



**COLEGIO SANTA TERESA DE JESÚS
SALAMANCA**

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN DE
QUÍMICA DE 2º BACHILLERATO
CURSO 2010-11**

ELABORADO POR:	María Pérez Martín
REVISADO POR:	Departamento de Ciencias
APRUEBA:	Dirección Pedagógica

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

CRITERIOS DE EVALUACIÓN GENERALES

1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico. Se trata de evaluar si los estudiantes se han familiarizado con las características básicas del trabajo científico al aplicar los conceptos y procedimientos aprendidos y en relación con las diferentes tareas en las que puede ponerse en juego, desde la comprensión de los conceptos a la resolución de problemas, pasando por los trabajos prácticos. Este criterio ha de valorarse en relación con el resto de los criterios de evaluación, para lo que se precisa actividades de evaluación que incluyan el interés de las situaciones, análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias, realización de experiencias en condiciones controladas y reproducibles, análisis detenido de resultados, consideración de perspectivas, implicaciones (posibles aplicaciones, transformaciones sociales, repercusiones negativas...), toma de decisiones, atención a las actividades de síntesis, a la comunicación, teniendo en cuenta el papel de la historia de la ciencia, etc.

2. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades. Se trata de comprobar si el alumnado conoce las insuficiencias del modelo de Bohr y la necesidad de otro marco conceptual que condujo al modelo cuántico del átomo, que le permite escribir estructuras electrónicas, a partir de las cuales es capaz de justificar la ordenación de los elementos, interpretando las semejanzas entre los elementos de un mismo grupo y la variación periódica de algunas de sus propiedades como son los radios atómicos e iónicos, la electronegatividad y las energías de ionización. Se valorará si conoce la importancia de la mecánica cuántica en el desarrollo de la química.

3. Construir ciclos energéticos del tipo Born-Haber para calcular la energía de red. Discutir de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos. Utilizar el modelo de enlace para comprender tanto la formación de moléculas como de cristales y estructuras macroscópicas y utilizarlo para deducir algunas de las propiedades de diferentes tipos de sustancias. Se evaluará si se sabe derivar la fórmula, la forma geométrica y la posible polaridad de moléculas sencillas, aplicando estructuras de Lewis y la repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia de los átomos. Conocer las fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de los compuestos, en particular el fluoruro de hidrógeno, el agua y el amoníaco. Se comprobará la utilización de los enlaces intermoleculares para predecir si una sustancia molecular tiene temperaturas de fusión y de ebullición altas o bajas y si es o no soluble en agua. También ha de valorarse el conocimiento de la formación y propiedades de las sustancias iónicas, covalentes y de los metales.

4. Definir y aplicar correctamente el primer principio de la termodinámica a un proceso químico. Diferenciar correctamente un proceso exotérmico de otro endotérmico utilizando diagramas entálpicos. Explicar el significado de la entalpía de un sistema y determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir, de forma cualitativa, la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones. Este criterio pretende averiguar si los estudiantes comprenden el significado de la función entalpía así como de la variación de entalpía

de una reacción, si determinan calores de reacción, aplican la ley de Hess, utilizan las entalpías de formación y conocen y valoran las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen en la salud, en la economía y en el medioambiente. En particular, se han de conocer las consecuencias del uso de combustibles fósiles en el incremento del efecto invernadero y el cambio climático que está teniendo lugar. También se debe saber predecir la espontaneidad de una reacción a partir de los conceptos de entropía y energía libre.

5. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema y resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación. Se trata de comprobar a través de este criterio si se reconoce macroscópicamente cuándo un sistema se encuentra en equilibrio, se interpreta microscópicamente el estado de equilibrio y se resuelven ejercicios y problemas tanto de equilibrios homogéneos como heterogéneos. Aplicar el principio de Le Chatelier para explicar, cualitativamente, la forma en la que evoluciona un sistema en equilibrio cuando se interacciona con él y si se conocen algunas de las aplicaciones que tiene en la vida cotidiana y en procesos industriales (tales como la obtención de amoníaco) la utilización de los factores que pueden afectar al desplazamiento del equilibrio.

6. Aplicar la teoría de Brönsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas. Este criterio pretende averiguar si los alumnos saben clasificar las sustancias o sus disoluciones como ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brönsted, conocen el significado y manejo de los valores de las constantes de equilibrio para predecir el carácter ácido o base de las disoluciones acuosas de sales y si determinan valores de pH en disoluciones de ácidos y bases fuertes y débiles. También se valorará si se conoce el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten averiguar la concentración de un ácido o una base y la importancia que tiene el pH en la vida cotidiana y las consecuencias que provoca la lluvia ácida, así como la necesidad de tomar medidas para evitarla.

7. Ajustar reacciones de oxidación-reducción y aplicarlas a problemas estequiométricos. Saber el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, predecir, de forma cualitativa, el posible proceso entre dos pares redox y conocer algunas de sus aplicaciones como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas y la electrólisis. Se trata de saber si, a partir del concepto de número de oxidación, se reconocen este tipo de reacciones y se ajustan por el método del ión-electrón y aplican a la resolución de problemas estequiométricos. También si se predice, a través de las tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, la posible evolución de estos procesos y si se conoce y valora la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales, utilizando como referencia el hierro, y las soluciones a los problemas que el uso de las pilas genera. Asimismo, debe valorarse si se conoce el funcionamiento de las células electroquímicas y las electrolíticas.

8. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos. El objetivo de este criterio es comprobar si se sabe formular y nombrar compuestos orgánicos oxigenados y nitrogenados con una única función orgánica, además de conocer alguno de los métodos de obtención de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres. También ha de valorarse el conocimiento de las propiedades físicas y químicas de

dichas sustancias así como su importancia industrial y biológica, sus múltiples aplicaciones y las repercusiones que su uso genera (fabricación de pesticidas, etc.). Describir la estructura general de los polímeros y valorar su interés económico, biológico e industrial, así como el papel de la industria química orgánica y sus repercusiones. Mediante este criterio se comprobará si se conoce la estructura de polímeros naturales y artificiales, si se comprende el proceso de polimerización en la formación de estas sustancias macromoleculares y se valora el interés económico, biológico e industrial que tienen, así como los problemas que su obtención y utilización pueden ocasionar. Además, se valorará el conocimiento del papel de la química en nuestras sociedades y de la responsabilidad del desarrollo de la química y su necesaria contribución a las soluciones para avanzar hacia la sostenibilidad.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN DE CADA TEMA

- Tener los conceptos de masa atómica, unidad de masa atómica, masa molecular, mol, fórmulas empíricas y moleculares y saber aplicarlos a ejercicios y problemas.
- Saber las leyes de los gases ideales y la ley de Dalton de las presiones parciales, y aplicarlas a distintas situaciones.
- Conocer las unidades de concentración de distintas disoluciones y manejar con soltura los cálculos correspondientes.
- Ajustar ecuaciones químicas por simple tanteo y por el método del sistema de ecuaciones algebraicas.
- Interpretar cuantitativamente una ecuación química ajustada.
- Realizar cálculos estequiométricos con volúmenes de gases en distintas condiciones de presión y temperatura.
- Realizar cálculos estequiométricos con reactivos en disolución.
- Saber aplicar los conceptos de pureza, reactivo limitante y rendimiento a distintos problemas de estequiometría.
- Calcular la proporción de los dos componentes de una mezcla inicial de reactivos.

- Describir los modelos atómicos discutiendo sus limitaciones y valorar la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda corpúsculo e incertidumbre.
- Describir el modelo atómico de Rutherford.
- Calcular la masa atómica de un elemento a partir de la abundancia y las masas isotópicas de varios de sus isótopos.
- Describir el efecto fotoeléctrico y sus características, e interpretarlo según Einstein.
- Describir el modelo atómico de Bohr.
- Determinar la longitud de onda asociada a un fotón para una transición electrónica determinada.
- Reconocer las formas de los diferentes orbitales.
- Confeccionar un cuadro que muestre las combinaciones válidas de los diferentes números cuánticos.
- Identificar razonadamente la existencia de un electrón con una serie de números cuánticos determinada.
- Determinar la configuración electrónica de varios átomos a partir de su número

- atómico.
- Predecir el efecto del nivel lleno y semiocupado en la estabilidad de un nivel.
 - A partir de la configuración electrónica de los átomos de varios elementos, localizar e identificar éstos en la Tabla Periódica.
 - Comparar razonadamente la carga nuclear efectiva de varios elementos de un mismo grupo y de un mismo período.
 - Analizar comparativamente los tamaños de varios átomos e iones, y estudiar su relación con la configuración electrónica y la carga nuclear efectiva.
 - Comparar razonadamente la primera energía de ionización de distintos elementos de un mismo período.
 - Dados varios elementos de distintos grupos, ordenarlos en orden creciente de su primera y de su segunda energía de ionización.
 - Ordenar razonadamente varios elementos según su electronegatividad creciente.
 - Ordenar varios elementos según su carácter metálico.
 - Confeccionar un cuadro de doble entrada que muestre las propiedades físicas y químicas de los metales y de los no metales.
 - Elaborar un cuadro que muestre las unidades estructurales de la materia, la fuerza que las une y las diferentes sustancias que resultan.
 - Representar e interpretar la gráfica de la variación de la energía potencial en la formación de un enlace químico.
-
- Confeccionar un ciclo de Born-Haber para determinar la energía de red de un compuesto. Discutir de forma cualitativa la variación de energía de red en diferentes compuestos.
 - Definir el enlace iónico, el covalente y el metálico.
 - Observar la notación de Lewis de varias moléculas y comprender su significado.
 - Determinar la estructura de Lewis de varias moléculas poliatómicas.
 - Determinar la forma geométrica de una molécula mediante el método RPENV.
 - Analizar la polaridad de los enlaces de varias moléculas y la polaridad de éstas.
 - Explicar el concepto de hibridación y aplicarlo a casos sencillos. Asociar la geometría de las moléculas al tipo de hibridación.
 - Dadas diversas sustancias moleculares, indicar el tipo de fuerzas intermoleculares presentes en ellas y explicar como afectan a las propiedades de compuestos como el fluoruro de hidrógeno, el agua y el amoníaco.
 - Ordenar diversas sustancias según su punto de fusión creciente basándose en la naturaleza de los enlaces presentes en ellas.
 - Clasificar distintos metales según su conductividad y relacionar ésta con los electrones de valencia.
-
- Identificar las variables intensivas y extensivas.
 - Enunciar el primer principio de la termodinámica. Diferenciar correctamente un proceso exotérmico de otro endotérmico utilizando diagramas entálpicos.
 - Calcular el trabajo presión-volumen realizado por un gas a presión constante.
 - Describir los procesos isotérmicos, adiabáticos, isocóricos e isobáricos, y aplicar en cada caso el primer principio.
 - Identificar las reacciones químicas que se llevan a cabo a volumen o a presión

- constantes determinando en cada caso el calor transferido.
- Calcular la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías estándar de formación o de las entalpías estándar de otras reacciones. Calcular entalpías de reacción por aplicación de la ley de Hess o de las entalpías de formación mediante la correcta utilización de tablas.
 - Calcular la entalpía estándar de reacción a partir de las entalpías de enlace.
 - Determinar la entropía estándar de reacción a partir de las entropías estándar de formación.
 - Analizar el criterio de espontaneidad de una reacción. Predecir la espontaneidad de un proceso químico a partir de los conceptos entálpicos y entrópicos.
 - Confeccionar y analizar un cuadro que muestre las diferentes funciones de estado y sus relaciones.
-
- Aplicar correctamente la ley de acción de masas a equilibrios sencillos. Conocer las características más importantes del equilibrio. Relacionar correctamente el grado de disociación con las constantes de equilibrio K_c y K_p .
 - Determinar la constante de equilibrio K_c a partir de datos iniciales de las sustancias que intervienen y de algún dato correspondiente al equilibrio.
 - Resolver problemas en los que haya que determinar las cantidades en equilibrio a partir del dato conocido de la constante de equilibrio, K_c .
 - Calcular la constante K_p a partir de datos iniciales y de algún dato correspondiente al equilibrio.
 - Determinar las presiones parciales en el equilibrio de un sistema a partir del dato conocido de la constante K_p .
 - Determinar el sentido del desplazamiento de un sistema por análisis del cociente de reacción.
 - Determinar el valor de la constante K_p , conocido el de K_c .
 - Realizar cálculos con la constante de equilibrio en equilibrios heterogéneos.
 - Aplicar el principio de Le Chatelier para explicar la evolución de un sistema cuando se modifica su estado de equilibrio. Deducir el sentido de desplazamiento de un sistema en equilibrio al introducir en él alteraciones en la concentración de alguna sustancia, en la presión o en la temperatura.
 - Predecir las condiciones ideales óptimas para obtener una sustancia determinada en una reacción reversible.
 - Calcular las nuevas concentraciones de equilibrio de un sistema en el que se ha modificado la concentración de alguna sustancia o la presión por variación del volumen.
 - Explicar el proceso Haber de síntesis del amoníaco y razonar las situaciones que lo favorecen.
 - Definir solubilidad, disolución saturada, sobresaturada e insaturada.
 - Describir brevemente los factores que influyen en la solubilidad de los compuestos iónicos.
 - Describir el equilibrio de solubilidad de un compuesto y expresarlo mediante su correspondiente ecuación y su producto de solubilidad.
 - Definir el producto de solubilidad y el producto iónico.
 - Calcular K_s a partir de la solubilidad.
 - Calcular la solubilidad a partir de K_s .
 - Predecir la formación de un precipitado al mezclar dos disoluciones dadas.
 - Interpretar la influencia del ion común en la disminución de la solubilidad de un compuesto y precipitación de éste.

- Describir los métodos de disolución de precipitados.
- Describir y formular la reacción de precipitación no deseada que puede tener lugar en el interior de tuberías o aparatos domésticos. Proponer formas de prevenir dicha precipitación.
- Efectuar el trabajo del laboratorio con rigor y orden, respetando las normas de seguridad.

- Comparar las definiciones de ácido y base según la teoría de Arrhenius y la de Brönsted-Lowry, y justificar la ampliación del carácter ácido y básico que supuso esta última.
- Identificar pares ácido-base conjugados según la teoría de Brönsted-Lowry.
- Identificar sustancias de carácter ácido o básico según las teorías enunciadas y justificar dicho carácter.
- Analizar la fuerza de distintos ácidos en relación con su estructura molecular.
- Resolver cálculos estequiométricos en reacciones de neutralización sencillas.
- Calcular el pH de disoluciones de ácidos y bases fuertes.
- Calcular el pH de ácidos y bases débiles a partir de la concentración del ácido o de la base y de su constante de disociación.
- Analizar de forma cualitativa la hidrólisis de una sal,
- Identificar los indicadores de uso corriente en el laboratorio, así como los colores que toman en medio ácido o básico y el pH de viraje.
- Determinar el carácter ácido, básico o neutro de distintas disoluciones acuosas de sales.
- Calcular el valor del pH de una disolución al añadir a un ácido fuerte de concentración dada cantidades crecientes de una base fuerte de determinada concentración.
- Realizar volumetrías de neutralización en el laboratorio eligiendo el indicador adecuado.

- Asignar números de oxidación a los elementos de varios compuestos.
- Formular y ajustar ecuaciones de oxidación-reducción por el método del ión-electrón y realizar cálculos estequiométricos en las ecuaciones ajustadas.
- Identificar la semirreacción de oxidación, la de reducción, el agente oxidante y el reductor.
- Realizar una valoración redox determinando la molaridad de una disolución de oxidante o reductor.
- Interpretar la tabla de potenciales estándar de reducción y relacionarla con el poder oxidante y reductor.
- Describir el funcionamiento de una pila voltaica calculando su potencial estándar y formulando las semirreacciones.
- Analizar la espontaneidad de una reacción.
- Definir el proceso de electrólisis.
- Confeccionar un cuadro comparativo de una pila voltaica y de una celda electrolítica.
- Aplicar correctamente las leyes de Faraday. Calcular la masa depositada de una sustancia dada al paso de la corriente eléctrica.
- Explicar las principales aplicaciones de estos procesos en la industria. Destacar la corrosión y protección de metales, utilizando como referencia el hierro. Interpretar la electrólisis del cloruro de sodio fundido. Interpretar la electrólisis del agua.

- Localizar y clasificar distintos tipos de pilas de uso cotidiano.
- Resolver problemas relacionados con la determinación de la fórmula empírica y molecular de un compuesto orgánico conociendo su composición centesimal.
- Formular y nombrar compuestos orgánicos monofuncionales.
- Enumerar las características generales y aplicaciones más importantes de los compuestos del carbono: alcanos, alquenos, alquinos, hidrocarburos aromáticos, alcoholes y fenoles, éteres, aldehídos y cetonas, ácidos carboxílicos y cetonas, aminas, amidas y nitrilos.
- Identificar el tipo de isomería de distintos grupos de compuestos.
- Observar reacciones orgánicas e identificar el tipo de reacción.
- Analizar comparativamente compuestos orgánicos y su diferente reactividad.
- Enumerar diferentes tipos de polímeros sintéticos que pueden usarse para determinadas aplicaciones.
- Describir algún proceso de polimerización que se desarrolle a escala industrial.

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

- En cada evaluación se hará un examen global (que incluirá todos los contenidos de la misma), quedando al criterio del profesor la realización, o no, de exámenes parciales y/o trabajos.
- La calificación de cada evaluación se distribuirá de la siguiente forma:
 - 10%, para prácticas o trabajos, si se realizaran;
 - 30%, por la nota media de los exámenes parciales si los hubiese;
 - 60%, por la nota del examen global.
 - Si no se realizan prácticas o trabajos, sus porcentajes pasarán a incrementar el valor del examen parcial. Si no se realizara examen parcial los porcentajes incrementan el valor del examen global
 - Si un alumno no realiza 3 días el trabajo diario suspenderá la evaluación.
- El hábito de trabajo, interés, participación en clase, comportamiento, esfuerzo, etc. contribuirán al redondeo al alza o la baja de la nota.
- El examen global de la tercera evaluación incluirá los contenidos de todo el curso. En el examen global existe la posibilidad de recuperar evaluaciones suspensas siempre y cuando las preguntas correspondientes a esas evaluaciones estén aprobadas
- La calificación final de la asignatura será la media de las tres evaluaciones, teniendo en cuenta la evolución del alumno a lo largo del curso (las tres evaluaciones tienen que estar aprobadas).
- Para conseguir la puntuación máxima se tendrá en cuenta no sólo los contenidos del examen sino también:
 - La explicación de los pasos seguidos, de modo que pueda reconstruirse la argumentación lógica y los cálculos efectuados por el alumno /a.
 - El uso adecuado de las unidades (% , euros...).
 - La adecuada interpretación de los resultados.
 - La presentación y ortografía del examen (se penalizará hasta un máximo de 1 punto).
 - El lenguaje y la expresión totalmente correctos.
- Para poder aprobar la asignatura, la nota del examen final no podrá ser inferior a 3.
- La calificación de la convocatoria de septiembre se hará únicamente con la nota obtenida en dicho examen.
- Por cada 3 faltas de puntualidad injustificadas al comenzar la materia se descontarán 0,5 puntos de la nota final de la evaluación.

CRITERIOS DE CORRECCIÓN

- Todos los problemas y cuestiones teóricas se calificarán con la misma puntuación si no se especifica lo contrario en el examen correspondiente.
- La calificación máxima la alcanzarán aquellos ejercicios que además de bien resueltos, estén bien explicados y argumentados, cuidando la sintaxis y la ortografía y utilizando correctamente el lenguaje científico, las relaciones entre las cantidades físicas, símbolos unidades, etc.
- La máxima puntuación para un problema sin explicación será 8.
- Un fallo en una operación básica, de despiste, se penalizará con un punto siempre que el resultado que se derive de él no sea absurdo. Si el resultado es absurdo la puntuación máxima será de 4.
- Cada falta de ortografía se penalizará con 0,25 puntos, hasta un máximo de 1 punto.
- Si un resultado no va acompañado de la unidad correspondiente se puede penalizar desde 0,25 puntos hasta 5 puntos (según el caso).
- Si en un problema o ejercicio teórico la formulación de los compuestos correspondientes es incorrecta, se penalizará con un 50% en el apartado correspondiente.
- La no argumentación en las cuestiones de tipo teórico invalidará el correspondiente apartado.