

QUÍMICA 2º BACHILLERATO EDUCACIÓN A DISTANCIA

Con el fin de facilitar el estudio de la materia, los profesores del departamento consideramos que se tenga un libro de texto de apoyo, que puede ser cualquiera de este nivel. El texto recomendado en el bachillerato presencial es:

Química 2º de Bachillerato Editorial: Edelvives; ISBN: 978-84-140-4490-2

Los saberes básicos de la asignatura, tomando como referencia el Decreto 83/2022, de 12/07/2022, por el que se establece la ordenación y el currículo de Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Castilla-La Mancha, quedan distribuidos de la siguiente manera:

1ª EVALUACIÓN	2ª EVALUACIÓN	3ª EVALUACIÓN
<p>A. Enlace químico y estructura de la materia.</p> <p>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.</p> <p>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.</p> <p>3. Tabla periódica y propiedades de los átomos. – Naturaleza experimental del</p>	<p>B. Reacciones químicas.</p> <p>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.</p> <p>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</p>	<p>B. Reacciones químicas.</p> <p>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 K_a y K_b. – 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.</p> <p>5. Reacciones redox. – Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación. – Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación-reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox. – Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y</p>

<p>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.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica. – Tendencias periódicas. <p>Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Enlace químico y fuerzas intermoleculares. – Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. <p>Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas. Propiedades de las sustancias químicas.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Modelos de Lewis, RPECV e hibridación de orbitales. <p>Configuración geométrica de compuestos moleculares y las características de los sólidos.</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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. 	<p>química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.</p> <p>3. Equilibrio químico.</p> <ul style="list-style-type: none"> – 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 K_c y K_p 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. 	<p>electroquímicos que impliquen a dos pares redox.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. – Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales. <p>C. Química orgánica.</p> <p>1. Isomería.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural. – Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades. <p>2. Reactividad orgánica.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas. – Principales tipos de reacciones orgánicas. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas. <p>3. Polímeros.</p> <ul style="list-style-type: none"> – Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y propiedades. – Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.
--	--	--

En el aula virtual se publicarán, para cada evaluación, una serie de orientaciones con el fin de especificar los contenidos que entrarán en cada prueba de evaluación.