

B.4. QUÍMICA (2º Bachillerato)

B.4.2. CONTENIDOS, CRITERIOS DE EVALUACIÓN, ESTÁNDARES DE APRENDIZAJE EVALUABLES.

Bloque 1. La actividad científica

Contenidos

- 1.1. Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.
- 1.2. Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados.
- 1.3. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.

Criterios de evaluación

- 1.1. Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.
- 1.2. Aplicar la prevención de riesgos en el laboratorio de química y conocer la importancia de los fenómenos químicos y sus aplicaciones a los individuos y a la sociedad.
- 1.3. Emplear adecuadamente las TIC para la búsqueda de información, manejo de aplicaciones de simulación de pruebas de laboratorio, obtención de datos y elaboración de informes.
- 1.4. Diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental

Estándares de aprendizaje evaluables

- 1.1.1 Aplica habilidades necesarias para la investigación científica: trabajando tanto individualmente como en grupo, planteando preguntas, identificando problemas, recogiendo datos mediante la observación o experimentación, analizando y comunicando los resultados y desarrollando explicaciones mediante la realización de un informe final.
- 1.2.1 Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.
- 1.3.1. Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual.
- 1.3.2. Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio.
- 1.3.3. Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.
- 1.4.1. Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica.
- 1.4.2. Selecciona, comprende e interpreta información relevante en una fuente información de divulgación científica y transmite las conclusiones obtenidas utilizando el lenguaje oral y escrito con propiedad.

Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo

Contenidos

- 2.1. Estructura de la materia. Hipótesis de Planck. Modelo atómico de Bohr.
- 2.2. Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg.
- 2.3. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación.
- 2.4. Partículas subatómicas: origen del Universo.
- 2.5. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.
- 2.6. Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico.
- 2.7. Enlace químico.
- 2.8. Enlace iónico.
- 2.9. Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- 2.10. Enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas.
- 2.11. Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación.
- 2.12. Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV)
- 2.13. Propiedades de las sustancias con enlace covalente.
- 2.14. Enlace metálico.
- 2.15. Modelo del gas electrónico y teoría de bandas.

- 2.16. Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.
- 2.17. Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.
- 2.18. Naturaleza de las fuerzas intermoleculares.

Criterios de evaluación

- 2.1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.
- 2.2. Reconocer la importancia de la teoría mecano-cuántica para el conocimiento del átomo.
- 2.3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.
- 2.4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.
- 2.5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.
- 2.6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.
- 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.
- 2.8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas y deducir sus propiedades.
- 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.
- 2.10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.
- 2.11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas
- 2.12. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.
- 2.13. Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.
- 2.14. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.
- 2.15. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos iónicos o covalentes.

Estándares de aprendizaje evaluables

- 2.1.1 Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados.
- 2.1.2. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.
- 2.2.1. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecano-cuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.
- 2.3.1 Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones.
- 2.3.2 Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.
- 2.4.1. Conoce las partículas subatómicas y los tipos de quarks presentes en la naturaleza íntima de la materia y en el origen primigenio del Universo, explicando las características y clasificación de los mismos.
- 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.
- 2.6.1. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
- 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.
- 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.
- 2.9.1. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos.
- 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.

- 2.10.1. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría.
- 2.10.2. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
- 2.11.1. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.
- 2.12.1. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.
- 2.13.1. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas.
- 2.13.2. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.
- 2.14.1. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
- 2.15.1. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

Bloque 3. Reacciones químicas

Contenidos

- 3.1. Concepto de velocidad de reacción.
- 3.2. Teoría de colisiones.
- 3.3. Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
- 3.4. Utilización de catalizadores en procesos industriales.
- 3.5. Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla.
- 3.6. Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.
- 3.7. Equilibrios con gases.
- 3.8. Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación.
- 3.9. Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.
- 3.10. Equilibrio ácido-base. Concepto de ácido-base. Teoría de Brønsted-Lowry.
- 3.11. Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización.
- 3.12. Equilibrio iónico del agua.
- 3.13. Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico.
- 3.14. Volumetrías de neutralización ácido-base.
- 3.15. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales.
- 3.16. Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.
- 3.17. Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales.
- 3.18. Equilibrio redox.
- 3.19. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación.
- 3.20. Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
- 3.21. Potencial de reducción estándar.
- 3.22. Volumetrías redox.
- 3.23. Leyes de Faraday de la electrolisis.
- 3.24. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación-reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Criterios de evaluación

- 3.1. Definir velocidad de una reacción y aplicar la teoría de las colisiones y del estado de transición utilizando el concepto de energía de activación.
- 3.2. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.
- 3.3. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.
- 3.4. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.
- 3.5. Expresar matemáticamente la constante de equilibrio de un proceso, en el que intervienen gases, en

función de la concentración y de las presiones parciales.

3.6. Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado.

3.7. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación.

3.8. Aplicar el principio de Le Chatelier a distintos tipos de reacciones teniendo en cuenta el efecto de la temperatura, la presión, el volumen y la concentración de las sustancias presentes prediciendo la evolución del sistema.

3.9. Valorar la importancia que tiene el principio Le Chatelier en diversos procesos industriales.

3.10. Explicar cómo varía la solubilidad de una sal por el efecto de un ion común.

3.11. Aplicar la teoría de Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.

3.12. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases.

3.13. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas, así como sus aplicaciones prácticas.

3.14. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.

3.15. Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.

3.16. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.

3.17. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.

3.18. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.

3.19. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.

3.20. Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.

3.21. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.

3.22. Conocer algunas aplicaciones de la electrolisis, como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distinto tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

Estándares de aprendizaje evaluables

3.1.1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.

3.2.1. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción.

3.2.2. 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.

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

3.4.1. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio.

3.4.2. Comprueba e interpreta experiencias de laboratorio donde se ponen de manifiesto los factores que influyen en el desplazamiento del equilibrio químico, tanto en equilibrios homogéneos como heterogéneos.

3.5.1. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración.

3.5.2. Calcula las concentraciones o presiones parciales de las sustancias presentes en un equilibrio químico empleando la ley de acción de masas y cómo evoluciona al variar la cantidad de producto o reactivo.

3.6.1. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .

3.7.1. Relaciona la solubilidad y el producto de solubilidad aplicando la ley de Guldberg y Waage en equilibrios heterogéneos sólido-líquido y lo aplica como método de separación e identificación de mezclas de sales disueltas.

3.8.1. Aplica el principio de Le Chatelier para predecir la evolución de un sistema en equilibrio al modificar la temperatura, presión, volumen o concentración que lo definen, utilizando como ejemplo la obtención industrial del amoníaco.

3.9.1. Analiza los factores cinéticos y termodinámicos que influyen en las velocidades de reacción y en la

evolución de los equilibrios para optimizar la obtención de compuestos de interés industrial, como por ejemplo el amoníaco.

3.10.1. Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.

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

3.12.1. Identifica el carácter ácido, básico o neutro y la fortaleza ácido-base de distintas disoluciones según el tipo de compuesto disuelto en ellas determinando el valor de pH de las mismas.

3.13.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.

3.14.1. Predice el comportamiento ácido-base de una sal disuelta en agua aplicando el concepto de hidrólisis, escribiendo los procesos intermedios y equilibrios que tienen lugar.

3.15.1. Determina la concentración de un ácido o base valorándola con otra de concentración conocida estableciendo el punto de equivalencia de la neutralización mediante el empleo de indicadores ácido-base.

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

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

3.18.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.

3.19.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs.

3.19.2. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.

3.19.3. Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.

3.20.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

3.21.1. 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.

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

3.22.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.

Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales

Contenidos

4.1. Estudio de funciones orgánicas. Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.

4.2. Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles, perácidos.

4.3. Compuestos orgánicos polifuncionales.

4.4. Tipos de isomería.

4.5. Tipos de reacciones orgánicas.

4.6. Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos.

4.7. Macromoléculas y materiales polímeros.

4.8. Polímeros de origen natural y sintético: propiedades.

4.9. Reacciones de polimerización.

4.10. Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental.

4.11. Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo.

Criterios de evaluación

4.1. Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.

4.2. Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.

4.3. Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.

4.4. Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.

4.5. Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.

4.6. Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.

- 4.7. Determinar las características más importantes de las macromoléculas.
- 4.8. Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.
- 4.9. Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.
- 4.10. Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general en las diferentes ramas de la industria.
- 4.11 Distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.
- 4.12 Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.

Estándares de aprendizaje evaluables

- 4.1.1. Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.
- 4.2.1. Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
- 4.3.1. Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
- 4.4.1. Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.
- 4.5.1. Desarrolla la secuencia de reacciones necesarias para obtener un compuesto orgánico determinado a partir de otro con distinto grupo funcional aplicando la regla de Markovnikov o de Saytzeff para la formación de distintos isómeros.
- 4.6.1. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.
- 4.7.1. Reconoce macromoléculas de origen natural y sintético.
- 4.8.1. A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.
- 4.9.1. Utiliza las reacciones de polimerización para la obtención de compuestos de interés industrial como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita.
- 4.10.1. Identifica sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales valorando la repercusión en la calidad de vida.
- 4.11.1. Describe las principales aplicaciones de los materiales polímeros de alto interés tecnológico y biológico (adhesivos y revestimientos, resinas, tejidos, pinturas, prótesis, lentes, etc.) relacionándolas con las ventajas y desventajas de su uso según las propiedades que lo caracterizan.
- 4.12.1. Reconoce las distintas utilidades que los compuestos orgánicos tienen en diferentes sectores como la alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía frente a las posibles desventajas que conlleva su desarrollo.

B.4.5. PROCEDIMIENTOS DE EVALUACIÓN Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN.

En cuanto a la corrección de ejercicios y pruebas escritas se tendrá en cuenta lo siguiente:

- Por ortografía se descontarán 0,2 puntos por cada falta, hasta el 20 % del examen, y 2 errores en las tildes cuentan 1 falta.
- En las actividades de formulación será necesario resolver correctamente al menos el 75 % de las mismas para obtener la mitad de la puntuación.
- En la resolución de problemas se prestará especial atención al planteamiento y explicación del problema y al método seguido para su resolución, así como a la correcta utilización de las unidades del S.I., restando 0,2 puntos por cada incorrección en las mismas. Se tendrá en cuenta: el razonamiento científico; enunciar correctamente los conceptos; resultados numéricos, con las deducciones matemáticas necesarias; importancia tanto de problemas como de cuestiones y teoría.
- No se elimina un examen completo por el hecho de presentar algún "disparate".
- Se valorará la claridad de exposición, redacción y presentación.

Para obtener la calificación de las tres evaluaciones se considerarán:

- **Pruebas escritas:** 2 controles en cada evaluación. Representarán el **80 % de la nota** de la evaluación.
- **Trabajo diario:** Referente a actividades diarias, prácticas de laboratorio, trabajos individuales y en equipo, actitud... **20 % de la nota**.

La calificación en el boletín de las Evaluaciones 1ª y 2ª se obtendrá por el redondeo matemático al entero más próximo de las notas obtenidas en ellas según los porcentajes anteriores. Pero para obtener una nota igual o superior al 5 se tiene que haber alcanzado al menos el 3,5 en los dos controles de cada evaluación.

Se realizarán exámenes de recuperación o mejora de calificación de las evaluaciones.

La nota global se calculará mediante la media aritmética de las notas sin redondear de las tres Evaluaciones. Si esta nota global es inferior a 5 será necesario el examen final de los exámenes suspensos hasta un máximo de tres, o de todo si se han cuatro o más exámenes. Ese examen final contabilizará el 80 % de la(s) parte(s) examinada(s) y el 20 % restante sigue siendo el alcanzado a lo largo del curso con las baterías de ejercicios y el trabajo diario, y se recalculará la media de cada evaluación y la nota global.

Los alumnos que no superen la asignatura en mayo, tendrán una oportunidad más en la Evaluación Final Extraordinaria de junio. Esta prueba será de la totalidad de la materia, pero solo versará sobre los estándares mínimos evaluables, y la calificación de la misma, al igual que en la evaluación ordinaria, aportará el 80 % de la nota, y el trabajo realizado a lo largo del curso ordinario el 20 % restante. Tras este cálculo se hará el correspondiente redondeo para obtener la nota de la evaluación final extraordinaria.

Sin embargo, hay que hacer las siguientes observaciones:

- Si en la prueba final extraordinaria se alcanza el 5, la calificación final no podrá ser inferior al 5.
- Si en la prueba final extraordinaria se iguala o supera el 1,5 pero no se alcanza el 5, ni 5 tras el cálculo porcentual y el redondeo, la calificación final no será inferior a la de la Evaluación Final Ordinaria.
- Si en la prueba final extraordinaria no se alcanza el 1,5, la calificación final se podrá rebajar 1 punto respecto a la Evaluación Final Ordinaria, a pesar de que el cálculo porcentual y el redondeo pueda indicar una rebaja mayor.

B.4.5.1. FALTA DE ASISTENCIA EL DÍA DE UN EXAMEN.

1. Condiciones que han de cumplirse para tener derecho a la repetición de un examen cuando el alumno ha faltado ese día por enfermedad o por una causa de fuerza mayor:

- Los tutores legales del alumno tendrán que **comunicarlo directamente al profesor con antelación** a la realización del examen, para lo cual podrán utilizar la vía telefónica o Rayuela.
- Una vez reincorporado el alumno, **entregará el justificante y convendrá con el profesor la fecha de realización de la prueba, que en todo caso ha de hacerse en los tres días siguientes** a su reincorporación como máximo.

2. Si no se cumpliese alguna de las condiciones anteriores, **pero el alumno finalmente justifica la ausencia**, tendrá derecho a ser evaluado de los contenidos de la materia del examen que no hizo, pero en otra prueba que fijará el profesor. Recordemos aquí que, según el reglamento de centro, el alumnado debe justificar las faltas de asistencia en el día de su reincorporación.

3. **Si el alumno no presentase justificación de la ausencia del día del examen antes del final del trimestre**, el alumno tendrá una calificación de cero en dicha prueba.

B.4.5.2. FALTAS DE ASISTENCIA LAS HORAS PREVIAS O EL DÍA ANTES DE UN EXAMEN

Si se comprueba por Rayuela que el alumno falta las horas anteriores, o el día anterior, a la realización de un examen de forma injustificada, el profesor dejará que el alumno se examine, si bien no evaluará ni calificará esta prueba hasta el final del trimestre o hasta la recuperación de ese trimestre; perdiendo así el alumno el efecto feedback de la evaluación y/o la oportunidad de recuperar parcialmente esa parte, en caso de que estuviera suspensa.

Se señala así un correctivo para combatir la no asistencia a clase a las horas anteriores a un examen, algo obligatorio y que sólo puede darse en caso de motivos justificados (asistencia a médico, enfermedad, causa mayor e imprevisible...).

B.4.5.3. PÉRDIDA DE LA EVALUACIÓN CONTINUA EN EL TRIMESTRE O EN EL CURSO

A excepción de cuando exista un informe médico de un especialista que explique las ausencias, las faltas de asistencia de un alumno podrían acarrear el cambio de los criterios de evaluación para ese alumno cuando:

- Acumule 6 faltas o más en el mismo mes, o 12 faltas o más en un trimestre.
- Acumule 20 faltas o más en la materia **a lo largo del curso**.
- Asimismo el alumno que pierda el derecho a la evaluación continua en dos trimestres, lo perderá entonces para todo el curso.

No pudiéndose evaluar al alumno de forma continua en este periodo (trimestre o curso) debido a sus faltas de asistencia al sobrepasarse alguno de los límites anteriores, el profesor comunicaría al alumno y a sus padres que **el alumno será evaluado mediante una única prueba escrita al final del periodo (trimestre o curso)**, que versará sobre todos los contenidos impartidos en éste.