



OBJETIVOS

- Aplicar con criterio y rigor las etapas características de método científico.
- Desarrollar con suficiencia las estrategias y particularidades de la Química para realizar pequeñas investigaciones.
- Resolver los problemas que se plantean en la vida cotidiana aplicando los conocimientos que la Química nos proporciona.
- Expresar y comprender pensamientos que impliquen conceptos científicos de la Química con coherencia, claridad y precisión, tanto en un contexto científico adecuado como para explicarlos en conversaciones cotidianas.
- Relacionar la experiencia cotidiana con la científica, valorando el interés y curiosidad de la sociedad por conocer el desarrollo de nuevas aplicaciones de la Química en la vida diaria.
- Valorar la información obtenida de diferentes fuentes para formarse una opinión propia que les permita expresarse críticamente sobre problemas actuales relacionados con la Química.
- Comprender las interacciones de la Química con la Tecnología y la Sociedad.
- Valorar las aportaciones de la Química a la Tecnología y a la Sociedad.
- Comprender y aplicar correctamente los principales conceptos de la Química, así como sus leyes, teorías y modelos.
- Comprender la naturaleza de la Química, entendiendo que esta materia tiene sus limitaciones y, por tanto, no es una ciencia exacta como la física y las matemáticas.
- Relacionar los contenidos de la Química con otras áreas científicas como son: La Biología, la Geología, las Ciencias de la Tierra y medio ambiente, etc.

PROGRAMA

I. ESTEQUIOMETRÍA

- Cálculo de concentraciones: %, molaridad, normalidad, molalidad y fracción molar. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares. Problemas de estequiometría de las reacciones químicas: reactivos gaseosos, riqueza, rendimiento, reactivo limitante, reactivos en disolución. Leyes de los gases.

II. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

- Descubrimiento de la estructura atómica: la teoría cuántica. Modelos atómicos. Principio de incertidumbre de Heisenberg. Configuraciones electrónicas: Principio de Aufbau, Principio de Pauli y regla de Hund. Orbitales y números cuánticos. La tabla periódica. Configuración electrónica y periodicidad. Ordenación de los elementos en el sistema periódico y propiedades periódicas.



III. EL ENLACE QUÍMICO

• Estudio de las uniones entre átomos. Concepto de enlace en relación con la estabilidad energética de los átomos enlazados. El enlace iónico: estructura de los compuestos iónicos. La energía reticular. Las redes iónicas. Propiedades de los compuestos iónicos. El enlace covalente. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales atómicos (sp, sp², sp³). Geometría molecular. Sustancias moleculares. Sólidos covalentes. Propiedades de las sustancias covalentes. El enlace metálico. Propiedades de las sustancias metálicas. Fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.

IV. TERMOQUÍMICA

• La primera ley de la Termodinámica. Concepto de entalpía. Entalpía de reacción. Entalpía de formación. Energía de enlace. Reglas de la termoquímica. Segundo principio de la Termodinámica. Concepto de entropía. Energía libre de Gibbs y espontaneidad de las reacciones químicas

V. CINÉTICA QUÍMICA

• Teorías de las reacciones químicas. Mecanismo de reacción. Velocidad de una reacción química. Aproximación a los factores que afectan a la velocidad de reacción. Ecuación de velocidad. Orden de reacción. Energía de activación. Catálisis: importancia y aplicaciones en procesos industriales y biológicos.

VI. EL EQUILIBRIO QUÍMICO

• Concepto de equilibrio químico. Cociente de reacción y constante de equilibrio. Características del equilibrio. Relaciones entre las constantes de equilibrio. Factores que modifican el estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.

VII. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES

• Concepto de ácido base según las teorías de Arrhenius, Brønsted-Lowry. Concepto de pares ácido-base conjugados. Fortaleza relativa de los ácidos y bases. Grado de disociación. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia. Indicadores ácido-base. Volumetrías de neutralización ácido-base. Estudio cualitativo de la hidrólisis.

VIII. REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES

• Conceptos de oxidación y de reducción. Sustancias oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de reacciones red-ox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones red-ox. Escala normal de potenciales. Potencial de una pila. Espontaneidad de los procesos red-ox.

IX. QUÍMICA DEL CARBONO

• Tipos de fórmulas de los compuestos orgánicos: empírica, molecular, semidesarrollada, desarrollada y estructural. Las principales aplicaciones de la química del carbono en la industria química.



ESTRUCTURA DEL EXAMEN

La prueba consistirá en una serie de cuestiones teóricas y prácticas basadas en los contenidos del programa. Se dividirá en dos partes, la primera con cuestiones de carácter obligatorio y la segunda como dos bloques opcionales de cuestiones entre los que el interesado deberá elegir y responder sólo uno. El tiempo para completar la prueba será de 60 minutos, que el interesado podrá distribuir entre las dos partes.

MODELO DE EXAMEN

PARTE 1: OBLIGATORIA

1.- Indica si cada una de las siguientes afirmaciones es verdadera (V) o falsa (F). (Criterio de corrección: acierto: +2; fallo: -2; sin contestar: 0).

a) La configuración electrónica $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^1$ corresponde a un elemento del grupo 2 de la tabla periódica.

b) La constante de velocidad de una reacción no depende de las concentraciones de los reactivos, pero sí varía mucho con la temperatura.

c) El número de neutrones en el núcleo de un átomo de un elemento de número atómico 58 y número másico 140 es 82.

d) En la tabla periódica los elementos se disponen en orden creciente de sus pesos atómicos. e) En el dióxido de azufre los átomos se unen mediante enlaces covalentes.

2.- Escriba correctamente el nombre o la fórmula de los siguientes compuestos químicos:

a) dimetilcetona

b) $FeSO_4$

c) hidróxido de magnesio

d) H_2CO_3

e) NH_3

PARTE 2: OPTATIVA

OPCIÓN A

A3.- Explique los siguientes conceptos en una célula electroquímica:

a) Ánodo.

b) Cátodo.

c) Oxidante.

d) Reductor.

A4.- A una muestra de 2,267 g de un cloruro metálico de fórmula XCl_3 se le añade una disolución acuosa de nitrato de plata, con lo que todo el cloro contenido en la muestra precipita en forma de cloruro de plata, obteniéndose una masa de 7,3134 g de cloruro de plata tras la reacción de precipitación. Calcule el peso atómico del elemento X.

Pesos atómicos: $Ag = 107,87$; $Cl = 35,45$



OPCIÓN B

B3.- Clasifique las siguientes especies según su enlace en: iónicas, covalentes polares y covalentes apolares:

- a) HF
- b) CsCl c) Br₂
- d) BaF₂
- e) CCl₄

B4.- Calcule el pH de una disolución acuosa de ácido hipocloroso (HClO) 0,1 M.
 $K_a(\text{HClO}) = 3 \times 10^{-8}$

CRITERIOS DE CORRECCIÓN

1. Estructura de la prueba:

Cada examen consta de DOS partes: una OBLIGATORIA y otra OPTATIVA, esta última con DOS opciones, de las cuales el alumno ha de elegir y realizar UNA. De este modo el alumno debe contestar a un total de CUATRO preguntas: DOS de la parte OBLIGATORIA y DOS de la parte OPTATIVA.

Las cuestiones teóricas recogen aspectos puntuales del temario.

Los problemas numéricos están relacionados con aspectos fundamentales del programa.

La calificación máxima para cada una de las cuestiones teóricas o problemas numéricos será de 10 puntos. Si una cuestión posee varios apartados, todos ellos tienen el mismo valor.

2. Criterios generales de corrección de la prueba de Química

- Si en una cuestión o un problema se hace referencia a un proceso químico, el alumno tendrá que expresar este proceso con la correspondiente ecuación ajustada. Si no se escribe y se ajusta la ecuación, la cuestión o el problema no podrán ser calificados con la máxima puntuación.
- Se valorará positivamente la inclusión de diagramas, esquemas, dibujos, etc.
- Tiene gran importancia la claridad y la coherencia en la exposición, así como el rigor y la precisión de los conceptos involucrados.
- Se valorará positivamente la presentación del ejercicio (orden y limpieza), la ortografía y la calidad en la redacción. Por errores ortográficos graves, falta de orden, limpieza o mala redacción podrá bajarse la calificación.
- Las preguntas de respuesta cerrada se valorarán del siguiente modo: acierto: +; fallo: -; sin contestar: 0. En cualquier caso, la puntuación global mínima que puede obtenerse en dicha cuestión es de 0 puntos y nunca inferior.

3. Criterios generales de corrección de las cuestiones teóricas y de los problemas numéricos.

Cuestiones teóricas:

- En las cuestiones no numéricas la valoración reflejará si la nomenclatura química usual y los conceptos involucrados se aplican correctamente.

Problemas numéricos:

En la puntuación se valorará principalmente:



- El proceso de resolución del problema, la coherencia en el planteamiento y el manejo adecuado de los conceptos básicos, teniendo menor valor el resultado final. En caso de error aritmético no se podrá asignar la máxima calificación a la pregunta, si bien sólo se penalizará gravemente una solución incorrecta cuando ésta sea incoherente.
- Los razonamientos, explicaciones y justificaciones del desarrollo del problema. La reducción del problema a meras expresiones matemáticas sin ningún tipo de razonamientos, justificaciones o explicaciones supone que el problema no se califique con la máxima puntuación.
- El uso correcto de las unidades.
- En los problemas donde haya que resolver varios apartados y en los que la solución obtenida en uno de ellos sea imprescindible para la resolución del siguiente, se puntuará éste independientemente del resultado anterior, excepto si alguno de los resultados es manifiestamente incoherente.

BIBLIOGRAFÍA

Silberberg, M. S.: Química general. McGraw-Hill. México, 2002.
del Barrio, J. I. y Montejo, C.: Química 2, Libro de texto de 2º Bachillerato. SM. 2005. Pons, A. y Mengual, V.: Química para preparar el acceso a Ciclos Formativos de Grado Superior (CFGs). Almadraba. 2012.