

**INFORME INDIVIDUALIZADO DE OBJETIVOS A RECUPERAR EN CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA - QUÍMICA 2º BAC.DOC**

Alumno:		Grupo: 2ºBC
Evaluación:		
<input type="checkbox"/> Debe entregar actividades		<input checked="" type="checkbox"/> Debe realizar prueba extraordinaria en septiembre
OBJETIVOS	CONTENIDOS	ACTIVIDADES DE RECUPERACIÓN
<input type="checkbox"/> <b>Tema 0. Formulación y nomenclatura orgánica</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Diferenciación entre los distintos tipos de isómeros estructurales y espaciales de un compuesto dados fórmula o nombre.</li> <li>Predicción de los productos de una reacción orgánica conocidos los reactivos.</li> <li>Formulación y nomenclatura de los monómeros más comunes.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Compuestos orgánicos: características generales.</li> <li>Isomería estructural: función, posición y de cadena. Estereoisomería: espacial y óptica.</li> <li>Estudio de los grupos orgánicos de mayor interés: alcoholes, ácidos carboxílicos y ésteres.</li> </ul>	<i>Las actividades del libro de texto y <u>especialmente las realizadas en clase</u></i>
<input type="checkbox"/> <b>Tema 1. Estructura atómica de la materia</b> <ul style="list-style-type: none"> <li>Determinación de la configuración atómica de un elemento o ión a partir de su notación química.</li> <li>Cálculo de la masa relativa de un elemento a partir de las masas de sus isótopos y su abundancia.</li> <li>Cálculo de parámetros (<math>E</math>, <math>\lambda</math> y <math>\nu</math>) asociados a una radiación electromagnética.</li> <li>Situar una radiación en su correspondiente lugar del espectro electromagnético.</li> <li>Cálculo de energías de transición entre</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>Magnitudes atómicas. <math>N.</math>º atómico, <math>n.</math>º másico. Iones e isótopos.</li> <li>Historia de los modelos atómicos.</li> <li>Orígenes de la teoría cuántica. Radiación del cuerpo negro. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos.</li> <li>El modelo atómico de Bohr.</li> <li>Modificaciones al modelo de Bohr. Modelo de Bohr-Sommerfeld. Efecto Zeeman. Espín electrónico.</li> <li>Mecánica cuántica. Dualidad onda-corpúsculo. Principio de incertidumbre. Orbitales atómicos y números cuánticos.</li> <li>Configuración electrónica. Energía de los</li> </ul>	<i>Las actividades del libro de texto y <u>especialmente las realizadas en clase</u></i>

<p>niveles energéticos según el modelo de Bohr.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculo de energía necesaria para arrancar un electrón en un metal según el efecto fotoeléctrico.</li> <li>• Asignación de números cuánticos al <math>e^-</math> en los orbitales a partir del modelo mecano-cuántico.</li> <li>• Determinación de los posibles valores de los números cuánticos para <math>e^-</math> dentro de un átomo.</li> <li>• Establecimiento de configuraciones electrónicas de átomos e iones en estado fundamental.</li> <li>• Observación del espectro de algunos elementos.</li> </ul>	<p>orbitales. Proceso Aufbau.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Configuración electrónica de los iones.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 2. Sistema periódico</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Conocimiento de los elementos de los tres primeros periodos.</li> <li>• Conocimiento de los elementos de los grupos representativos y el primer periodo de transición.</li> <li>• Deducción de las propiedades de los elementos a través de su situación en la tabla periódica.</li> <li>• Colocación de los elementos en la tabla periódica según su configuración electrónica.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Historia del sistema periódico. Tríadas de Döbereiner. Octavas de Newlands. Tabla de Meyer y Mendeleiev. Ley periódica.</li> <li>• Sistema periódico actual. El número atómico como base de la ley periódica. Tabla periódica y su relación con las configuraciones electrónicas de los elementos.</li> <li>• Apantallamiento y carga nuclear efectiva. Variación a lo largo de la tabla periódica.</li> <li>• Propiedades periódicas. Radio atómico. Radio iónico. Energía de ionización. Afinidad electrónica. Electronegatividad.</li> <li>• Las propiedades físico-químicas y la</li> </ul>	<p><i><u>Las actividades del libro de texto y especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculo de la carga nuclear efectiva.</li> <li>• Aplicación del concepto de carga nuclear efectiva al estudio de las propiedades periódicas.</li> <li>• Ordenación de distintos elementos de la tabla periódica según su EI, AE y EN.</li> <li>• Ordenación de distintos elementos según su tamaño (radio iónico y radio atómico).</li> </ul>	<p>posición en la tabla periódica.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Estudio descriptivo de los grupos de la tabla periódica.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 3. El enlace químico</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Predicción del tipo de enlace y fórmula química a partir de la estructura electrónica de los átomos.</li> <li>• Discusión cualitativa de la variación de las energías de red en diferentes compuestos.</li> <li>• Construcción de ciclos energéticos tipo Born-Haber para el cálculo de la energía de red.</li> <li>• Predicción del tipo de enlace y de la fórmula química a partir de las configuraciones electrónicas.</li> <li>• Realización de estructuras de Lewis.</li> <li>• Aplicación del concepto de resonancia utilizando estructuras de Lewis.</li> <li>• Explicación de la geometría de moléculas a partir de la teoría de orbitales híbridos o RPECV.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• ¿Por qué se unen los átomos? Predicción del tipo de enlace a través de la configuración electrónica.</li> <li>• Enlace iónico. Energía en las redes iónicas. Ciclo de Born-Haber. Ecuación de Born-Landé. Propiedades de los compuestos iónicos.</li> <li>• Enlace covalente. Parámetros de enlace. Teoría de Lewis. Enlaces sencillos y múltiples. Excepciones al octete. Enlace covalente coordinado o dativo. Estructuras resonantes. Geometría molecular. RPECV. Teoría del enlace de valencia. Hibridación de orbitales. Polaridad de enlace y de molécula. Moléculas y redes covalentes. Propiedades de las sustancias covalentes.</li> <li>• Enlace metálico. Teoría de la nube electrónica. Teoría de bandas. Propiedades de los metales.</li> <li>• Enlace entre moléculas. Fuerzas de Van der Waals y London. Enlace de hidrógeno.</li> </ul>	<p><i>Las actividades del libro de texto y <u>especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Razonamiento de la polaridad o apolaridad de un enlace y de una molécula.</li> <li>• Deducción del tipo de sustancia según sus propiedades físico-químicas.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Comparación de las propiedades físicas de las sustancias en función del tipo de enlace.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 4. Termoquímica</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Cálculo de la <math>U</math>, <math>W</math>, <math>Q</math> a un proceso químico, a partir del primer principio.</li> <li>• Estudio de la relación entre <math>Q_p</math> y <math>Q_v</math> para sólidos, líquidos y gases ideales.</li> <li>• Cálculo de la entalpía de una reacción utilizando las entalpías de enlace o de formación.</li> <li>• Cálculo de la entalpía de una reacción mediante la ley de Hess.</li> <li>• Predicción y cálculo de la variación de entropía para un proceso químico.</li> <li>• Predicción de la espontaneidad de un proceso químico en función de <math>\Delta H</math> y <math>\Delta S</math>.</li> <li>• Cálculo de la variación de la energía libre de Gibbs para un proceso químico.</li> <li>• Interpretación de los diagramas entálpicos para procesos endotérmicos y exotérmicos.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Introducción a la termoquímica. Sistemas, variables y transformaciones termodinámicas. Trabajo de expansión-compresión de un gas. Calor. Procesos exotérmicos y endotérmicos.</li> <li>• Primer principio de la termodinámica. Transferencia de calor a presión constante (<math>Q_p</math>) y a volumen constante (<math>Q_v</math>).</li> <li>• Entalpía. Entalpías de formación, reacción y enlace. Ley de Hess. Utilización de la ley de Hess en el cálculo de entalpías de reacción a partir de entalpías de formación, reacción y enlace. Diagramas entálpicos.</li> <li>• Entropía. Segundo principio de la termodinámica. Entropía molar estándar. Tercer principio. Entropía de reacción.</li> <li>• Energía libre de Gibbs. Condiciones de equilibrio y espontaneidad. Energía libre de Gibbs de formación y reacción.</li> </ul>	<p><i>Las actividades del libro de texto y <u>especialmente las realizadas en clase</u></i></p>
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 5. Cinética</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Aplicación correcta del concepto de velocidad de reacción a cualquier proceso</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Cinética química. Velocidad de reacción. Velocidad media. Velocidad instantánea.</li> <li>• ¿Cómo ocurren las reacciones químicas? Teoría de colisiones. Teoría del complejo</li> </ul>	<p><i>Las actividades del libro de texto y <u>especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

<p>químico convenientemente ajustado.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Distinción entre las teorías cinéticas en las que se basan las reacciones químicas diferenciando claramente su base teórica.</li> <li>• Aplicación correcta de la ecuación cinética a cualquier proceso químico.</li> <li>• Identificación de los órdenes parciales y totales de una reacción química a partir de su ecuación de velocidad.</li> <li>• Cálculo de los órdenes parciales a través del método de la velocidad inicial.</li> <li>• Interpretación adecuada de las etapas que componen el mecanismo de reacción.</li> </ul>	<p>activado.</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Dependencia de la velocidad de reacción con la concentración. Ecuación de velocidad. Determinación del orden de reacción. Vida media de una reacción.</li> <li>• Factores que afectan a la velocidad de reacción: concentración, naturaleza y estado físico de los reactivos; temperatura de reacción y presencia de catalizadores.</li> <li>• Mecanismos de reacción. Proceso elemental. Molecularidad.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 6. Equilibrio químico</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Aplicación de la ley de acción de masas a equilibrios homogéneos.</li> <li>• Realización de cálculos de <math>K_c</math> y <math>K_p</math> a partir de las concentraciones en el equilibrio.</li> <li>• Establecimiento de la relación entre <math>K_c</math> y <math>K_p</math>.</li> <li>• Obtención de concentraciones en el equilibrio a partir de las iniciales, la constante y <math>\Delta</math>.</li> <li>• Predicción de la evolución de sistemas en equilibrio tras una alteración, según el principio de Le Châtelier.</li> <li>• Realización de cálculos de solubilidad en diferentes unidades.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Definición de equilibrio químico. Explicación cinética y termodinámica del equilibrio. Equilibrios homogéneos y heterogéneos.</li> <li>• Expresión de las constantes de equilibrio <math>K_c</math> y <math>K_p</math>. Relación entre ambas. Grado de disociación.</li> <li>• Factores que modifican el equilibrio: principio de Le Châtelier. Modificación de la concentración de reactivos o productos de la temperatura de la reacción y de la presión total o el volumen del sistema. Adición de un catalizador.</li> <li>• Equilibrios heterogéneos. Expresión de <math>K_c</math> y <math>K_p</math>. Reacciones de precipitación. Solubilidad. Producto de solubilidad. Efecto ión común y efecto salino. Influencia del pH sobre el equilibrio.</li> </ul>	<p><i><u>Las actividades del libro de texto y especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Predicción del efecto de determinados factores sobre la solubilidad de los compuestos.</li> <li>• Identificación de compuestos solubles en agua.</li> <li>• Establecimiento de la relación entre <math>K_{ps}</math> y la solubilidad de los iones.</li> <li>• Justificación del orden de precipitación de cada ión en el supuesto de precipitación fraccionada.</li> <li>• Predicción de la evolución de sistemas en equilibrio al adicionar un ión común.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Proceso Haber-Bosch.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 7. Reacciones ácido-base</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Identificación de ácidos y bases según las distintas teorías.</li> <li>• Planteamiento de reacciones ácido-base según las distintas teorías.</li> <li>• Reconocimiento de pares ácido-base.</li> <li>• Formulación de reacciones de disociación de ácidos y bases fuertes y débiles.</li> <li>• Realización de cálculos de <math>K_a</math> o <math>K_b</math>, así como de concentraciones de sustancias y de pH.</li> <li>• Identificación del indicador más adecuado para una valoración ácido-base.</li> <li>• Comparación teórica del valor de pH de una disolución mediante papel pH y pH-metro.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Características generales de los ácidos y de las bases.</li> <li>• Aproximación histórica a las teorías ácido-base: Arrhenius, Brønsted-Lowry y Lewis.</li> <li>• Equilibrio iónico del agua. <math>K_w</math>.</li> <li>• Medida de la acidez: concepto de pH ácido, neutro o básico.</li> <li>• Fuerza relativa de ácidos y bases. Constante de acidez y basicidad. Relación entre <math>K_a</math> y <math>K_b</math> para un par ácido-base. Cálculos de concentración y acidez de ácidos y bases fuertes y débiles.</li> <li>• Reacciones de neutralización ácido-base. Punto de equivalencia. Estudio del pH en el punto de equivalencia. Indicadores. Valoraciones ácido-base.</li> </ul>	<p><i><u>Las actividades del libro de texto y especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

<ul style="list-style-type: none"> <li>• Realización de cálculos de constantes de hidrólisis, concentraciones de sustancias y pH.</li> <li>• Determinación de la concentración de disoluciones ácidas y básicas en el laboratorio mediante valoraciones.</li> <li>• Realización de curvas de valoración teóricas ácido fuerte-base fuerte indicando el punto de equivalencia.</li> <li>• Predicción del pH de las disoluciones acuosas de sales.</li> <li>• Reconocimiento de ejemplos de disoluciones reguladoras.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Hidrólisis de sales. Constante de hidrólisis. Características ácidas o básicas de las disoluciones acuosas de sales.</li> <li>• Disoluciones reguladoras. Tampones biológicos.</li> <li>• Importancia de las reacciones ácido-base en la sociedad actual. Lluvia ácida. Obtención industrial de ácidos y bases.</li> </ul>	
<p><input type="checkbox"/> <b>Tema 8. Reacciones redox</b></p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• Asignación de los números de oxidación de los elementos químicos en distintos compuestos.</li> <li>• Reconocimiento de la especie oxidante y reductora de un par redox.</li> <li>• Ajuste de reacciones redox por método ión-electrón en medio ácido, neutro y básico, diferenciando claramente semirreacciones oxidación y reducción.</li> <li>• Deducción de la ecuación molecular a partir de la iónica y resolución de problemas estequiométricos.</li> <li>• Realización de esquemas de pilas galvánicas con cátodo, ánodo y procesos que tienen lugar, y notación simbólica.</li> </ul>	<ul style="list-style-type: none"> <li>• Oxidación y reducción. Concepto de oxidación-reducción, evolución histórica. Variación del número de oxidación.</li> <li>• Ajuste de reacciones redox por el método del ión-electrón. Medio ácido, neutro, básico. Dismutación.</li> <li>• Estequiometría de las reacciones redox. Valoraciones redox.</li> <li>• Pilas voltaicas. La pila Daniell. Potenciales estándar de electrodo. Serie de potenciales estándar de reducción. Poder oxidante y reductor. Potencial estándar de una pila. Espontaneidad de reacciones redox.</li> </ul>	<p><i><u>Las actividades del libro de texto y especialmente las realizadas en clase</u></i></p>

- |   |  |  |
|---|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"><li>• Relación entre la posición de un electrodo con su poder oxidante y reductor con respecto a otros de la serie electroquímica.</li><li>• Predicción de espontaneidad de un proceso calculando <math>E^{\circ}</math>.</li></ul> |  |  |
|---|--|--|