



Acta de la reunión de la Comisión Permanente de QUÍMICA para la EBAU, celebrada mediante videoconferencia en Zoom, el día 13 de noviembre de 2023

Asistentes:

Coordinadores:

D.^a M^a Isabel Rodríguez Cáceres

D.^a Elisa Isabel Carrasco Cuadrado

Asistentes:

D. Acero Carretero, Antonio José

D.^a Carmona Barquero, Almudena

D. Cotano Olivera, Cecilio

D.^a Delgado Santaolalla, M^a Nieves

D.^a Díez Ávila, Laura

D. García Jiménez, Carlos Javier

D. González Calle, Francisco Javier

D.^a Mancha de Llanos, Alicia

D.^a Márquez Lianes, Isabel

D.^a Pérez Marcelo, M^a Julia

D.^a Pinilla Cienfuegos, M^a Paz

D.^a Prior Santana, Estrella

D. Rodríguez Pulgar, Fernando

D.^a Rubio Leal, Amparo

D.^a Toro Gordillo, María Coronada

Excusa:

Siendo las 17:05 horas del día 13 de noviembre de 2023, se reúnen los miembros de la Comisión Permanente de Química, mediante videoconferencia, con la asistencia de los arriba indicados, para tratar el siguiente

ORDEN DEL DÍA:

1. Aclaraciones del temario de Química de 2º de Bachillerato.

TEMAS TRATADOS Y ACUERDOS TOMADOS:

1. Aclaraciones del temario de Química de 2º de Bachillerato

Se dio la bienvenida a los asistentes por parte de D.^a M^a Isabel Rodríguez Cáceres, coordinadora por la UEx y por D.^a Elisa Isabel Carrasco Cuadrado coordinadora por la Secretaría General de Educación.

La coordinadora de la UEx informó que ya se ha publicado el modelo de examen en algunas universidades. En Extremadura el modelo de examen va a ser el mismo, es decir, diez preguntas a elegir cinco.

A día de hoy y sin conocer en qué términos se va a publicar la orden ministerial que regula las pruebas, se va a mantener la matriz de especificaciones del curso anterior, por lo que el examen debería contener:

- 2 preguntas del Bloque 2: Estructura de la Materia y Enlace Químico.
- 7 preguntas del Bloques 1 y 3: Cinética, Termoquímica, Equilibrio químico, Ácido-base y Redox.
- 1 pregunta de los Bloques 1 y 4: Química Orgánica.

A continuación, se estuvo comentando un documento de aclaraciones que las coordinadoras proporcionaron en 2021 y que se incluyó como Anexo al Acta del 04/05/2021. Después de un debate se decidió aplazar la reunión antes de tomar una decisión para que los miembros de la Comisión Permanente pudieran estudiar el documento. Por lo que a las 18:25 h del día 13 de noviembre de 2023, se finalizó la reunión.

Siendo las 17:05 horas del día 20 de noviembre de 2023, se reúnen los miembros de la Comisión Permanente de Química, mediante videoconferencia, para continuar con la reunión. Excusan su asistencia: D.^a M^a Nieves Delgado Santaolalla y D. Carlos J. García Jiménez.

Durante la reunión se acordó por asentimiento aprobar el documento sobre ACLARACIONES DEL TEMARIO, en el que se han recogido dudas que suelen salir en la mayoría de las reuniones de esta comisión. Se ha incluido algunas consideraciones relativas al tema de Termoquímica. Este documento se incluye como Anexo a este acta.

Sin más asuntos que tratar, se levanta la sesión, siendo las 18:00 h del día 20 de noviembre de 2023.



Fdo.: M^a Isabel Rodríguez Cáceres
Coordinadora
por la Universidad de Extremadura



Fdo. Elisa Isabel Carrasco Cuadrado
Coordinadora
por la Secretaría General de Educación

EL EXAMEN SE CONFECCIONARÁ ATENDIENDO A LOS CRITERIOS QUE SE PUBLIQUEN EN LA ORDEN MINISTERIAL QUE REGULA LOS EXÁMENES DE LA EBAU.

ESTE DOCUMENTO RECOGE ALGUNAS DE LAS DUDAS MÁS FRECUENTES QUE SE HAN PLANTEADO EN LAS REUNIONES DE COORDINACIÓN, POR LO QUE SOLAMENTE TIENE CARÁCTER ORIENTATIVO.

Tema	Aspectos importantes
Formulación inorgánica	<ul style="list-style-type: none"> • Se utilizarán exclusivamente la nomenclatura tradicional (para ácidos y sales) y la de hidrógeno o de composición. En esta nomenclatura no se pone tilde. Ejemplos: H_2SO_4: ácido sulfúrico o dihidrogeno(tetraoxidosulfato); CuS: sulfuro de cobre (II) o monosulfuro de cobre; Na_2SO_4: sulfato de sodio o tetraoxidosulfato de disodio. NO_2: dióxido de nitrógeno u óxido de nitrógeno (IV) CaO_2: dióxido de calcio o peróxido de calcio NaHSO_4: hidrogenosulfato de sodio o hidrogeno(tetroxidosulfato) de sodio $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$: sulfato de hierro (III) o tris(tetraoxidosulfato) de dihierro. • En sales es preferible utilizar la nomenclatura stock [sulfuro de cobre (II)] e ir dejando de utilizar los prefijos mono- ...
Estructura de la materia. Tabla Periódica	<ul style="list-style-type: none"> • En cuanto al modelo atómico de Bohr se podrá preguntar la diferencia entre órbita y orbital. <p>Modelo mecano-cuántico del átomo:</p> <ul style="list-style-type: none"> • números cuánticos y orbitales atómicos. • Distribución de los orbitales en capas y subcapas electrónicas. Configuraciones electrónicas (de átomos e iones). • Principio de Aufbau (diagrama de Moeller), Principio de exclusión de Pauli y Regla de Hund. • Electrón diferenciador. • Átomos e iones isoelectrónicos. • Estados fundamentales y estados excitados. • Absorción o emisión de energía asociada a saltos electrónicos. • El electrón diferenciador se considera $+1/2$ para el primer electrón y $-1/2$ para el segundo. • Hay que prestar atención a la hora de indicar el nivel en el que se encuentra un electrón, y tener en cuenta que, por ejemplo, los orbitales 3d se empiezan a ocupar en el periodo 4.

Tema	Aspectos importantes
<p>Estructura de la materia. Tabla Periódica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Es necesario que los estudiantes sepan las definiciones de energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, etc. Además, tienen que saber justificar sus variaciones, no es suficiente con decir que aumenta hacia la derecha y hacia arriba, hay que explicarlo razonando según el grupo y según el número atómico. • Nombres de los grupos principales (alcalinos, halógenos, etc.) • Saber hacer configuraciones electrónicas y conocer las posibles alteraciones y cuales son más estables. • No es necesario conocer las configuraciones electrónicas de lantánidos y actínidos, ni excepciones. • No se pedirán <u>cálculos de energías</u> implicadas en saltos electrónicos.
<p>Enlace químico</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Ciclo de Born Haber (hay que tener cuidado en los signos de las afinidades electrónicas porque la primera es negativa y la segunda es positiva y, también con el $\frac{1}{2}$ en la energía de disociación cuando son moléculas diatómicas). • Saber relacionar la energía reticular con los puntos de fusión, a mayor energía reticular mayor será su punto de fusión, es decir mas energía hay que aplicar para fundir el compuesto iónico. • Se deben conocer las propiedades de los compuestos. • Razonar la polaridad por suma de vectores o porque hay electrones libres, etc. • El estudio del enlace metálico se abordará mediante la teoría del gas (o mar) de electrones, aunque se acepta la explicación de la conducción eléctrica por medio de la teoría de bandas. • Cuando para una molécula se pide polaridad, hibridación, geometría, si no se indica nada, pueden explicarlo por la teoría que puedan/sepan. La geometría por la TRPECV y la hibridación por la teoría de hibridación. • En las estructuras de Lewis es importante colocar siempre los pares de electrones no enlazantes. • Para justificar la hibridación es muy útil utilizar la configuración electrónica, así, por ejemplo, para conocer la hibridación que utiliza el carbono al formar CH_4 se podría explicar así, <u>acompañándolo del razonamiento oportuno</u>: <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> $\boxed{\uparrow\downarrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{} \quad \rightarrow \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow} \quad \boxed{\uparrow}$ <p style="margin: 0;">2s 2p hibridación sp^3</p> </div> • Para los compuestos con doble enlace se podría justificar indicando que de los cuatro electrones que tiene el carbono en el último nivel, tres de ellos se hibridan (sp^2) y queda uno sin hibridar en un orbital p por lo que puede formar orbitales moleculares Π con el otro carbono. En el caso del triple enlace se forman dos orbitales sp y los otros dos forman orbitales moleculares Π con el otro carbono.

Tema	Aspectos importantes
	<ul style="list-style-type: none"> • La polaridad de una molécula se puede justificar sabiendo que el momento dipolar de una molécula es la suma de los momentos dipolares de todos los enlaces de dicha molécula. • El BeCl_2 aunque está formado por un metal y un no metal, no presenta enlace iónico, sino covalente. Es una excepción. • Para etano, eteno o etino, no se pedirá que dibujen los orbitales (pero si los dibujan no hay problema). • En cuanto a las fuerzas intermoleculares, hay que recordar que las fuerzas de dispersión de London, la tienen todos los compuestos con enlace covalente porque se producen dipolos temporales por cambios de presión o temperatura. • Los puentes de hidrógeno se dan en moléculas de pequeño tamaño, cabezas de grupo (con pares de electrones libres) y alta electronegatividad: N, O y F. Así, por ejemplo, presentan enlaces por puentes de hidrógeno, NH_3, H_2O, HF, alcoholes, ácidos, aminas y amidas (primarias y secundarias). • En las moléculas que presentan enlaces por puentes de hidrógeno, las fuerzas dipolo-dipolo son insignificantes. • En las moléculas que no tengan hidrógeno se pueden dar enlaces dipolo-dipolo y en las moléculas polares que contengan hidrógeno pueden existir tanto los enlaces dipolo-dipolo, como los puentes de hidrógeno. Esto justificaría la diferencia entre las propiedades del agua, que presenta enlaces por puentes de hidrógeno y dipolo-dipolo (líquido a temperatura ambiente) y el H_2S que al presentar solamente fuerzas dipolo-dipolo no es líquido a temperatura ambiente. • Se considerarán geometrías de hasta 4 dominios electrónicos en torno al átomo central.
Cinética	<ul style="list-style-type: none"> • En los problemas de cinética, se abordará el cálculo de la energía de activación según Arrhenius. Hay que prestar atención a las unidades ya que $R = 8,314 \text{ J/mol}$ y la energía de activación, E_a, se suele dar en kJ. • Cuidado también en el uso de la calculadora en este tipo de problemas, con los logaritmos neperianos (\ln) o los exponenciales (e^x). • Las unidades de la velocidad hay que conocerlas ya que siempre son las mismas, sin embargo, las unidades de la constante de velocidad es mejor deducirlas a partir del orden global de la reacción. • Es importante que conozcan los factores que afectan a la velocidad de reacción: temperatura (ecuación de Arrhenius), concentración de los reactivos, naturaleza, estado físico y grado de división de los reactivos. • Catalizadores positivos y negativos (inhibidores). Efecto de los catalizadores sobre el mecanismo de reacción, las energías de activación y la variación de entalpía.

Tema	Aspectos importantes
	<ul style="list-style-type: none"> • En el tema de cinética se estudiarán la teoría de colisión y el estado de transición. • Repasar los ejercicios de averiguar los ordenes de reacción de forma experimental.
Equilibrio químico	<ul style="list-style-type: none"> • Para la resolución de los ejercicios se darán todos los datos necesarios (P, T, masa atómica, ...) • Para evitar confusiones, las constantes K_c y K_p se pondrán sin unidades. Hay que recordar que la solubilidad siempre va en mol/L. • En los equilibrios se puede aproximar cuando el grado de disociación, α, es pequeño (<5%) y siempre que el valor de la constante sea inferior a 10^{-4}, ya que el error que se comete es pequeño. Sin embargo, cuando se pide la constante no se puede despreciar la x. • A la hora de plantear el equilibrio se puede utilizar tanto x como α, pero hay que tener cuidado con los coeficientes estequiométricos. • Es importante en los ejercicios de equilibrio recordar que, si se trabaja en molaridad, no se debe olvidar utilizar el volumen. • Grado de disociación. Relación entre constante de equilibrio y grado de disociación. • Cálculos relacionados con sistemas en equilibrio químico (constantes de equilibrio, concentraciones, presiones parciales, grado de disociación). • Cociente de reacción. Predicción de la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio. • Principio de Le Châtelier: predicción de la evolución de un sistema en equilibrio químico al modificar la temperatura, presión, volumen o concentraciones. • Equilibrios heterogéneos. Solubilidad y producto de solubilidad. • En la solubilidad hay que tener cuidado con las unidades, deben darse en mol/L (puede ser que lo pregunten en g/L). Siempre hay que pasarlo a mol/L. • No se realizarán cálculos del efecto del ion común, aunque si se pedirá de forma cuantitativa. • No se pedirán cálculos para predecir la formación de precipitados.
Ácido-base	<ul style="list-style-type: none"> • El estudio de ácidos y bases se aborda tanto por la teoría de Arrhenius como por la de Brønsted-Lowry. Par ácido-base conjugado. • Es necesario describir la realización práctica de las valoraciones, (ácido fuerte con base fuerte o viceversa, donde el pH es 7) para que se comprendan los enunciados de los problemas numéricos referidos a ellas y conocer el material que se utiliza. • Puede haber problemas numéricos de mezclas de ácidos y bases fuertes monoproticos.

Tema	Aspectos importantes
	<ul style="list-style-type: none"> • Hay que prestar atención al cálculo del pH cuando se parte de una base. Primero hay que calcular el pOH y posteriormente, el pH. • Por otro lado, cuando den el pH hay que despejar bien la concentración de protones. Así, por ejemplo, si $\text{pH} = 2,3$, la concentración de protones será $[\text{H}^+] = 10^{-2,3}$ • Grado de ionización es lo mismo que grado de disociación. • Se consideran ácidos fuertes: HCl, HNO₃, H₂SO₄ y bases fuertes los hidróxidos de alcalinos y alcalinotérreos. • Como base débil solo se considerará al NH₃. • Para el cálculo del pH se tendrán en cuenta ácidos y bases fuertes y débiles. • Cuando se pida justificar el carácter ácido, básico o anfótero de una sustancia, será necesario escribir la reacción con el agua. En el caso de los anfóteros, habrá que escribir las dos reacciones, ya que se puede comportar como ácido y como base. • Para las <u>disoluciones reguladoras solo se pedirá la definición</u>, es importante reconocer que están formadas por un ácido o base débil y una de sus sales; y que el pH no varía cuando se añaden pequeñas cantidades de ácido o base. • La hidrólisis sólo se preguntará de forma cuantitativa. Se les pedirá que escriban la reacción de hidrólisis y justifiquen el pH de la disolución (sin necesidad de hacer cálculos). Así, de forma cualitativa, si: <ul style="list-style-type: none"> - Sal de ácido fuerte y base débil: $\text{pH} < 7$ - Sal de ácido fuerte y base fuerte: $\text{pH} = 7$ - Sal de ácido débil y base fuerte: $\text{pH} > 7$ <p>En estos ejercicios lo habitual es que no se den las constantes de acidez, y en caso de hacerlo será únicamente para que los estudiantes reconozcan que es un ácido o base débil.</p> • La reacción de hidrólisis de una sal de ácido débil y base débil se podría contestar cualitativamente del siguiente modo: <ul style="list-style-type: none"> - $K_a > K_b$ el pH será ligeramente ácido - $K_b > K_a$ el pH será ligeramente básico • Para la disociación de las bases fuertes no será necesario poner el agua. Por ejemplo: $\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^-$ • Sin embargo, para la base débil, NH₃ si es que es imprescindible poner el agua. $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ • En la neutralización sólo se considerarán reacciones en las que la valencia sea siempre 1. <u>Se preguntarán las valoraciones ácido fuerte – base fuerte.</u> • Será necesario conocer para qué se utilizan los indicadores. • Cuando al calcular el pH de un ácido o base débil se simplifique ($1-x \approx 1$; $C_0 - \alpha = C_0$) hay que razonar que la simplificación se hace porque el error que se comete es pequeño y se evita tener que resolver una ecuación de segundo grado.

Tema	Aspectos importantes
	<ul style="list-style-type: none"> • A la hora de plantear el equilibrio se puede utilizar tanto x como α, debe salir el mismo resultado. • En cuanto a las prácticas de laboratorio deben conocer que: <ul style="list-style-type: none"> - Para preparar una disolución se necesita: pipeta, matraz aforado, vaso de precipitado y frasco lavador. - Para realizar una valoración ácido-base se necesita: bureta, matraz Erlenmeyer, pipeta e indicador ácido-base.
<p>Termodinámica química</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción ($\Delta H = Q_p$). Procesos endotérmicos ($\Delta H > 0$) y exotérmicos ($\Delta H < 0$). • Balance energético entre productos y reactivos mediante la Ley de Hess, a través de la entalpía de formación estándar (ΔH_f°) para obtener la entalpía de una reacción o la entalpía de combustión. $\Delta H_r^\circ = \sum n_i \cdot \Delta H_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_i \cdot \Delta H_f^\circ (\text{reactivos})$ • <u>No se realizarán cálculos con las entalpías de enlace.</u> • Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos. $\Delta S_r^\circ = \sum n_i \cdot S^\circ (\text{productos}) - \sum n_i \cdot S^\circ (\text{reactivos})$ • Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema. $\Delta G_r^\circ = \sum n_i \cdot \Delta G_f^\circ (\text{productos}) - \sum n_i \cdot \Delta G_f^\circ (\text{reactivos})$
<p>Redox/ Electroquímica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • Se pedirá el ajuste de una reacción redox por el método del ion-electrón en medio ácido. A veces será necesario tantear para obtener la forma molecular. No faltarán productos ni reactivos necesarios para el ajuste final (por ejemplo, H_2O o K_2SO_4). La reacción se pondrá con las fórmulas, pero se puede pedir que nombre algunos de los reactivos o productos. Repasar cálculos estequiométricos y formulación inorgánica. • Cálculos estequiométricos. • En las pilas galvánicas se suele pedir ánodo y cátodo. Intentar no confundir con OXIDANTE (especie que gana electrones y se reduce) y REDUCTOR (especie que pierde electrones y se oxida). Cuando se pida el agente oxidante o reductor, es necesario escribir la sustancia, por ejemplo, si el oxidantes es $KMnO_4$ (si se escribe MnO_4^- se considerará incorrecto). • Cuando se pida que se represente una pila, se podrá realizar el dibujo de las dos celdas conectadas por el puente salino o poner la notación en condiciones estándar (1 M si es una disolución, o 1 atm si es un gas): <p style="text-align: center;"><i>ánodo/disolución anódica (1 M) // disolución catódica (1 M) / cátodo</i></p>

Tema	Aspectos importantes
	<ul style="list-style-type: none"> • En la electrólisis hay que recordar que se suele pedir cantidad de corriente $Q = I \cdot t$ (en Culombios) • Por otro lado, si se da una sal, por ejemplo, CoCl_2, lo que interesa es conocer que el metal siempre se deposita en el cátodo, y que en el ánodo se pueden desprender gases, en este ejemplo, Cl_2. La única reacción que interesa es $\text{Co}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Co}$. Por cada mol de electrones se consume 1 Faraday (96485 C) • Es importante que los estudiantes conozcan que ocurre cuando se introduce una barra de metal en una disolución de otro compuesto. No se formará una pila porque, aunque suceda una reacción redox están en el mismo recipiente, pero en el caso en que reaccionaran deberían saber explicar qué le sucede a la barra de metal y a la disolución. • Saber los componentes de una pila (mejor si se dibujan), notación o esquema de una pila, las reacciones que ocurren en cada electrodo, la espontaneidad, sentido de los electrones. • Cuidado con el calculo de el potencial estándar de la pila $E^0 \text{ pila} = E^0 \text{ cátodo} - E^0 \text{ ánodo}$. • Electrolisis: saber los signos de los electrodos y saber calcular la masa depositada en los electrodos por las leyes de Faraday. • Saber diferenciar celda galvánica y cuba electrolítica.
<p>Química Orgánica</p>	<ul style="list-style-type: none"> • En los compuestos orgánicos sólo se considerará una función orgánica, pero la cadena carbonada puede presentar insaturaciones o aromaticidad. • Se tendrán en cuenta, entre otros, los siguientes grupos funcionales: derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos y cetonas, ácidos carboxílicos, ésteres, aminas y amidas. • Formulación: Ya no se acepta 1-butanol. Debe ser butan-1-ol. • En los problemas de determinación de las fórmulas empírica o molecular se puede trabajar con gramos o porcentajes (%). Hay que recordar que cuando dice hidrocarburo, el compuesto es del tipo C_xH_y. A la hora de obtener la masa molar no siempre se puede hacer por la ecuación de los gases ideales ($PV = nRT$), a veces se puede dar el número de moles, densidad, o número de Avogadro. Aplicar el sentido común a la hora de expresar los resultados. • Se preguntarán reacciones de sustitución, adición, eliminación, condensación, oxidación-reducción y esterificación. • Se considera una reacción de reducción a la adición de H_2 (hidrogenación). • Insistir en las reacciones de condensación: ácido + alcohol \rightarrow éster + agua (el resultado sería el mismo si se hace reaccionar alcohol + ácido) • En la adición al doble o triple enlace, si no se indica se

Tema	Aspectos importantes
	<p>sobreentiende que se pide el producto mayoritario. Así $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{HBr} \rightarrow$ El Br va al carbono más sustituido, quedando $\text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3$. En estas reacciones sólo se forma el producto minoritario en un 5-10%.</p> <ul style="list-style-type: none"> • En las reacciones de oxidación: <ul style="list-style-type: none"> - $\text{Compuesto} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (reacción de oxidación) - $\text{Compuesto} + \text{Oxidante} \rightarrow$ Si el compuesto es un alcohol va a aldehído y solo en condiciones extremas (concentrado y caliente) llega a ácido. - $\text{Compuesto} + \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} \rightarrow$ si es un alcohol primario da aldehído, si es alcohol secundario da cetona y si es alcohol terciario no se oxida • Tipos de isomerías: posición, cadena, función. • También se incluye la isomería cis-trans (por ejemplo, el butadieno). No se preguntarán los enantiómeros. • Se podrán incluir preguntas sobre las propiedades de ácidos, alcoholes, ésteres, ... • Como aplicación del concepto de resonancia, solo se preguntará por el benceno, en este caso se entenderá que los electrones se distribuyen uniformemente por los átomos de la molécula.