes por motivos científicos, sociales, económicos o históricos que aparecen en el desarrollo de los restantes contenidos.*

### - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Dentro de este apartado se considerarán algunas de las sustancias que se vayan a utilizar para el desarrollo de los restantes bloques de contenidos.

Es necesario entender que lo que se pretende es relacionar las propiedades de algunas sustancias con su posible incidencia en la vida cotidiana.

## 2) ESTRUCTURA DE LA MATERIA. INTRODUCCIÓN A LA QUÍMICA MODERNA

*\* Orígenes de la teoría cuántica: Hipótesis de Planck.*

*\* La cuantización del átomo: El modelo atómico de Bohr, sus aciertos y limitaciones.*

*\* Hipótesis de De Broglie.*

*\* Principio de incertidumbre de Heisenberg.*

*\* El modelo atómico de la mecánica ondulatoria.*

*\* Concepto de orbital.*

*\* Números cuánticos.*

*\* Configuraciones electrónicas acordes con la interpretación cuántica del átomo: su importancia en la reactividad de los elementos.*

*\* Ordenación de los elementos en el sistema periódico y propiedades periódicas.*

### - 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 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 polielectrónicos y utilización de los números cuánticos para su descripción.

- El cambio que supone la mecánica ondulatoria en la descripción del átomo, introduciendo de forma cualitativa el principio de incertidumbre, la probabilidad de encontrar una partícula 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 el cálculo del número de electrones por nivel y el manejo de la notación de las configuraciones electrónicas de átomos e iones, aplicando el principio de máxima multiplicidad.

- El Sistema Periódico, numerando los grupos del uno al dieciocho siguiendo la normativa 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 justificación las flechas que indican el orden de la variación de dichas propiedades.

*\* Estudio del enlace iónico.*

*\* Estructura de los compuestos iónicos.*

*\* Índice de coordinación.*

*\* Estudio energético de la formación de cristales iónicos: ciclo de Born-Haber.*

*\* Propiedades de los compuestos iónicos.*

*\* Estudio del enlace covalente como compartición de pares de electrones.*

*\* Diagramas de Lewis.*

*\* Explicación de enlaces en algunas moléculas sencillas mediante solapamiento de orbitales atómicos.*

*\* Justificación de la geometría de las moléculas usando el modelo de repulsión de pares de electrones de la capa de valencia.*

*\* Polaridad de un enlace y polaridad de las moléculas.*

- \* *Hibridación de orbitales atómicos.*
- \* *Fuerzas intermoleculares.*
- \* *Propiedades de las sustancias covalentes.*
- \* *Estudio cualitativo del enlace metálico.*
- \* *Introducción a la teoría de bandas.*
- \* *Propiedades de las sustancias metálicas.*

#### - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- El papel que juega en el enlace la configuración electrónica externa de los átomos implicados.
- El concepto de energía reticular. La influencia de la carga y del radio de los iones en la misma. Ciclo de Born-Haber.
- Las propiedades de los compuestos iónicos: solubilidad, punto de fusión y de ebullición, conductividad eléctrica y dureza.
- 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 AB<sub>4</sub>.
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría del Enlace de Valencia.
- El concepto de hibridación y la diferencia entre sí de las hibridaciones sp, sp<sup>2</sup> y sp<sup>3</sup>, así como su aplicación tanto a compuestos orgánicos como inorgánicos.
- 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 su geometría.
- El concepto de uniones intermoleculares en los compuestos covalentes y su influencia en propiedades tales como puntos de fusión, de ebullición y solubilidades.
- 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).

### 3) TERMOQUÍMICA

- \* *Primer principio de la Termodinámica.*
- \* *Aplicación al estudio de reacciones químicas que se verifican a presión constante.*

*\* Concepto de entalpía.*

*\* Ley de Hess. Entalpías de enlace.*

*\* Cálculo de entalpías de reacción usando la ley de Hess o a partir de las entalpías de enlace.*

*\* Espontaneidad de las reacciones químicas.*

*\* Estudio cualitativo de la variación de entropía y de energía libre de Gibbs de una reacción.*

*\* Concepto de energía de activación.*

*\* Aplicaciones a algunos procesos químicos de interés.*

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- Que el calor absorbido por el sistema supone un aumento de su energía interna.

- Que el trabajo realizado por el sistema supone una disminución de su energía interna.

- En la expresión que relaciona estas magnitudes, se podrá utilizar cualquiera de los dos criterios de signos que aparecen en la bibliografía.

- Si una reacción química dada es exotérmica o endotérmica y los conceptos de energía interna y entalpía.

- 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.

- El concepto cualitativo de la entropía de un sistema como medida del grado de desorden y su aplicación a reacciones sencillas.

- La energía Gibbs y su relación con la espontaneidad de un proceso determinado a partir de datos termodinámicos.

#### **4) EQUILIBRIO QUÍMICO**

*\* Aspecto dinámico de las reacciones químicas.*

*\* Velocidad de reacción: Factores de los que depende.*

*\* Teoría de las colisiones: concepto de complejo activado.*

*\* Modificación de la velocidad de una reacción mediante el empleo de catalizadores: Su importancia en procesos industriales y biológicos.*

## - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- La velocidad de reacción y escribir su ley para procesos sencillos.
- Las ideas fundamentales de la teoría de las colisiones y el concepto de complejo activado.
- La dependencia, de forma cualitativa, que existe entre la velocidad de una reacción y la energía de activación de la misma.
- La influencia que ejerce la temperatura, concentración, estado de agregación y catalizadores sobre la velocidad de una reacción.

*\* Concepto de equilibrio químico.*

*\* Estudio cuantitativo del equilibrio químico: Ley de acción de masas.*

*\* Constantes de reacción  $K_c$  y  $K_p$ .*

*\* Aplicación al caso de equilibrios homogéneos y heterogéneos.*

*\* Modificación del estado de equilibrio.*

*\* Ley de Le Châtelier: Su importancia en algunos procesos industriales.*

## - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- El concepto de cociente de reacción.
- El significado de la constante de equilibrio y su relación con la variación de la energía Gibbs estándar.
- El equilibrio químico como equilibrio dinámico.
- 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.

## 5) REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

- \* *Teoría de Arrhenius, sus limitaciones.*
- \* *Teoría de Brønsted-Lowry.*
- \* *Aplicaciones a diversas sustancias.*
- \* *Equilibrios ácido-base en medio acuoso: disociación del agua, concepto de pH.*
- \* *Constantes de disociación de ácidos y bases en agua.*
- \* *Ácidos y bases fuertes.*
- \* *Estudio experimental de las volumetrías ácido-base.*
- \* *Estudio cualitativo de acidez o basicidad de la disolución de sales en agua.*
- \* *Importancia actual de algunos ácidos y bases.*
- \* *Ejemplificación en algún caso concreto.*

### - 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 y bases. Dado un ácido o una base, saber 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. Calcular el 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 la hidrólisis 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. Indicadores.

## 6) REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

- \* *Conceptos de oxidación y reducción como transferencia de electrones.*
- \* *Reacciones de óxido-reducción.*
- \* *Ajuste de esas reacciones.*
- \* *Estequiometría.*
- \* *Sustancias oxidantes y reductoras.*

*\* Búsqueda experimental de una escala de oxidantes y reductores.*

*\* Necesidad de una referencia: potenciales normales de reducción.*

*\* Un proceso químico reversible: pilas y cubas electrolíticas.*

*\* Estudio de alguna aplicación de un proceso redox y su importancia industrial y económica, como por ejemplo, un proceso siderúrgico, las baterías, la corrosión y protección de metales.*

#### - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- La forma de identificar una reacción de oxidación-reducción y establecer el concepto de número de oxidación y saber calcularlo para los elementos que participan en una reacción.

- El ajuste de las reacciones redox por el método del ion-electrón, tanto en forma iónica como 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, y la forma de calcular la f.e.m. de una pila, conocidos los potenciales normales de reducción de sus electrodos.

- El concepto de equivalente de un oxidante o un reductor.

- Las leyes de Faraday y sus aplicaciones prácticas.

#### 7) QUÍMICA DEL CARBONO Y QUÍMICA INDUSTRIAL

*\* Principales grupos funcionales de la química del carbono.*

*\* Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos.*

*\* Hibridación  $sp^3$ ,  $sp^2$  y  $sp$ . Su importancia para explicar la estructura y el comportamiento de las sustancias orgánicas.*

*\* Reactividad de los compuestos orgánicos y tipos de reacciones: reacciones de sustitución, de adición y de eliminación.*

#### - COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

Los alumnos deberán conocer:

- Los diversos tipos de enlaces carbono-carbono extrayendo consecuencias sobre la

geometría molecular (estructuras tridimensionales, planas, lineales).

- El concepto de grupo funcional y de serie homóloga.

- La nomenclatura, siguiendo las últimas recomendaciones de la I.U.P.A.C., de 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. No se exigirá el conocimiento de los mecanismos de las reacciones anteriores.

*\* Importancia social y económica de los polímeros artificiales. Estudio de algún caso particular.*

*\* Las macromoléculas naturales. Su importancia biológica.*

*\* Química de laboratorio y química industrial: aspectos relevantes para diferenciarlas.*

*\* Obtención de alguna sustancia en el laboratorio y estudio del proceso empleado en la industria para obtenerla a partir de sus materias primas. Análisis de las repercusiones socioeconómicas y medioambientales.*

*\* Vertidos industriales y medio ambiente.*

- COMENTARIOS SOBRE LOS CONTENIDOS

En este apartado, polímeros, macromoléculas, química industrial, etc., 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 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.

Los alumnos deberán conocer los procedimientos y el material necesario para realizarlos en el laboratorio.

## **ESTRUCTURA DE LA PRUEBA DE QUÍMICA**

El ejercicio de Química de las pruebas de acceso a la Universidad previstas en la LOGSE, para los alumnos que hayan cursado el bachillerato, contendrán dos opciones de las que el alumno deberá elegir una y desarrollarla de manera completa.

Cada opción (A o B) 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.

## **CALIFICACIÓN**

Cada una de las cuestiones será calificada hasta un máximo de 1'5 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, redondeada a las décimas de punto.

## **INSTRUCCIONES PERTINENTES AL DESARROLLO DE 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).

## **CRITERIOS GENERALES DE CORRECCIÓN DEL EXAMEN DE QUÍMICA**

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

- 1.- Conocimiento y uso correcto del lenguaje químico.
- 2.- Conocimiento de la formulación y nomenclatura de 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, valorando el sentido químico de los resultados, cuando proceda.
- 6.- Uso correcto de las unidades.
- 7.- Capacidad de razonar y comentar los procesos seguidos en la resolución de cuestiones y ejercicios de aplicación práctica.
- 8.- Capacidad de analizar datos expresados en tablas y representaciones gráficas.

## **MODELO DE PRUEBAS Y CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN**



- Instrucciones:
- a) Duración: **1 hora y 30 minutos.**
  - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
  - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
  - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
  - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
  - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
  - g) Se podrán utilizar calculadoras que no sean programables.

### OPCIÓN A

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Óxido de vanadio (V) **b)** Nitrato de calcio **c)** Ácido pentanoico **d)** BaCrO<sub>4</sub> **e)** Mg(OH)<sub>2</sub> **f)** HCHO
- 2.- **a)** Escriba la configuración electrónica de los iones Mg<sup>2+</sup> (Z=12) y S<sup>2-</sup> (Z=16).  
**b)** Razone cuál de los dos iones tendrá mayor radio.  
**c)** Justifique cuál de los dos elementos, Mg o S, tendrá mayor energía de ionización.
- 3.- Considérese el siguiente sistema en equilibrio:  $MX_5(g) \rightleftharpoons MX_3(g) + X_2(g)$   
A 200°C la constante de equilibrio K<sub>c</sub> vale 0'022. En un momento dado las concentraciones de las sustancias presentes son: [MX<sub>5</sub>] = 0'04 M, [MX<sub>3</sub>] = 0'40 y [X<sub>2</sub>] = 0'20 M.  
**a)** Razone si, en esas condiciones, el sistema está en equilibrio. En el caso en que no estuviera en equilibrio ¿cómo evolucionaría para alcanzarlo?  
**b)** Discuta cómo afectaría un cambio de presión al sistema en equilibrio.
- 4.- **a)** ¿Cuál es el alcano más simple que presenta isomería óptica?  
**b)** Razone por qué la longitud del enlace entre los átomos de carbono en el benceno (C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>) es 1'40 Å, en el etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) es 1'54 Å y en el eteno (C<sub>2</sub>H<sub>4</sub>) es 1'34 Å.
- 5.- En la combustión de 5 g de metano, CH<sub>4</sub>, llevada a cabo a presión constante y a 25 °C, se desprenden 275 kJ. En estas condiciones, determine:  
**a)** La entalpía de formación y de combustión del metano.  
**b)** El volumen de metano necesario para producir 1 m<sup>3</sup> de CO<sub>2</sub>, medidos a 25°C y 1 atm.  
Datos: ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup> [CO<sub>2</sub>(g)] = -393 kJ/mol, ΔH<sub>f</sub><sup>o</sup> [H<sub>2</sub>O(l)] = -285'8 kJ/mol.  
Masas atómicas: C = 12; H = 1.
- 6.- **a)** Calcule el volumen de agua que hay que añadir a 100 mL de una disolución 0'5 M de NaOH para que sea 0'3 M.  
**b)** Si a 50 mL de una disolución 0'3 M de NaOH añadimos 50 mL de otra de HCl 0'1 M, ¿qué pH tendrá la disolución resultante? Suponga que los volúmenes son aditivos.



- Instrucciones:
- a) Duración: **1 hora y 30 minutos.**
  - b) Elija y desarrolle una opción completa, sin mezclar cuestiones de ambas. Indique, **claramente**, la opción elegida.
  - c) No es necesario copiar la pregunta, basta con poner su número.
  - d) Se podrá responder a las preguntas en el orden que desee.
  - e) Puntuación: Cuestiones (nº 1,2,3 y 4) hasta 1'5 puntos cada una. Problemas (nº 5 y 6) hasta 2 puntos cada uno.
  - f) Exprese sólo las ideas que se piden. Se valorará positivamente la concreción en las respuestas y la capacidad de síntesis.
  - g) Se podrán utilizar calculadoras que no sean programables.

**OPCIÓN B**

- 1.- Formule o nombre los compuestos siguientes: **a)** Fosfato de cobalto (III) **b)** Peróxido de bario  
**c)** Dimetilamina **d)** BeH<sub>2</sub> **e)** H<sub>2</sub>SO<sub>3</sub> **f)** CH<sub>3</sub>OCH<sub>2</sub>CH<sub>3</sub>
- 2.- En tres recipientes de 15 litros de capacidad se introducen, en condiciones normales de presión y temperatura, hidrógeno en el primero, cloro en el segundo y metano en el tercero. Para el contenido de cada recipiente, calcule:  
**a)** El número de moléculas.  
**b)** El número total de átomos.  
Dato: R = 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.
- 3.- Supongamos que los sólidos cristalinos CsBr, NaBr y KBr cristalizan en la misma red.  
**a)** Ordénelos de mayor a menor según su energía reticular. Razone la respuesta.  
**b)** Justifique cuál de ellos será menos soluble.
- 4.- Justifique, mediante la formulación de las ecuaciones correspondientes, el carácter ácido, básico o neutro que presentarían las disoluciones acuosas de las siguientes sustancias:  
**a)** Cloruro de sodio.  
**b)** Cloruro de amonio.  
**c)** Acetato de sodio.
- 5.- Al calentar pentacloruro de fósforo a 250 °C, en un reactor de 1 litro de capacidad, se descompone según:  
$$\text{PCl}_5(\text{g}) \rightleftharpoons \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$$
  
Si una vez alcanzado el equilibrio, el grado de disociación es 0'8 y la presión total una atmósfera, calcule:  
**a)** El número de moles de PCl<sub>5</sub> iniciales.  
**b)** La constante K<sub>p</sub> a esa temperatura.  
Dato: R = 0'082 atm·L·K<sup>-1</sup>·mol<sup>-1</sup>.
- 6.- Dada la siguiente reacción redox:  $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$   
**a)** Ajuste la reacción por el método del ion-electrón.  
**b)** Calcule los moles de I<sub>2</sub> que se obtienen cuando 1 L de una disolución 2 M de KI se ponen a reaccionar con 2 L de una disolución 0'5 M de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.



## CRITERIOS ESPECÍFICOS DE CORRECCIÓN

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, se puntuarán éstos independientemente del resultado de los anteriores.

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 redondeará a las décimas de punto.

## INFORMACIÓN ADICIONAL

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

2005

Ed. Schaum

Nomenclatura y Formulación de Compuestos inorgánicos

E. Quiñoa Cabana, R. Riguera Vega y J.M. Vila

2ª edición

2006

Ed. Schaum

Química General

Ralph H. Petrucci, William S. Harwood y F. Geoffrey Herring

8ª Edición

Pearson Education

2003