

PROGRAMACIÓN DE QUÍMICA

2º DE BACHILLERATO. CURSO 2023-2024

1. CONTENIDOS

1. Estequiometría y cálculos químicos

Reacciones químicas. Reactivos y productos. Ecuaciones químicas. Estequiometría de las reacciones químicas. Reactivos en exceso y reactivos limitantes. Reactivos en disolución. Unidades de concentración. Rendimiento de una reacción química. Fórmula empírica y fórmula molecular de un compuesto. Reglas de nomenclatura y formulación de los compuestos químicos inorgánicos.

2. Química Orgánica

Configuración electrónica del carbono. Hibridación de los orbitales del carbono en las moléculas orgánicas. Enlaces C–C, C=C y C≡C. Comparación con elementos próximos en el Sistema Periódico (B, N, Si). Formulación y nomenclatura de compuestos orgánicos: hidrocarburos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos orgánicos, ésteres, aminas, amidas, compuestos aromáticos. Diferentes tipos de fórmula: molecular, desarrollada, semidesarrollada, etc. Grupos funcionales principales. Propiedades físicas y reacciones químicas típicas de cada una de las series homólogas. Tipos generales de reacciones orgánicas: adición, eliminación, sustitución, condensación, combustión, oxidación, reducción. Concepto de isomería. Tipos de isomería estructural: de cadena, de posición, de función. Tipos de isomería espacial: geométrica (o cis-trans) y óptica.

3. Polímeros

Concepto de polímero y monómero. Tipos de polímeros de acuerdo al proceso de fabricación: polímeros de adición (reacción en cadena) y polímeros de condensación (proceso por etapas). Principales polímeros de adición: polietileno (LD-PE y HD-PE), polipropileno (PP), policloruro de vinilo (PVC), poliestireno (PS), teflón (PTFE), caucho. Principales polímeros de condensación: poliésteres (como el PETE) y poliamidas (como el *nylon*-6,6). Dependencia de las propiedades físicas y químicas de los polímeros de la ordenación de las unidades de la cadena. Estereocatalizadores.

4. Configuración electrónica del átomo

Descripción de los niveles energéticos del átomo: números cuánticos. Orbital atómico. Configuración electrónica del átomo: principio de exclusión de Pauli; diagrama de Möller; regla de Hund. Organización del Sistema Periódico. Estados de oxidación. Variación de algunas propiedades dentro de la Tabla Periódica: potencial de ionización; electronegatividad; afinidad electrónica; radio atómico e iónico. Naturaleza corpuscular de la luz: ecuación de Planck. Transiciones entre niveles electrónicos: espectros atómicos. Modelo del átomo de hidrógeno de Bohr. Efecto fotoeléctrico.

5. El enlace químico

Enlace iónico y enlace covalente. Momento dipolar. Cristales iónicos. Energía reticular. Estructuras de Lewis. Regla del octeto. Cargas formales. Resonancia. Modelo RPECV. Forma de las moléculas. Polaridad de las moléculas. Teoría del Enlace de Valencia. Orbitales híbridos. Enlaces tipo sigma y tipo pi. Fuerzas intermoleculares. Fuerzas de Van der Waals. Fuerzas de dispersión. Enlaces por puentes de hidrógeno. El enlace en los metales. Teoría de bandas.

6. Termodinámica química

Parámetros extensivos e intensivos. Funciones de estado de un sistema termodinámico. Aplicación de la primera ley de la Termodinámica a los procesos químicos. Conceptos de energía interna, calor y trabajo. Criterio de signos para los procesos con intercambio de calor. Reacciones exotérmicas y endotérmicas. Concepto de entalpía. Diagramas entálpicos. Entalpía de formación y entalpía de combustión. Entalpía de enlace. Relación entre los intercambios de calor a presión y volumen constantes. Calor específico. Ley de Hess. Aplicación de la ley de Hess al ciclo de Born-Haber. Concepto de entropía. Segunda y tercera leyes de la Termodinámica. Energía libre de Gibbs. Espontaneidad de los procesos químicos.

7. Cinética química

Velocidad de reacción. Factores de los que depende la velocidad de una reacción. Ecuaciones cinéticas. Constante cinética o constante de velocidad. Orden de reacción. Mecanismo de reacción: teoría de las colisiones y teoría del estado de transición. Etapas elementales y molecularidad. Etapa determinante de la velocidad. Intermedios de reacción. Energía de activación. Complejo activado. Catalizadores.

8. El equilibrio químico

Concepto de equilibrio químico. Cociente de reacción. Constante de equilibrio. Relación entre la constante de equilibrio y la variación de la energía libre de Gibbs de una reacción química. Relación entre la constante de equilibrio expresada en función de las presiones parciales y la constante de equilibrio expresada en función de las concentraciones. Principio de Le Chatelier. Ecuación de Van't Hoff. Equilibrios heterogéneos. Equilibrios heterogéneos sólido-líquido. Producto de solubilidad.

9. Ácidos y bases

Concepto de ácido y base en la teoría de Arrhenius. Fortaleza relativa de un ácido o una base. Grado de ionización. Constantes de disociación de los ácidos y de las bases débiles. El equilibrio iónico del agua. Producto iónico. Concepto de pH. Concepto de ácido y base en la teoría de Brønsted-Lowry. Ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de las disoluciones de sales. Hidrólisis. Reacciones de neutralización. Punto de equivalencia. Indicadores ácido-base. Volumetrías de neutralización.

10. Reacciones redox y electroquímica

Concepto de oxidación y reducción, sustancias oxidantes y reductoras. Número de oxidación. Ajuste de las reacciones de oxidación-reducción por el método del ión-electrón. Pilas galvánicas. Potencial de electrodo. Espontaneidad de las reacciones redox. Potenciales estándar de reducción de los electrodos. Potencial de una pila. Electrólisis. Leyes de Faraday. Aplicaciones de la electrolisis. Corrosión de los metales.

2. SECUENCIACIÓN DE LOS CONTENIDOS

La secuenciación de los contenidos será la siguiente (la división por evaluaciones se mantendrá en la medida de lo posible: si es necesario, el contenido de una evaluación se adelantará – o se retrasará – a la evaluación precedente – la siguiente –):

1ª evaluación:

1. Estequiometría y cálculos químicos; nomenclatura y formulación inorgánica.
2. Química Orgánica (Unidad 8 del libro de texto).

3. Polímeros (Unidad 9).
4. Configuración electrónica del átomo (Unidad 1).

2ª evaluación:

5. Enlace químico (Unidad 2).
6. Termodinámica química (Unidad 3).
7. Cinética química (Unidad 4).
8. Equilibrio químico (Unidad 5).

3ª evaluación:

9. Ácidos y bases (Unidad 6).
10. Reacciones de transferencia de electrones. (Unidad 7).

3. PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

A lo largo del curso, los alumnos deben demostrar individualmente la asimilación de los conceptos fundamentales. Además, la gran mayoría tiene como objetivo final del curso la realización de la prueba de acceso a la Universidad. Por consiguiente, el principal procedimiento de evaluación será la realización de **pruebas objetivas** (controles). Las cuestiones y problemas de estos controles se asemejarán a los que, habitualmente, figuran en los exámenes de Química de la prueba de acceso a la Universidad. De esta manera, además de permitir al profesor comprobar la adquisición por parte de sus alumnos de los objetivos del curso, los controles periódicos constituyen ensayos de la prueba que deben afrontar al final del curso.

En cada período de evaluación se realizará un mínimo de dos controles escritos y, a partir de la segunda evaluación, también el examen de recuperación (que deben realizar todos los alumnos, incluso aquellos que no hayan suspendido la evaluación anterior).

Asimismo se valorará la realización de las **tareas** que se encomiendan al alumno fuera del horario de clase, especialmente las relacionadas con el estudio del material de preparación de cada unidad.

Finalmente, se valorará también la **participación** en las clases: calidad de las observaciones, sugerencias y preguntas que el alumno formule durante las sesiones; corrección de las respuestas a preguntas del profesor; capacidad para establecer relaciones entre distintas partes del temario y entre éste y el de otras materias; interés de las propuestas para ampliar los contenidos impartidos; etc.

4. CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

La forma de poner nota en cada evaluación es la siguiente:

- El 90% de la nota procede de la media ponderada de todos los controles que se realizan a lo largo de la evaluación. En esta ponderación, el examen final de cada evaluación representa el 50% de la nota de los controles, y los otros exámenes, el 50% restante. El profesor decidirá, en cada caso, la ponderación más adecuada para cada uno de los restantes controles.

- El 5% de la nota procede de las tareas que se solicitan como trabajo fuera de las horas de clase, especialmente las relacionadas con el estudio del material de preparación de cada unidad.
- El 5% restante procede de la participación en clase (definida en la sección anterior). Para determinar esta nota se tendrá en cuenta el número de comentarios positivos publicados a este respecto en la plataforma informática *Educamos* para cada alumno a lo largo de la evaluación.

La nota mínima para aprobar una evaluación es de 5. En caso de que no alcance esta nota, el alumno dispondrá de la posibilidad de recuperar la evaluación correspondiente mediante el procedimiento descrito en la sección siguiente.

En los exámenes se indicará, en cada cuestión (y, si tiene varios apartados, en cada apartado de cada cuestión) la puntuación máxima de la misma, de manera similar a como se hace en la prueba de acceso a la Universidad.

Los criterios de corrección de las pruebas escritas se ajustarán al máximo a los publicados por la Universidad para la prueba de acceso de Química. Es decir, para determinar la calificación de cada pregunta se tendrán en cuenta:

- La claridad de comprensión y exposición de conceptos.
- El uso correcto de formulación, nomenclatura y lenguaje químico.
- La capacidad de análisis y relación.
- El desarrollo de la resolución de forma coherente y el uso correcto de las unidades.
- La aplicación y exposición correcta de conceptos en el planteamiento de las preguntas.

Si, en un problema, el alumno hace un buen planteamiento, pero comete un error en los cálculos numéricos, error que no implica desconocimiento de algún procedimiento matemático fundamental y que no arroja un resultado absurdo (por ejemplo, una temperatura absoluta o una concentración negativas, un valor disparatadamente alto o bajo de una frecuencia de emisión, etc.), será penalizado con un 25% de la calificación máxima de ese apartado. Si el resultado, como consecuencia de ese error operacional, es absurdo (en el sentido indicado arriba) y el alumno no lo descarta, o implica el desconocimiento de un procedimiento matemático fundamental, será penalizado con un 75% de la calificación máxima del apartado. Un error en el planteamiento (incluso si el resultado numérico coincide, casualmente, con el correcto) será calificado con un 0.

En las cuestiones de tipo teórico se penalizarán la ausencia de explicaciones allí donde sean requeridas, el mal uso o el uso impreciso de los conceptos teóricos, y la redacción confusa o desordenada. La cuantía de la penalización será establecida por el profesor en cada caso particular.

Si, durante la realización de una prueba escrita, un alumno es sorprendido poniendo en práctica cualquier **procedimiento no reglamentario**, como ayudarse de fuentes escritas (en papel o digitales), recibir información (directamente o por medios electrónicos) de otros compañeros o de personas ajenas al grupo, adjuntar respuestas realizadas por otros (o por él mismo con anterioridad a la prueba), o proporcionar ayuda a un compañero sobre el contenido de las preguntas, su calificación en el conjunto de la prueba será 0 (cero). La misma penalización se aplicará en el caso de que el uso de alguno de los procedimientos no reglamentarios mencionados arriba se establezca de forma incontrovertible con posterioridad a la realización de la prueba (por ejemplo, durante la corrección de la misma).

En cuanto a los ejercicios y tareas solicitados fuera de las horas de clase, se penalizarán, en primer lugar, la falta de diligencia en su realización (entrega impuntual, mala presentación, etc.) y las indicaciones de que el trabajo presentado no es fruto de la reflexión o la labor personales. En segundo lugar, se penalizarán las incorrecciones en los resultados, de acuerdo a los criterios expuestos más arriba sobre problemas y cuestiones teóricas en los exámenes.

Todos los alumnos harán un examen final que englobará todos los contenidos dados en la asignatura. Este examen será similar al de la prueba de acceso a la Universidad, es decir, tendrá la misma estructura (dos opciones, cada una de las cuales constará de cinco preguntas) y estará integrado por preguntas extraídas de exámenes de EvAU anteriores (o por preguntas similares). El alumno deberá elegir una de las opciones y responder sólo a las preguntas de la misma (respuestas adicionales a preguntas de la otra opción no serán tenidas en cuenta). En el anexo I se ofrece un ejemplo de este examen. Los alumnos con alguna de las tres evaluaciones suspensa deberán aprobar este examen final para aprobar la asignatura.

La calificación final del alumno en el curso será la media de las tres evaluaciones (cada una de las cuales contará un 25%) y la nota del examen global final, que también contará un 25%. En aquellos casos en que un alumno haya aprobado las tres evaluaciones o el examen final pero su media, calculada del modo indicado, no llegue a 5, aprobará la asignatura con la calificación de 5.

5. RECUPERACIÓN DE EVALUACIONES PENDIENTES

Al comienzo de la 2ª y la 3ª evaluaciones, en una fecha que el profesor acordará con los alumnos, se realizarán sendos exámenes de recuperación, que englobarán, en cada caso, los contenidos de la evaluación precedente. Todos los alumnos deben realizar este examen, tanto los que hayan suspendido la evaluación, como los que la hayan aprobado.

Para quienes hayan suspendido la evaluación este examen constituye una oportunidad de recuperarla: la nota que obtengan en el examen será su nota final en esa evaluación. La nota mínima para aprobar es 5.

Por su parte, para quienes hayan aprobado la evaluación, el examen constituye una oportunidad de mejorar su calificación en la misma: si la nota del examen fuese superior a la que obtuvieron en la evaluación, aquélla reemplazaría a ésta. Por otro lado, una nota menor que la obtenida en la evaluación no tendría ningún efecto.

Para todos los alumnos este examen constituye la primera nota de la evaluación en que se lleve a cabo. Su ponderación, entre todas las pruebas escritas realizadas en la evaluación, queda a criterio del profesor, como se indica en la sección anterior.

Como se ha señalado en la sección precedente, si, al terminar la 3ª evaluación, un alumno tiene suspensa alguna evaluación, podrá recuperarla (y, con ello, superar el curso) aprobando el examen global final.

6. ACTIVIDADES DE EVALUACIÓN PARA LOS ALUMNOS QUE PIERDEN EL DERECHO A LA EVALUACIÓN CONTINUA

Si un alumno, en virtud de lo establecido en el Reglamento de Régimen Interno del colegio, pierde el derecho a la evaluación continua, será examinado, al final del período de evaluación correspondiente, mediante un control escrito que abarcará todos los contenidos de la misma y cuya nota constituirá el 100% de su calificación.

En caso de que la pérdida del derecho a la evaluación continua vaya más allá de una evaluación, el alumno será evaluado mediante el examen global final, cuya nota constituirá el 100% de su calificación (véase el anexo I para un modelo de este examen). Para aprobar la asignatura es preciso obtener una nota igual o superior a 5.

7. PRUEBA EXTRAORDINARIA

Los alumnos que no hayan alcanzado los objetivos previstos a lo largo del curso (es decir, al término de las tres evaluaciones y el examen global final) podrán realizar un examen global extraordinario en la fecha fijada por el centro.

Los contenidos que abarcará este examen serán los mismos de la prueba global de final de curso. La estructura del examen será la misma que la de dicha prueba. En el anexo I se ofrece un ejemplo de este examen.

La calificación final del alumno en el curso será la nota obtenida en este examen. Para aprobar la asignatura es preciso obtener una nota igual o superior a 5.

Anexo I

Modelo de examen global final (y de la prueba extraordinaria)

OPCIÓN A

Pregunta 1:

- a) Ordena razonadamente los elementos A, B y C, cuyos números atómicos son 3, 11 y 19, respectivamente, por orden creciente de su energía de ionización.
- b) Ordena razonadamente los elementos D, E y F, cuyos números atómicos son 4, 6 y 9, respectivamente, por orden creciente de su radio atómico.

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.

Pregunta 2: Partiendo del but-1-eno se lleva a cabo la siguiente serie de reacciones:

- i. But-1-eno + agua (ácido sulfúrico diluido) \rightarrow B (mayoritario) + C (minoritario)
- ii. B + oxidante \rightarrow D
- iii. C + ácido etanoico \rightarrow E

- a) Formula cada una de las reacciones y nombra los productos orgánicos formados.
- b) Nombra y explica la regla que sigue la primera reacción para que el producto B sea mayoritario.
- c) Indica el tipo de reacción en cada caso.

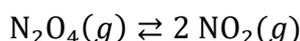
Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos.

Pregunta 3: Se preparan 500 mL de una disolución que contiene 0,2 moles de un ácido orgánico monoprótico. Sabiendo que el pH de la disolución es 5,7, calcula:

- a) La constante de disociación, k_a , del ácido.
- b) El grado de disociación del ácido en la disolución.
- c) La constante k_b de la base conjugada.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos.

Pregunta 4: El N_2O_4 gas se descompone parcialmente a $45^\circ C$ para dar NO_2 gas de acuerdo a la reacción:



En un recipiente vacío, de 1 litro de capacidad, a $45^\circ C$, se introducen inicialmente 0,1 moles de N_2O_4 . Cuando se alcanza el equilibrio la presión en el recipiente es de 3,18 atmósferas. Calcula:

- a) Las constantes de equilibrio K_C y K_P de la reacción anterior.
- b) El grado de disociación del N_2O_4 .

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1,25 puntos; b) 0,75 puntos.

Pregunta 5: Dada la reacción (no ajustada):



- a) Razona cuál es la especie oxidante y cuál la reductora.
- b) Ajusta la reacción molecular.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 1,5 puntos.

OPCIÓN B

Pregunta 1: Considera las siguientes moléculas: CCl_4 , F_2O y NCl_3 . Responde razonadamente a las siguientes cuestiones:

- Escribe la estructura de Lewis de cada una de ellas.
- Describe su estructura geométrica.
- Clasifica las moléculas anteriores como polares o apolares.

Puntuación máxima por apartado: a) 0,5 puntos; b) 0,75 puntos; c) 0,75 puntos.

Pregunta 2: Un compuesto está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno y su masa molecular es de 60 g/mol. Cuando se queman 30 g del compuesto en presencia de un exceso de oxígeno, se obtiene un número igual de moles de dióxido de carbono y de agua. Sabiendo que el dióxido de carbono obtenido genera una presión de 2449 mmHg en un recipiente de 10 litros a 120°C de temperatura:

- Determina la fórmula empírica del compuesto.
- Escribe la fórmula molecular y nombra el compuesto.

Datos: Masas atómicas: C = 12; O = 16; H = 1. $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$. 1 atm = 760 mmHg.

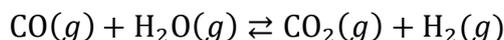
Puntuación máxima por apartado: a) 1,25 puntos; b) 0,75 puntos.

Pregunta 3: En un laboratorio se tienen dos matraces: uno contiene 15 mL de una disolución acuosa de HCl cuya concentración es 0,05 M, y el otro, 15 mL de una disolución acuosa de ácido etanoico ($k_a = 1,8\cdot 10^{-5}$), de concentración 0,05 M.

- Calcula el pH de cada una de las disoluciones.
- ¿Qué cantidad de agua se deberá añadir a la más ácida para que el pH de las dos disoluciones sea el mismo?

Puntuación máxima por apartado: a) 0,75 puntos; b) 1,25 puntos.

Pregunta 4: La constante K_P correspondiente al equilibrio:



vale 10 a la temperatura de 690 K. Si, inicialmente, se introducen en un reactor de 15 litros de volumen 0,3 moles de CO y 0,2 moles de H_2O , calcula:

- Las concentraciones de cada una de las especies (CO , H_2O , CO_2 y H_2) una vez que el sistema alcanza el equilibrio.
- La presión en el interior del reactor tras alcanzarse el equilibrio.
- Si la constante K_P de este mismo equilibrio vale 66,2 a 550 K, deduce si la reacción es exotérmica o endotérmica (justifica tu respuesta).

Datos: $R = 0,082 \text{ atm}\cdot\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}\cdot\text{K}^{-1}$.

Puntuación máxima por apartado: a) 1 punto; b) 0,5 puntos; c) 0,5 puntos.

Pregunta 5:

- Indica si se produce alguna reacción al añadir un trozo de Zn metálico a una disolución acuosa 1 M de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
- ¿Se producirá alguna reacción si añadimos Ag metálica a una disolución 1 M de PbCl_2 ?

Datos: Potenciales normales de reducción: $\text{Pb}^{2+}/\text{Pb} = -0,13 \text{ V}$; $\text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,76 \text{ V}$; $\text{Ag}^+/\text{Ag} = 0,80 \text{ V}$

Puntuación máxima por apartado: 1 punto.