

ÁSIGNATURA: Química 2º Bachillerato

CURSO: 2019-2020

HORAS/SEM.: 4

CONTENIDOS MÍNIMOS

Se consideran mínimos todos los contenidos impartidos durante el curso. Los contenidos y estándares de aprendizaje evaluables son los que propone el Gobierno de Aragón, Departamento de Educación, Cultura y Deporte, para 2º de Bachillerato.

1ª EVALUACIÓN

BLOQUE 2: Estructura y propiedades de las sustancias

Unidad 0: Teoría Atómico-Molecular. Gases. Disoluciones. Estequiometría de las reacciones químicas. Química del carbono.

Unidad 1: Estructura de la materia.

Unidad 2: Distribución electrónica y tabla periódica.

Unidad 3: Enlace químico.

CONTENIDOS: Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Böhr. Mecánica cuántica: hipótesis de De Broglie, principio de Incertidumbre de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Partículas subatómicas: origen del Universo. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico. Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico. Enlace químico. Enlace iónico. Propiedades de las sustancias con enlace iónico. Enlace covalente. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV). Geometría y polaridad de las moléculas. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación. Propiedades de las sustancias con enlace covalente. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico. Enlace metálico. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.

Est.QU.2.1.1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolos con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.

Est.QU.2.1.2. Relaciona el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados con la interpretación de los espectros atómicos.

Est.QU.2.2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Böhr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.

Est.QU.2.3.1. Justifica el comportamiento ondulatorio de los electrones mediante las longitudes de onda asociadas a su movimiento.

Est.QU.2.3.2. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.

Est.QU.2.4.1. Conoce las partículas subatómicas básicas explicando sus características.

Est.QU.2.5.1. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la tabla periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador, utilizando los principios de exclusión de Pauli y de máxima multiplicidad de Hund.

Est.QU.2.6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.

Est.QU.2.7.1. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.

Est.QU.2.8.1. Justifica la estabilidad de las moléculas o cristales formados empleando la regla del octeto o basándose en las interacciones de los electrones de la capa de valencia para la formación de los enlaces.

Est.QU.2.9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.

Est.QU.2.9.2. Compara la fortaleza del enlace en distintos compuestos iónicos aplicando la fórmula de Born-Landé para considerar los factores de los que depende la energía reticular.

Est.QU.2.10.1. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).

Est.QU.2.11.1. Da sentido a los parámetros de enlace (energía, distancia y ángulo de enlace) en sustancias con enlace covalente utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.

Est.QU.2.12.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones

Est.QU.2.13.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares, justificando el comportamiento fisicoquímico de las sustancias moleculares.

Est.QU.2.14.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante los modelos estudiados, aplicándolos también a sustancias semiconductoras y superconductoras, explicando algunas de sus aplicaciones y analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.

2ª EVALUACIÓN

BLOQUE 3: Aspectos generales de las reacciones químicas

Unidad 4: Termodinámica química.

Unidad 5: Cinética Química.

Unidad 6: Equilibrio químico.

CONTENIDOS: Sistemas termodinámicos. Primer principio de la termodinámica. Energía interna. Entalpía. Ecuaciones termoquímicas. Ley de Hess. Segundo principio de la termodinámica. Entropía. Factores que intervienen en la espontaneidad de una reacción química. Energía de Gibbs. Consecuencias sociales y medioambientales de las reacciones químicas de combustión. Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas. Utilización de catalizadores en procesos industriales. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla. Equilibrios con gases. Factores que afectan al estado de equilibrio: principio de Le Chatelier. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.

Est.FQ.3.1.1. Relaciona la variación de la energía interna en un proceso termodinámico con el calor absorbido o desprendido y el trabajo realizado en el proceso.

Est.FQ.3.2.1. Explica razonadamente el procedimiento para determinar el equivalente mecánico del calor, tomando como referente aplicaciones virtuales asociadas al experimento de Joule.

Est.FQ.3.3.1. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.

Est.FQ.3.4.1. Calcula la variación de entalpía de una reacción aplicando la ley de Hess, conociendo las entalpías de formación o las energías de enlace asociadas a una transformación química dada e interpreta su signo.

Est.FQ.3.5.1. Predice la variación de entropía en una reacción química dependiendo del estado físico y de la cantidad de sustancia que interviene.

Est.FQ.3.6.1. Identifica la energía de Gibbs como la magnitud que informa sobre la espontaneidad de una reacción química.

Est.FQ.3.6.2. Justifica la espontaneidad de una reacción química en función de los factores entálpicos, entrópicos y de la temperatura.

Est.FQ.3.7.1. Plantea situaciones reales o figuradas en que se pone de manifiesto el segundo principio de la termodinámica, y relaciona el concepto de entropía con la irreversibilidad de un proceso.

Est.FQ.3.8.1. A partir de distintas fuentes de información, analiza las consecuencias del uso de combustibles fósiles, relacionando las emisiones de CO₂, con su efecto en la calidad de vida, el

efecto invernadero, el calentamiento global, la reducción de los recursos naturales, y otros y propone actitudes sostenibles para minorar estos efectos.

Est.QU.3.9.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.

Est.QU.3.10.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.

Est.QU.3.10.2. Explica el funcionamiento de los catalizadores, relacionándolo con procesos industriales y la catálisis enzimática, analizando su repercusión en el medio ambiente y en la salud.

Est.QU.3.11.1. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.

Est.QU.3.12.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración a una temperatura dada.

Est.QU.3.12.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas.

Est.QU.3.13.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .

Est.QU.3.14.1. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio, previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.

Est.QU.3.14.2. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico.

Est.QU.3.15.1. Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, la presión, el volumen en el que se encuentra o bien la concentración de las sustancias participantes, analizando los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en la optimización de la obtención de sustancias de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.

3ª EVALUACIÓN

BLOQUE 4: Reacciones químicas

Unidad 7: Reacciones de transferencia de protones.

Unidad 8: Reacciones de transferencia de electrones.

CONTENIDOS: Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry. Equilibrio ácido-base. Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización. Equilibrio iónico del agua. Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico. Volumetrías de neutralización. Estudio cualitativo de la

hidrólisis de sales. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales. Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox. Potencial de reducción estándar. Volumetrías redox. Leyes de Faraday de la electrolisis. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación-reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Est.QU.4.1.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.

Est.QU.4.2.1. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.

Est.QU.4.3.1. Describe el procedimiento y realiza una volumetría ácido-base para calcular la concentración de una disolución de concentración desconocida, estableciendo el punto de neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.

Est.QU.4.4.1. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, y por qué no varía el pH en una disolución reguladora, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.

Est.QU.4.5.1. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.

Est.QU.4.6.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.

Est.QU.4.7.1. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble, interpretando cómo se modifica al añadir un ión común.

Est.QU.4.8.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.

Est.QU.4.9.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.

Est.QU.4.10.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.

Est.QU.4.10.2. Diseña y representa una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.

Est.QU.4.11.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox, realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

Est.QU.4.12.1. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

Est.QU.4.13.1. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales

Est.QU.4.13.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos

PROCEDIMIENTOS E INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN - Criterios de Calificación

PROCEDIMIENTOS DE EVALUACIÓN

En la calificación del alumno en esta asignatura se tendrán en cuenta los siguientes aspectos:

- Realización de pruebas objetivas, exámenes escritos.
- Observación de la actitud del alumnado en clase: atención, participación, el interés, el modo de trabajar, realización de las tareas encomendadas, el orden y la limpieza, el respeto por el material y el trabajo en equipo, así como el avance gradual en el estudio de la asignatura.

INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

Para evaluar el grado de superación de los criterios de evaluación y de las competencias que se valoran se utilizarán los instrumentos siguientes:

- Se valorará su participación activa en el aula así como la realización de tareas tanto en casa como dentro del aula.
- Exploración de los conocimientos mediante preguntas formuladas en clase.
- Pruebas escritas que contengan distintos tipos de cuestiones (teóricas, numéricas, verdadero/falso, elección de respuesta múltiple...).

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

A lo largo del curso se realizarán tres evaluaciones. La calificación de cada evaluación tendrá en cuenta las calificaciones obtenidas en las pruebas escritas. Es necesario obtener como mínimo un 5 para considerar aprobada la evaluación.

Las pruebas escritas se realizarán cada una o dos unidades temáticas. Cuando se realicen varias pruebas escritas por evaluación, el valor final será la media ponderada de las mismas, cuya ponderación vendrá determinada por el tiempo real dedicado a cada una, teniendo en cuenta que no se promediarán las notas de las pruebas si en alguna de ellas la nota es inferior a 3,5.

En la asignatura es imprescindible un manejo adecuado de la nomenclatura y formulación química tanto orgánica como inorgánica.

El redondeo de la nota final tendrá en cuenta aquellos instrumentos de evaluación que no sean los propios exámenes. Para el redondeo de la nota final de la evaluación se tendrá en cuenta el trabajo, la participación y el interés mostrados por el alumno en clase.

Cada evaluación tendrá su correspondiente recuperación. La nota tras un examen de recuperación será:

- La nota obtenida en dicho examen, si no llega al 5.
- En el caso de obtener una calificación igual o superior a 5 se aplicará la siguiente fórmula con objeto de ponderar la nota de la recuperación: $\text{Nota} = 5 + 0,4 \times (\text{nota recuperación} - 5)$

Los alumnos aprobados podrán presentarse a subir nota sin que bajen su calificación inicial. En este caso la calificación en la evaluación correspondiente se calculará ponderando un 70% la calificación obtenida en la prueba de subida de nota y un 30% la calificación obtenida inicialmente en la evaluación.

La calificación final del alumno se obtendrá como la media entre las tres evaluaciones del curso. El alumno aprobará la asignatura siempre y cuando dicha media sea igual o superior a cinco puntos sobre diez y en ninguna de las evaluaciones obtenga una calificación inferior a cuatro puntos sobre diez.

Para determinar la calificación final se tendrá en cuenta la evolución del alumno y se valorará positivamente su mejora a lo largo del curso, también se considerará la actitud general y el trabajo del alumno, con vistas a disponer de una información que permita redondear la calificación final al alza o a la baja.

En la convocatoria de recuperación final de mayo, los alumnos a los que les haya quedado pendiente alguna parte se examinarán de ella. En la convocatoria de septiembre habrá un examen único de toda la asignatura, por lo que no se guardarán para esta convocatoria partes aprobadas durante el curso.

RECOMENDACIONES SOBRE EL SISTEMA DE ESTUDIO Y TRABAJO PERSONALES

- La atención en el aula a las explicaciones y recomendaciones diarias del profesor, la toma de apuntes y la realización de ejercicios, tanto en el aula como en casa, son imprescindibles para la consecución de los objetivos de esta asignatura.
- Todos los días hay que realizar la tarea propuesta y repasar lo dado en clase. Preguntar las dudas que vayan surgiendo en el estudio de la asignatura. Preparar los exámenes con tiempo; no estudiar solo el último día. Trabajar de forma constante y regular según se va impartiendo el temario es la mejor garantía de éxito.

- Para el desarrollo correcto de las clases se requiere silencio y respeto al turno de palabra, así como una participación activa.