QUÍMICA 2º BACHILLERATO

UNIDAD DIDÁCTICA 1: TERMOQUÍMICA

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- Sistemas termodinámicos. Conservación de la energía: primer principio de la termodinámica. Diagramas energéticos en procesos endo y exotérmicos. Transferencia de energía en procesos a volumen constante y a presión constante.
- Concepto de entalpía. Aplicación de la ley de Hess al cálculo de entalpías de reacción. Entalpía de formación estándar. Calculo de entalpías de reacción a partir de las entalpías de formación.
- Cálculo de entalpías de reacción utilizando energías de enlace.
- La espontaneidad de los procesos: introducción al concepto de entropía. Segundo principio de la termodinámica. Factores que afectan a la espontaneidad de una reacción: energía libre de Gibbs. Criterio de espontaneidad.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE MÍNIMOS
Crit.FQ.3.1. Interpretar el 1PT como el principio de conservación de la energía en sistemas con intercambios de calor y trabajo	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.
Crit.FQ.3.2. Reconocer la unidad del calor en el S.I. y su equivalente mecánico.	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.
Crit.FQ.3.3. Interpretar ecuaciones termoquímicas y distinguir entre reacciones endotérmicas y exotérmicas.	Est.FQ.3.3.1. Expresa las reacciones mediante ecuaciones termoquímicas, dibujando e interpretando los diagramas entálpicos asociados.
Crit.FQ.3.4. Conocer las posibles formas de calcular la entalpía de una reacción química	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.
Crit.FQ.3.5. Dar respuesta a cuestiones conceptuales sencillas sobre el 2PT en relación a los procesos espontáneos.	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.
Crit.FQ.3.6. Predecir, de forma cualitativa y cuantitativa, la espontaneidad de un proceso químico en determinadas condiciones a partir de la energía de Gibbs.	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.
Crit.FQ.3.7. Distinguir los procesos reversibles e irreversibles y su relación con la entropía y el 2PT.	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.

UNIDAD DIDÁCTICA 2: CINÉTICA QUÍMICA

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- La velocidad de las reacciones
- Determinación de las ecuaciones de velocidad .Variación de la concentración
- Modelos teóricos. El estado de transición
- Factores de los que depende la velocidad de reacción: Influencia de la temperatura. Catalizadores . Tipos de catálisis. Aplicaciones catalizadores en la industria.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE MÍNIMOS
Crit.QU.3.9. Definir velocidad de reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición, utilizando el concepto de energía de activación.	Est.QU.3.9.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
Crit.QU.3.10. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.	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.
Crit.QU.3.11. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.	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.

UNIDAD DIDÁCTICA 3: EQUILIBRIO QUÍMICO

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- Equilibrios químicos . Reacciones reversibles . Explicación cinética del estado de equilibrio
- La constante de equilibrio . Constante de equilibrio y grado de reacción
- La composición en el equilibrio. Mezclas de gases. Cálculos con el grado de reacción
- Termodinámica del equilibrio
- Cociente de reacción y estado de equilibrio
- El principio de Le Chatelier. Factores que modifican el equilibrio químico.
- La síntesis del amoniaco

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE MÍNIMOS
Crit.QU.3.12. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en función de la concentración y de las presiones parciales.	Est.QU.3.12.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, Kc y Kp, 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.
Crit.QU.3.13. Relacionar Kc y Kp en equilibrios con gases, interpretando su significado.	Est.QU.3.13.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio Kc y Kp.
Crit.QU.3.14. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.	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.
Crit.QU.3.15. Aplicar el principio de Le Chatelier a distintos tipos de reacciones teniendo en cuenta el efecto de la T, P, V y la concentración de las sustancias presentes prediciendo la evolución del sistema.	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.

UNIDADES DIDÁCTICA 4 Y 5: EQUILIBRIO ÁCIDO BASE Y EQUILIBRIO DE SOLUBILIDAD

CONTENIDOS MÍNIMOS:

Modelos de ácidos y bases. Teoría de Arrhenius. Reacción de neutralización. Teoría de Brönsted-Lowry

Equilibrios de disociación de ácidos y bases Ácidos y bases fuertes y débiles Constantes y grado de disociación

Equilibrio iónico del agua. Concepto, escala y medida del pH

El pH de disoluciones de ácidos o bases débiles .Determinación del pH de ácidos o bases fuertes.Determinación del pH de ácidos y bases débiles y/o débiles. El pH de disoluciones de sales. Equilibrios de hidrólisis.

Disoluciones reguladoras del pH.

Volumetrías ácido-base. La neutralización. Indicadores ácido-base.

La constante en los equilibrios heterogéneos

Solubilidad de compuestos iónicos poco

solubles Producto iónico y solubilidad

Reacciones de precipitación

Desplazamiento de los equilibrios de

solubilidad El efecto del pH

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE MÍNIMOS
Crit.QU.4.1. Aplicar la teoría de Brönsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.	Est.QU.4.1.1. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brönsted-Lowry de los pares ácido-base conjugados.
Crit.QU.4.2. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.	Est.QU.4.2.1. Identifica ácidos y bases en disolución utilizando indicadores y medidores de pH, clasificándolos en fuertes y débiles.
Crit.QU.4.3. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas. En particular, realizar los cálculos estequiométricos necesarios en una volumetría ácido-base.	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.
Crit.QU.4.4. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal y la forma de actuar de una disolución reguladora de pH.	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.
Crit.QU.4.6. Resolver problemas de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.	Est.QU.4.6.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos sólido-líquido.
Crit.QU.4.7. Explicar cómo varía la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble por el efecto de un ión común.	Est.QU.4.7.1. Calcula la solubilidad de una sustancia iónica poco soluble, interpretando cómo se modifica al añadir un ión común.

UNIDAD DIDÁCTICA 6: REACCIONES REDOX

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- Reacciones de transferencia de electrones
- Número de oxidación. Oxidantes y reductores. Pares redox. agente oxidante y reductor.
- Ajuste de reacciones redox por el método ión electrón.
- Volumetrías redox .Cálculos en las reacciones redox
- Pilas electroquímicas
- Potenciales de electrodo. El electrodo estándar de hidrógeno
- Escala de potenciales estándar de reducción .Potencial de una pila .Predicción de reaccio- nes redox.
- Procesos electrolíticos .Leyes de Faraday. Aplicaciones de las reacciones redox.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE MÍNIMOS
Crit.QU.4.8. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.	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.
Crit.QU.4.9. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ión-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes	Est.QU.4.9.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción para ajustarlas empleando el método del ion-electrón.
Crit.QU.4.10. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.	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.
Crit.QU.4.11. Realizar los cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.	Est.QU.4.11.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox, realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.
Crit.QU.4.12. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una cuba electrolítica empleando las leyes de Faraday.	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.
Crit.QU.4.13. Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis: corrosión, fabricación de pilas (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.	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.

UNIDAD DIDÁCTICA 7: ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIÓDICO.

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- Cuantización de la energía. Espectros atómicos.
- El modelo de Bohr . Números cuánticos.
- Mecánica cuántica ondulatoria .Hipótesis de De Broglie. Principio de incertidumbre de Heisenberg
- Orbitales atómicos. Números cuánticos y orbitales.
- Configuraciones electrónicas. Principios de Pauli y de Hund. Estructuras electrónicas de los átomos.
- El sistema periódico y su evolución. El sistema periódico actual Estructuras electrónicas y sistema periódico.
- Propiedades físico-químicas de los elementos de los diferentes grupos y aplicaciones.
- Propiedades periódicas. Radio atómico .Radio iónico. Energía de ionización. Electronegatividad y carácter metálico.

CRITERIOS MÍNIMOS DE EVALUACIÓN	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
Crit.QU.2.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.	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 transi- ción electrónica entre dos niveles dados con la interpretación de los es- pectros atómicos.
Crit.QU.2.2. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo.	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.
Crit.QU.2.3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.	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.
Crit.QU.2.4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.	Est.QU.2.4.1. Conoce las partículas subatómicas básicas explicando sus características.
Crit.QU.2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.	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.
Crit.QU.2.6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.	Est.QU.2.6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la tabla periódica.
Crit.QU.2.7. Conocer la estructura básica del Sistema Periódico actual, definir las propiedades periódicas estudiadas y describir su variación a lo largo de un grupo o periodo.	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.

UNIDAD DIDÁCTICA 8: ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

CONTENIDOS MÍNIMOS:

- Enlace químico. La regla del octeto. Tipos y teorías de enlace
- Enlace iónico Energía de red
- Enlace metálico.
- Enlace covalente Estructuras electrónicas de Lewis Geometría molecular: modelo de RPECV Teoría de enlace de valencia
- Hibridación de orbitales Estudio de moléculas Otras estructuras carbonadas
- Polaridad de los enlaces y de las moléculas
- Fuerzas intermoleculares. Puentes de hidrógeno.
- Propiedades de las sustancias. Sustancias iónicas Sustancias metálicas Sustancias covalentes.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS	ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES
Crit.QU.2.8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas y de estructuras cristalinas y deducir sus propiedades	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.
Crit.QU.2.9. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red, analizando de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.	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.

Crit.QU.2.10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y la TRPECV y TEV	Est.QU.2.10.1. Determina la polaridad de una molécula y representa su geometría utilizando el modelo o teoría más adecuados (TRPECV, TEV).
Crit.QU.2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.	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.
Crit.QU.2.12. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinadas sustancias en casos concretos	Est.QU.2.12.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de divers as sustancias en función de dichas interacciones.
Crit.QU.2.13. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en sustancias moleculares	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.
Crit.QU.2.14. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.	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.

INSTRUMENTOS DE EVALUACIÓN

Observación directa en clase

Colecciones de problemas y ejercicios

Temas WEB con simulaciones y prácticas de laboratorio virtuales

Laboratorio escolar. TIC (portátiles, proyector, pizarra digital e incluso uso del móvil)

Pruebas escritas

CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN

Criterios de evaluación generales: se valorará positivamente:

- La compresión de leyes, modelos y teorías.
- El correcto uso del lenguaje tanto en la expresión oral como escrita, así como de las unidades de los resultados en las pruebas escritas y actividades realizadas.
- El correcto uso del material de laboratorio y el cumplimiento de las normas de seguridad.
- Registrar ordenadamente en un cuaderno los resultados de las actividades.
- La participación en el aula y la realización de las tareas encomendadas.

Criterios de calificación

Se realizará dos pruebas por evaluación. El que suspenda la primera prueba podrá recuperarla en el segundo examen, dejando sin efecto la nota del primer examen.

Las pruebas constarán tanto de preguntas teórico-prácticas como de problemas con varios apartados. Cada apartado de cada pregunta se valorará de forma independiente aun cuando su resolución dependa del resultado del aparto anterior. La **calificación de cada evaluación** corresponde a la **media aritmética de las pruebas que se realicen durante dicha evaluación (en caso de suspender el primer examen, la nota será la obtenida en el segundo, que incluirá contenidos de toda la evaluación).** En cada evaluación, si la media de las pruebas escritas es inferior a 5, la asignatura se calificará como insuficiente. Después de cada evaluación, para los alumnos calificados con insuficiente, se realizará una prueba de recuperación de todos los contenidos impartidos durante dicha evaluación, y serán calificados con la nota obtenida en dicha prueba.

Al final del curso se realizará un examen final por parte de TODOS los alumnos. Los que tengan alguna evaluación pendiente realizarán la recuperación de dichas evaluaciones. El resto realizaran una prueba final de todos los contenidos, que será similar a la prueba de EBAU.

Además, con el objetivo de la preparación de la EvAU habrá un examen de formulación inorgánica y orgánica que será eliminatorio. Si no se supera esta prueba con un mínimo de un 80 % de aciertos, el alumno no podrá aprobar la asignatura. A lo largo del curso, para los alumnos que no hayan aprobado la formulación, se realizarán varias pruebas (dos en el primer trimestre y una en el segundo y tercero)

Criterios de promoción

Se considerarán superados los aprendizajes imprescindibles si el alumno supera el 50% de cada criterio de evaluación.