ASOCIACIÓN DE QUÍMICOS DE ANDALUCÍA

UNIVERSIDAD DE CÓRDOBA

Delegación de CÓRDOBA

Sr. Jefe de Dpto. de Física y Química

Córdoba, a 14 de febrero de 2024

Estimado compañero:

La Olimpíada de Química es un programa del Ministerio de Educación, Cultura y Deporte en colaboración con la Asociación Nacional de Químicos de España (ANQUE) y la Real Sociedad Española de Química (RSEQ), iniciado en 1995, que se propone estimular la creatividad y el interés de los estudiantes del último año de secundaria.

En nombre de la Asociación de Químicos de Andalucía (AQA) y del Colegio de Químicos se convocan las Fases Locales de Andalucía.

Los estudiantes participantes deberán cumplir con los siguientes requisitos:

a) Estar matriculados durante el curso 2023-2024 en Bachillerato dentro del sistema educativo español.
b) No haber cumplido 19 años el 1 de octubre de 2023.

La Fase Local de Córdoba se celebrará el día **19 de marzo (martes), a las 17,00 horas, aula B1 del Aulario del Campus Universitario de Rabanales** constando, como información de la estructura de la prueba resaltar que:

1.- Una cuestión sobre formulación y nomenclatura química.

2.- Diversas cuestiones breves, que versarán, indistintamente, tanto sobre conocimientos teóricos o de aplicación de estos, que requieran para su solución un razonamiento y/o cálculos sencillos, como sobre los procedimientos experimentales referidos a trabajos prácticos.

QUIEN NO SUPERE LA SUMA DE LOS APARTADOS 1 Y 2 CON AL MENOS UN 75% DE LA CALIFICACIÓN MÁXIMA QUEDARÁ AUTOMÁTICAMENTE DESCALIFICADO DE LA PRUEBA.

3.- Problemas numéricos de aplicación de los principios, conceptos y procedimientos de la Química.

DE ENTRE LOS PROBLEMAS PROPUESTOS SE PODRÁN ELEGIR OPCIONES para garantizar que todos los centros hayan impartido temario recogido en los mismos a la fecha de la celebración de la Olimpiada.

Los alumnos deben ir provistos de carné de identidad, pasaporte o documento acreditativo.

Las pruebas versarán sobre los contenidos de segundo de bachillerato.

El Temario sobre el que se desarrollarán las cuestiones y ejercicios anteriores incluye:

1. Espectros atómicos.

* Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico.

* Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.

2. Principios cuánticos de la estructura atómica.

* Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía. Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles.

* Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.

* Números cuánticos y principio de exclusión de Pauli. Estructura electrónica del átomo. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos.

3. Tabla periódica y propiedades de los átomos.

* Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.

* Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.

* Tendencias periódicas. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma.

4. Enlace químico y fuerzas intermoleculares.

* Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. Propiedades de las sustancias químicas.

* Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares y las características de los sólidos.

* Ciclo de Born-Haber. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos.

* Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.

* Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas. Propiedades macroscópicas de compuestos moleculares.

COMENTARIOS SOBRE LOS SABERES

En relación con estos saberes básicos, deberán conocer:

- Las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolas con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. Las ideas básicas del modelo atómico de Bohr: la cuantización de la energía en el átomo y la relación de estos niveles con la frecuencia de las radiaciones según la ecuación de Planck.
- El cambio que supone la Mecánica Ondulatoria en la descripción del átomo: la dualidad onda-corpúsculo, el principio de incertidumbre de Heisenberg. La diferencia del significado de los números cuánticos según Bohr y de la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- Las partículas subatómicas, explicando las características y clasificación de las mismas. Los conceptos de número atómico y número másico.
- La configuración electrónica de un átomo conocida su posición en el Sistema Periódico y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, aplicando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.
- La clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico y justificar la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en el Sistema Periódico.
- La variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes. No se considerará como justificación las flechas que indican el orden de variación de dichas propiedades.
- La estabilidad de las moléculas o cristales formados, justificándola mediante el empleo de la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.
- El concepto de energía reticular. Aplicar el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. Las propiedades de los compuestos iónicos.
- 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 de la teoría de Repulsión de los Pares de Electrones de la Capa de Valencia (RPECV).
- Los fundamentos del enlace covalente según la teoría del Enlace de Valencia. Concepto de hibridación y diferencias entre las hibridaciones sp, sp2 y sp3. Enlace σ y enlace π.

- La polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- El enlace metálico según el modelo del gas electrónico y las propiedades de los metales (punto de fusión, conductividad térmica y eléctrica y propiedades mecánicas).
- Los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y justificar la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias tales como punto de fusión, punto de ebullición y solubilidad, en función de dichas interacciones, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias.
- La estabilidad de las moléculas o cristales formados, justificándola mediante el empleo de la regla del octeto o basándose en las interacciones.

B) REACCIONES QUÍMICAS.

1. Termodinámica química.

* Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.
* Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.
* Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción.
* Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.
* Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.

2. Cinética química.

* Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Conceptos de velocidad de reacción y energía de activación.
* Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma.
* Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.

3. Equilibrio químico.

* El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas.
* La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre KC y KP y producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.

* Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.

4. Reacciones ácido-base.

* Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.
* Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.
* pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes Ka y Kb.
* Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se produce la hidrólisis de una sal.
* Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.
* Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.

Se aconseja que los alumnos que se presenten a las pruebas sean los que hayan obtenido en cursos anteriores y en las pruebas realizadas durante el presente curso una calificación en Química al menos de notable.

Es importante que se rellene el apartado correspondiente al nombre del profesor que se encarga de la preparación del alumno, pues según la Orden de 5 de marzo de 1998 de la Consejería de Educación y Ciencia de la Junta de Andalucía, por la que se regula la promoción retributiva de los funcionarios docentes de niveles educativos no universitarios y se determinan los requisitos que deben cumplir las actividades y su valoración (B.O.J.A. nº 50, de 5 de mayo de 1998, página 5237), en el punto 4.7 Actividades realizadas con el alumnado, apartado b), se reconocen "5 horas por día, hasta un máximo de 20 horas por actividad y curso escolar por: Participación en Olimpiadas Nacionales o internacionales sobre áreas específicas del currículo" La Certificación correspondiente será realizada por el Secretario del Centro.

Las inscripciones se efectuarán mediante la **solicitud telemática** cumplimentada antes del **día 15 de marzo de 2024 a las 15:00 h.**

https://bit.ly/OlimpiadaQuimicaCordoba2024

Esperando contar con su colaboración, le saluda atentamente.

Fdo. María de los Ángeles Martín Santos

Presidenta de la Comisión de la Olimpiada de Córdoba