

Esta materia requiere conocimientos previos incluidos en la Física y Química de 1º de Bachillerato, por eso, **es imprescindible para superarla tener previamente aprobada la de 1º**

CONTENIDOS MÍNIMOS EXIGIBLES PARA SUPERAR LA MATERIA

(Incluye: el TEMARIO y el DESARROLLO DE LOS CONTENIDOS y la SECUENCIACIÓN).

- En la relación que sigue a continuación de los contenidos **se consideran contenidos mínimos todos aquellos que no estén en cursiva y señalados con un asterisco.**

La secuenciación de los contenidos es la que se recoge en la Orden del 1 de julio de 2008. Aún no se ha celebrado la reunión que cada curso se mantiene con el armonizador de la asignatura sobre la Prueba de Acceso a la Universidad. En dicha reunión se indican los contenidos que no se propondrán como ejercicios en la PAU, siendo estos los que quedan excluidos en los mínimos.

Los mínimos que aquí aparecen son los propuestos el curso anterior, por lo que, tras la reunión de armonización de este año, puede producirse después, alguna pequeña modificación. Cualquier cambio quedará reflejado en el libro de actas del departamento y será comunicada inmediatamente a los alumnos/as.

TEMA 0: CONOCIMIENTOS PREVIOS.

CONTENIDOS:

1. Formulación y nomenclatura.
 - Formulación y nomenclatura de compuestos inorgánicos.
 - Formulación y nomenclatura de las principales funciones orgánicas.
2. Relaciones entre masa, mol, nº átomos, moléculas e iones de una especie qª: Conceptos y cálculos.
 - Leyes estequiométricas.
3. Gases y mezclas de gases.
 - Leyes.
 - Hipótesis Avogrado.
 - Ecuación de estado.
 - Presiones parciales.
4. Determinación de fórmulas empíricas y moleculares.
5. Disoluciones: conceptos y cálculos.
 - Formas expresar la concentración: %, g/L, M, *m**, X.
6. Estequiometría.

TEMA 1: CONTENIDOS COMUNES.

CONTENIDOS:

1. Utilización de estrategias básicas de la actividad científica como el planteamiento de problemas y la toma de decisiones acerca del interés y conveniencia o no de su estudio, formulación de hipótesis, elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales y análisis de los resultados.
2. Búsqueda, selección y comunicación de información y de resultados utilizando los medios tecnológicos necesarios y una terminología adecuada.

TEMA 2: TERMOQUÍMICA.

CONTENIDOS:

1. Introducción: Conceptos fundamentales. Sistemas termodinámicos. Variables termodinámicas.
2. Conservación de la energía: Primer principio de la termodinámica.
 - Energía interna
 - Diagramas energéticos en procesos endo y exotérmicos.
 - Transferencia de energía en procesos a volumen constante y a presión constante.
 - **Cálculos numéricos.**
3. Concepto de entalpía. Energía de reacción. Ley de Hess.
 - Aplicación de la ley de Hess al cálculo de entalpías de reacción.
 - Entalpía de formación estándar. Cálculo entalpías reacción a partir de las entalpías de formación.
4. Energía de enlace: Cálculo de entalpías de reacción utilizando energías de enlace.
 - *Determinación experimental de la variación de entalpía en una reacción de neutralización.**
5. Espontaneidad de los procesos: introducción al concepto de entropía.
 - Segundo principio de la termodinámica.
 - Factores que afectan la espontaneidad de una reacción: energía libre de Gibbs. Criterio espontaneidad.
 - *Estudio experimental de la espontaneidad de algunos procesos sencillos.**
 - Influencia de la temperatura.
6. Aplicaciones energéticas de las reacciones químicas: los combustibles químicos.
 - Espontaneidad y barreras de energía: reservas de combustibles.

- Degradación de la energía.
- *Repercusiones sociales y medioambientales de los procesos de combustión.**

TEMA 3: CINÉTICA QUÍMICA.

CONTENIDOS:

1. Aspecto dinámico de las reacciones químicas.
 - Concepto de velocidad de reacción.
 - Ecuaciones cinéticas.
 - Orden de reacción.
2. Teoría de las colisiones y del estado de transición.
 - Energía de activación. Complejo activado
 - Ecuación de Arrhenius. *Aplicación en cálculos numéricos**
 - Factores de los que depende la velocidad de una reacción. Explicación con teoría colisiones y estado transición.
 - Orden de reacción y mecanismos de reacción.
3. Acción de los catalizadores en una reacción química: importancia industrial y biológica.
 - Reacciones industriales de hidrogenación.
 - Catálisis enzimática.
 - Los catalizadores en la vida cotidiana.

TEMA 4: EQUILIBRIO QUÍMICO.

CONTENIDOS:

1. Características macroscópicas del estado de equilibrio en procesos químicos. Interpretación microscópica del estado de equilibrio de un sistema químico: equilibrio dinámico.
2. La constante de equilibrio en sistemas gaseosos: K_c , K_p y su relación.
 - Composición sistema en equilibrio: grado de reacción.
 - Aplicaciones de las constantes a equilibrios de gases, disoluciones y equilibrios heterogéneos.
 - Energía libre de Gibbs Y constante de equilibrio.
3. Cociente de reacción y estado de equilibrio.
 - Evolución de un sistema en equilibrio ante acciones (factores) externas: principio de Le Chatelier.
4. *Estudio experimental de equilibrios cromato/dicromato o entre complejos de cobalto (II).**
5. Aplicación leyes de equilibrio al estudio de equilibrios de interés industrial y medioambiental. Síntesis del amoniaco.

TEMA 5: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE PROTONES.

CONTENIDOS:

1. Concepto de ácido y base; teoría de Arrhenius, teoría de Brønsted-Lowry.
 - Equilibrios de disociación de ácidos y bases en medio acuoso: pares ácido-base conjugados y constante de disociación.
2. Equilibrio iónico del agua y neutralización; constante de equilibrio, K_w ; pH y pOH.
3. Concepto escala, y medida del pH.
4. Ácidos y bases fuertes y débiles. Constantes de acidez y de basicidad; grado de ionización (disociación).
5. Indicadores. Mecanismo de actuación.
6. Estudio *experimental**, cualitativo y cuantitativo de la acidez o basicidad de disoluciones acuosas de ácidos, bases y sales.
7. Hidrólisis de sales: constante de hidrólisis.
8. Mezclas amortiguadoras: cálculo de su pH y aplicaciones.
9. Volumetrías ácido-base: curvas de valoración e indicadores.
 - Neutralización.
 - *Determinación experimental de la concentración de ácido acético en un vinagre comercial.**
- 10 Síntesis de ácidos y bases de interés industrial y para la vida cotidiana.
 - El problema de la lluvia ácida y sus consecuencias.

TEMA 6: REACCIONES PRECIPITACIÓN DE COMPUESTOS IÓNICOS POCO SOLUBLES.

CONTENIDOS:

1. Equilibrio de solubilidad-precipitación.
 - Constante del equilibrio de solubilidad K_s .
 - Determinación de la solubilidad de compuestos iónicos poco solubles.
 - Precipitación de compuestos iónicos.
2. Desplazamiento de los equilibrios de solubilidad: efecto de ión común y redisolución de precipitados.
3. Estudio *experimental** cualitativo de la solubilidad de hidróxidos y de sales que se hidrolizan.
4. Aplicación al análisis cualitativo: introducción a la identificación y separación de iones.

TEMA 7: REACCIONES DE TRANSFERENCIA DE ELECTRONES.

CONTENIDOS:

1. Concepto de oxidación y reducción como transferencia de electrones.
 - Número de oxidación.
 - Reacciones de oxidorreducción. Utilización del método del ión-electrón para ajustarlas.
 - Cálculos estequiométricos en reacciones redox.
2. Volumetrías redox.
 - *Determinación experimental* de la composición del agua oxigenada comercial por permanganimetría.*
3. Pilas electroquímicas; determinación de su voltaje.
 - Escala normal de potenciales estándar de reducción.
 - Análisis de la espontaneidad de reacciones de oxidación-reducción.
 - *Ecuación de Nerst. Cálculos*.*
5. Procesos electrolíticos. Ley de Faraday.
6. Aplicaciones de las reacciones redox: baterías, pilas de combustible, recubrimientos metálicos electrolíticos, siderurgia la corrosión de metales y su prevención, etc.

TEMA 8: ESTRUCTURA ATÓMICA. SISTEMA PERIÓDICO.

CONTENIDOS:

1. Repaso: partículas fundamentales, ideas de Rutherford y modelo atómico.
2. Espectros atómicos, cuantización energía: modelo Bohr.
 - Orígenes de la teoría cuántica. Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico. Espectros atómicos.
 - Espectro del hidrógeno
 - Modelo atómico de Bohr. Limitaciones.
3. Introducción a la mecánica cuántica moderna: hipótesis de De Broglie y principio de incertidumbre de Heisenberg.
4. Orbitales atómicos y números cuánticos
 - Carácter ondulatorio de los electrones.
 - Concepto de orbital.
 - Números cuánticos: su significado.
5. Configuraciones electrónicas: principios de mínima energía, de exclusión de Pauli, y regla de Hund.
 - Estado excitado.
 - Anomalías en la configuración.
6. Sistema periódico.
 - Introducción histórica.
 - Tabla periódica de Mendeleiev. Predicciones y defectos.
 - Sistema periódico actual: estructura, descripción, período, grupo (nombres).
 - Configuraciones electrónicas de los elementos a lo largo de la tabla.
7. Variación periódica de algunas propiedades:
 - Apantallamiento. Carga nuclear efectiva.
 - Radios atómicos e iónicos.
 - Energías de ionización.
 - Afinidad electrónica.
 - Electronegatividad.
 - Carácter metálico.
 - Valencia. Estado de oxidación.
8. *Elaboración experimental de la escala de reactividad de algunos metales.**

TEMA 9: EL ENLACE QUÍMICO.

CONTENIDOS:

1. Clasificación de los tipos de sustancias en estado sólido
2. Enlace químico.
 - Origen del enlace entre átomos.
 - Concepto de enlace.
 - Distancia de enlace.
 - Octeto electrónico.
 - Modelos de enlace químico.
3. Enlace iónico.
 - Concepto y formación de compuestos iónicos.

- Ciclo de Born-Haber y energía de red: factores de los que depende.
- Redes iónicas.
- Interpretación de las propiedades de los compuestos iónicos.
- 4. Enlace covalente. Formación de moléculas y de sólidos covalentes.
 - Parámetros de enlace.
 - Modelo de Lewis. Enlaces sencillos y múltiples. Fuerza, distancia y energía enlace moléculas covalentes. Excepciones al octeto.
 - Enlace coordinado o dativo.
 - Estructuras resonantes.
 - *Construcción y simulación informática de modelos moleculares.**
- 5. Geometría molecular enlace covalente.
 - Origen del enlace entre átomos.
 - Modelo-teoría de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.
 - Modelo-teoría de enlace de valencia: Promoción de electrones. Concepto de hibridación. Hibridaciones sp , sp^2 y sp^3 . Hibridaciones en moléculas con enlaces sencillos, con enlaces múltiples y en moléculas orgánicas.
 - Aplicación al estudio de las moléculas de hidrógeno, cloro, oxígeno, nitrógeno, metano, agua, amoníaco, tricloruro de boro, dicloruro de berilio, etano, etileno, acetileno y benceno, y de las estructuras gigantes de diamante y de grafito.
- 6. Polaridad de los enlaces y de las moléculas.
 - Momento dipolar.
- 7. Interacciones entre moléculas.
 - Fuerzas de Van der Waals y sus tipos.
 - Puentes de hidrógeno.
- 8. Interpretación de las propiedades de las sustancias con enlaces covalentes. Moléculas covalentes y redes covalentes
 - Origen del enlace entre átomos.
- 9. Enlace en los metales. Teorías que explican este enlace:
 - Modelo de la deslocalización electrónica.
 - *Teoría de bandas. Explicación conductividad eléctrica*.*
 - Interpretación de las propiedades de los metales.
- 10. Comparación y justificación de las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace.
- 11. *Los nuevos materiales y sus aplicaciones.**

TEMA 10: ESTUDIO DE ALGUNAS FUNCIONES ORGÁNICAS.

CONTENIDOS:

1. Revisión de la nomenclatura y formulación de las principales funciones orgánicas. **(Visto en el tema 0)**
2. Alcoholes y ácidos orgánicos: obtención, propiedades e importancia.
3. Los ésteres: obtención y estudio de algunos ésteres de interés.
4. *Polímeros y reacciones de polimerización.**
5. *La síntesis de medicamentos.**
6. *Valoración de la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual. Problemas medioambientales.**
7. *Importancia y repercusiones de la industria química orgánica.**

TEMPORALIZACIÓN

1ª Evaluación : tema 0 , tema 2 y tema 3

2ª Evaluación : tema 4 , tema 5 y tema 6

3ª Evaluación : tema 7, tema 8, tema 9 y tema 10.

El Tema 1: No tiene un tiempo específico asignado pues, dado su contenido fundamentalmente metodológico, está incluido en todos los demás temas.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS EXIGIBLES PARA SUPERAR LA MATERIA

- En la relación que sigue a continuación **de todos los criterios de evaluación, se consideran criterios mínimos todos aquellos que no están en cursiva y señalados con un asterisco.**

En la reunión mantenida el curso pasado con la armonizadora de la asignatura sobre la Prueba de Acceso a la Universidad, se indicaron los contenidos que no se propondrán como ejercicios en la PAU, y son los referidos a estos lo que no se incluyen en los criterios de evaluación mínimos. (Ver lo expuesto en contenidos mínimos).

1. Analizar situaciones y obtener información sobre fenómenos químicos utilizando las estrategias básicas del trabajo científico.
 2. Determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones según sea su variación de energía libre.
 3. Determinar la ecuación de velocidad en procesos sencillos, explicando los efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.
 4. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema para alcanzar el estado de equilibrio y resolver problemas en sistemas gaseosos.
 5. Aplicar la teoría de Brønsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y algunas de sus aplicaciones prácticas.
 6. Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles y proponer métodos para modificar la solubilidad de algunos de ellos.
 7. Identificar y ajustar reacciones de oxidación-reducción, determinar si se produce una reacción redox al mezclar dos sustancias y describir el funcionamiento de las pilas y las cubas electrolíticas, así como sus aplicaciones más relevantes.
 8. Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.
 9. Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.
 10. Explicar las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace existente y de las interacciones entre partículas.
 11. Describir las características principales de alcoholes, ácidos y ésteres y escribir y nombrar correctamente las fórmulas desarrolladas de compuestos orgánicos sencillos.
 12. 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.
- A continuación se desglosan y concretan los criterios de evaluación anteriores por temas. Entre paréntesis se indica con C seguido de un número a cuál de los criterios de la orden del 1 de julio de 2008 se corresponde.

GENERALES

- Son condiciones mínimas imprescindibles para superar la materia:
 - La asistencia diaria, puntualidad, participación y comportamiento correcto en clase (aula o laboratorio).
 - Expresarse correctamente por escrito: transmisión clara de ideas, ortografía y presentación, con la utilización adecuada del lenguaje científico en sus términos, símbolos, fórmulas, notación, etc..
 - Utilizar correctamente el material y respetar las normas de seguridad.
- Será necesario para aprobar la materia el formular y nombrar correctamente al menos el 70% de las sustancias inorgánicas más comunes, así como la formulación y nomenclatura de las principales funciones orgánicas en todos los temas y ejercicios.

TEMA 0 (C1)

- Saber formular y nombrar compuestos inorgánicos y los orgánicos con los principales grupos funcionales.
- Conocer y distinguir los conceptos de átomo, molécula, ión, mol, masas atómica, molecular y masa mol y realizar cálculos numéricos en los que intervengan.
- Determinar fórmulas empíricas y moleculares de distintos compuestos utilizando correctamente las leyes correspondientes.
- Saber las distintas formas en que se expresa la composición y concentración de disoluciones incluyendo mezclas, aplicándolas en ejercicios.

- Conocer y aplicar las leyes de los gases, incluyendo el concepto de presión parcial.
- Realizar cálculos estequiométricos en ejercicios de reacciones (utilizando los moles) en las que intervengan sólidos, líquidos, gases, disoluciones, mezclas, sustancias impuras, utilizando correctamente las leyes estequiométricas y volumétricas, y las formas de expresar la concentración.
- *No estarán dentro de los mínimos los ejercicios que requieran obligatoriamente para su resolución la utilización del concepto “equivalente químico” ni magnitudes relacionadas con la “normalidad, así como problemas que requieran la utilización de la “molalidad” como forma de expresar la concentración. No será necesario definir ni utilizar en ningún punto del programa el término “equivalente químico”.**

TEMA 1 (C1)

Dado su carácter metodológico se incluye de forma implícita en todos los demás temas donde el alumno tiene que saber aplicar las características del método científico a la resolución de problemas y cuestiones-ejercicios con análisis cualitativos, emisión de hipótesis fundamentadas, elaboración de estrategias y de experiencias, valoración de los resultados (si son numéricos coherentes) y explicación-comunicación de los mismos, aplicaciones, etc.

**No se pondrán cuestiones específicas sobre los conceptos del método científico*.*

TEMA 2 (C1, C2)

- Determinar la variación de entalpía de una reacción química, valorar sus implicaciones y predecir la posibilidad de que un proceso químico tenga o no lugar en determinadas condiciones según sea su variación de energía libre.

Comprender el significado del primer principio de termodinámica, de la variación de entalpía de una reacción y determinarla aplicando la ley de Hess o usando entalpías de formación o con energías de enlace, y saber y valorar las implicaciones que los aspectos energéticos de una reacción tienen en la salud, en la economía y en el medioambiente (efecto invernadero y cambio climático).

Además debe establecer y calcular las condiciones para que un proceso sea espontáneo considerando los factores energéticos y entrópicos.

- El alumno debe ser capaz de:
 - Comparar las diferencias entre los estados inicial y final de un sistema en términos energéticos, estableciendo las diferencias entre reacciones endotérmicas y exotérmicas e interpretar adecuadamente el primer principio de la Termodinámica, en cuestiones teóricas a nivel cualitativo, **y realizando ejercicios que requieran cálculos numéricos de este primer principio*.*
 - *Diseñar experimentos sencillos para calcular el calor de reacción.**
 - Comprender y aplicar el concepto de Entalpía y dibujar e interpretar diagramas entálpicos.
 - Calcular energías de enlace en diversos compuestos y obtener valores promedio de ellas, comparando la fortaleza de dichos enlaces.
 - Utilizar la ley de Hess y las tablas de entalpías y energías de enlace para calcular entalpías de reacción.
 - Interpretar adecuadamente el segundo principio de la Termodinámica y predecir, a partir de tablas de entropías y entalpías, la espontaneidad de reacciones químicas a una temperatura dada.
 - *Determinación experimental de la variación de entalpía en una reacción de neutralización, y estudio experimental de la espontaneidad de algunos procesos sencillos.**
 - Calcular valores de la variación de energía libre de Gibbs a distintas temperaturas para una reacción determinada, estableciendo en qué rango de temperaturas es espontánea y a qué temperatura estaría en equilibrio en las condiciones impuestas.
 - Valorar las implicaciones que los aspectos energéticos de un proceso químico tienen, principalmente los procedimientos químicos de obtención de energía y su repercusión ambiental.
 - *Analizar las repercusiones sociales y medioambientales de los procesos de combustión.**

TEMA 3 (C1, C3)

- Determinar la ecuación de velocidad en procesos sencillos, explicando los efectos de los factores que modifican la velocidad de las reacciones químicas.

Se trata de comprobar que el alumnado escribe la ecuación de velocidad de las reacciones elementales aplicando la ley de acción de masas, explica los efectos del grado de división, la concentración y la temperatura en la velocidad de reacción según las teorías de las colisiones y del estado de transición, así como la forma en que intervienen los catalizadores, valorando su papel en procesos industriales y de interés biológico.

- El alumno deberá:
 - Conocer los conceptos de velocidad de reacción media e instantánea y saber expresar éstas en función de la variación de reactivos y productos.
 - Comprender el concepto de energía de activación y de complejo activado a partir del modelo de colisiones.
 - Saber los distintos factores que afectan a la velocidad de una reacción, y razonar correctamente cómo influyen y por qué
 - Diferenciar bien las funciones termodinámicas y cinéticas que condicionan el transcurso de una reacción.
 - Conocer y aplicar la ecuación de Arrhenius en la resolución de cuestiones teóricas a nivel cualitativo y **en ejercicios que requieran cálculo numérico*.*
 - *Realizar una práctica de laboratorio* donde se mida la influencia de algún factor (concentración, temperatura), en la velocidad de una reacción concreta, o teniendo los datos experimentales, extraer conclusiones sobre lo ocurrido.
 - Reconocer los órdenes parciales y totales de reacción en una ecuación de velocidad experimental dada.
 - Escribir una ecuación de velocidad sencilla teniendo datos experimentales de concentraciones y velocidades iniciales de reacción

- Reconocer si una reacción es elemental o transcurre a través de mecanismos, mediante su ecuación de velocidad.
- Saber lo que es un catalizador, describir los distintos mecanismos de catálisis y valorar la importancia de los catalizadores en procesos químicos y bioquímicos (enzimas).

TEMA 4 (C1, C4)

- Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema para alcanzar el estado de equilibrio y resolver problemas en sistemas principalmente gaseosos.
- El alumno deberá:
 - Identificar el estado de equilibrio químico mediante sus características macroscópicas y a escala de partículas.
 - Establecer diferencias entre sistemas abiertos y cerrados, para estudiar la existencia o no de equilibrio químico
 - Comprender que en todo equilibrio, dentro de un sistema, tienen lugar dos procesos que interactúan entre sí.
 - Comprender los significados empírico y termodinámico de la constante de equilibrio y relacionarla con la variación de la energía libre sin cálculos numéricos.
 - Utilizar correctamente el concepto de concentración frente al de masa en el cálculo de las constantes de equilibrio.
 - Contrastar el valor del "cociente de reacción" en una situación de no equilibrio con el valor de la constante de equilibrio, para predecir el sentido de la evolución de los sistemas realizando los cálculos correctamente.
 - Utilizar la ley del equilibrio y la estequiometría de las reacciones en la resolución de problemas, y de relacionar el grado de disociación y las constantes de equilibrio K_c y K_p , realizando cálculos para calcular unas en función de las otras.
 - Deducir el efecto que origina en un sistema en equilibrio químico la alteración de sus condiciones, factores externos, utilizando el cociente de reacción y el principio de Le Chatelier, y predecir la variación de las concentraciones de equilibrio (el alumno debe distinguir entre los factores que afectan a las concentraciones en equilibrio, al valor de la constante y a la velocidad de reacción).
 - Aplicar las leyes del equilibrio en procesos industriales, tales como la obtención de amoníaco, así como en la vida cotidiana, valorando el efecto sobre el medio ambiente de la alteración de los equilibrios que se dan en la naturaleza.
 - *Realización el estudio experimental de equilibrios cromato/dicromato o entre complejos de cobalto (II).**

TEMA 5 (C1, C5)

- Aplicar la teoría de Brönsted-Lowry para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases, saber determinar el pH de sus disoluciones, explicar las reacciones ácido-base y algunas de sus aplicaciones prácticas.
- El alumno debe ser capaz de:
 - Distinguir a partir de sus propiedades entre ácidos, bases y sales.
 - Clasificar las sustancias o sus disoluciones en ácidas, básicas o neutras aplicando la teoría de Brönsted-Lowry (y de Arrhenius) y explicar las diferencias entre ellas.
 - Interpretar adecuadamente los procesos de disociación electrolítica, reconociendo las especies presentes en las disoluciones acuosas de ácidos, bases y sales.
 - Conocer el equilibrio de autoionización del agua.
 - Interpretar adecuadamente los equilibrios ácido-base en disolución acuosa según Brönsted-Lowry. Debe ser capaz de comparar fortalezas relativas de ácidos y bases por los valores de K_a y pK_a (K_b y pK_b), identificar las concentraciones significativas de las especies presentes, así como las relativamente despreciables, para realizar cálculos sobre los equilibrios ácido-base de manera sencilla pero rigurosa.
 - Conocer el funcionamiento y aplicación de las técnicas volumétricas que permiten determinar la concentración de una sustancia ácida o básica o la composición de una mezcla y aplicarlo.
 - *Determinar experimentalmente de la concentración de ácido acético en un vinagre comercial.**
 - Calcular valores de pH en disoluciones de ácidos, bases, sales o sus mezclas, atendiendo en particular a la hidrólisis de sales y a las mezclas amortiguadoras. Es decir:
 - Utilizar el concepto de pH y realizar ejercicios cualitativos y cuantitativos para estimar, en su caso, o calcular su valor en disoluciones de ácidos, bases y sales.
 - Calcular concentraciones de equilibrio ácido-base para cualquier especie química.
 - Comprender el equilibrio en una disolución reguladora de pH, calcular su valor y *también su variación al añadir pequeñas cantidades de ácidos y bases**.
 - No se exigirán problemas numéricos de valoraciones o mezclas de ácido débil y base débil, así como cálculos que requieran manejar ácidos polipróticos.**
 - Conocer y explicar el concepto de indicador ácido-base.
 - Reconocer, valorar y explicar la importancia que tiene el pH en la vida cotidiana y el origen y consecuencias de la lluvia ácida.

TEMA 6 (C1, C6)

- Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles y proponer métodos para modificar la solubilidad de algunos de ellos.
- El alumno debe:
 - Calcular la solubilidad de un compuesto iónico poco soluble partiendo de su constante de solubilidad o al revés, en agua pura o cuando hay efecto de ión común.
 - Saber determinar si se forma precipitado al mezclar dos disoluciones y cómo desplazar equilibrios

de solubilidad, en particular en el caso en que influya el pH del medio.

- Conocer alguna aplicación analítica de estos procesos.

TEMA 7 (C1, C7)

• Identificar y ajustar reacciones de oxidación-reducción, determinar si se produce una reacción redox al mezclar dos sustancias y describir el funcionamiento de las pilas y las cubas electrolíticas, así como sus aplicaciones más relevantes.

- El alumno debe ser capaz de:

- Interpretar la oxidación-reducción como un intercambio de electrones entre las especies químicas y comprender que todo proceso de oxidación va asociado a un proceso de reducción.

- Reconocer reacciones en que haya intercambio de e^- .

- Hallar y utilizar números de oxidación.

- Ajustar reacciones redox en medio ácido y en medio básico, por el método del ión-electrón.

- Realizar cálculos estequiométricos sobre reacciones ajustadas que incluyan el cálculo del número de electrones (**no es necesario utilizar equivalentes químicos**).

- Utilizar técnicas volumétricas, o sus datos, para hallar la concentración de disoluciones o la composición de mezclas.

- Comprender que el funcionamiento de una pila electroquímica es la verificación de un proceso redox en determinadas condiciones y explicar procesos que tienen lugar en pilas concretas y describir su funcionamiento.

- Comprender el concepto de potencial de electrodo.

- Hallar la fuerza electromotriz de una pila, su potencial, sabiendo los potenciales de cada electrodo.

- Predecir, a través de tablas de los potenciales estándar de reducción de un par redox, la posible evolución de los procesos, es decir, saber si un proceso redox será espontáneo o no sabiendo los potenciales de electrodo de las semirreacciones.

- *Explicar la ecuación de Nerst y *su aplicación en cálculos numéricos*.*

- Conocer el funcionamiento de las cubas electrolíticas, describiendo y explicando los procesos que tienen lugar, y aplicando la ley de Faraday para realizar cálculos de magnitudes, en un proceso electrolítico concreto, para saber la cantidad de sustancia depositada.

- Saber la importancia que, desde el punto de vista económico, tiene la prevención de la corrosión de metales y sus soluciones, así como los problemas que el uso de las pilas genera y las formas de paliarlos.

- Conocer procesos industriales y de laboratorio de oxidación-reducción.

- *Determinar experimentalmente la composición del agua oxigenada comercial por permanganimetría.**

TEMA 8 (C1, C8)

• Aplicar el modelo mecánico-cuántico del átomo para explicar las variaciones periódicas de algunas de sus propiedades.

- El alumno debe:

- Comprender el papel de los modelos en el estudio de la estructura del átomo.

- Describir el modelo de Bohr, conociendo sus logros y sus limitaciones y comprender la necesidad de un nuevo marco conceptual que condujo al modelo mecánico-cuántico del átomo.

- Conocer y comprender el concepto de orbital atómico.

- Saber los números cuánticos, su significado físico y las restricciones a sus valores.

- Escribir configuraciones electrónicas de átomos polielectrónicos, incluyendo la regla de máxima multiplicidad, indicar los números cuánticos del electrón diferenciador.

- Comprender y justificar la disposición de los elementos en la tabla periódica debido a sus configuraciones electrónicas: identificar un elemento y su posición (nombre, periodo, grupo..) una vez hecha su configuración, y viceversa, conociendo la situación del elemento deducir su configuración electrónica.

- Interpretar las semejanzas de elementos del mismo grupo.

- Conocer las propiedades periódicas (radios atómicos e iónicos, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, carácter metálico, valencia, estados de oxidación), así como su variación periódica.

- Saber situar un elemento químico en la tabla periódica escribiendo su configuración electrónica, y hacer estimaciones cualitativas (grande-pequeño, alto-bajo) de sus radios, E.I., A.E. y electronegatividad, razonándolas, justificar su carácter metálico o no, sus valencias y estados de oxidación más probables

- Comparar (cualitativamente) las propiedades periódicas de los elementos de un mismo grupo y los de un mismo periodo.

- Tendrá que conocer los elementos representativos, los elementos de transición del 3º 4º y 5º periodo y los tres primeros lantánidos y actínidos, siguiendo la recomendación de la IUPAC de numerar y nombrar los grupos del 1 al 18.

TEMA 9 (C1, C9, C10)

- Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.

• Explicar las propiedades de las sustancias en función de su tipo de enlace y de las interacciones entre partículas.

- El alumno debe:

- Conocer los conceptos de energía de enlace, ángulo de enlace y polaridad del enlace.

- Deducir el tipo de enlace en elementos y compuestos a partir de las configuraciones electrónicas de los átomos y predecir el tipo de enlace que forman dos elementos a partir de sus propiedades periódicas, principalmente en función de su diferencia de electronegatividad, obteniendo la fórmula de las sustancias formadas.

- En sustancias iónicas, describir el diagrama Born-Haber y comparar los valores de sus energías de red. Además, conocer el concepto de índice de coordinación.

- Comprender cualitativamente el solapamiento de orbitales en la formación de enlaces covalentes.

- Conocer el modelo de repulsión entre pares de electrones y el modelo de enlace-valencia, el concepto de orbital híbrido y los tipos de hibridación más corrientes.
- Si el enlace es covalente, deberá deducir la forma geométrica y la posible polaridad de moléculas sencillas, representando sus estructuras de Lewis y aplicando la repulsión de pares electrónicos de capa de valencia de los átomos, por un lado, y el solapamiento de orbitales atómicos, puros o híbridos, por otro, tanto en sustancias moleculares como covalentes.
- Saber el modelo de nube electrónica y *de bandas** para el enlace metálico y utilizar el modelo de deslocalización electrónica para interpretar las propiedades de los metales.
- Explicar, comparar y/o predecir las propiedades de las sustancias según sea el enlace entre las partículas que las forman, atendiendo en particular a la energía de red en las iónicas y a las fuerzas de Van der Waals, en especial a los puentes de hidrógeno, en las moleculares.
- Identificar el tipo de sustancia (iónica, covalente molecular y reticular, y metálica) por sus propiedades físicas.
- Distinguir entre molécula, macromolécula red iónica, red covalente y red metálica.
 - *Conocer la teoría de orbitales moleculares.**

TEMA 10 (C1, C11, C12)

- Saber la formulación y nomenclatura de las principales funciones orgánicas y describir las características principales de alcoholes, ácidos orgánicos y ésteres.
- *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.**
- El alumno debe:
 - Conocer y distinguir los enlaces sencillo, doble y triple y su fortaleza.
 - Escribir y nombrar correctamente compuestos orgánicos con los principales grupos funcionales (incluyendo con más de uno)
 - Conocer las propiedades de alcoholes, ácidos y ésteres y alguno de sus métodos de obtención, así como su importancia industrial y biológica con sus múltiples aplicaciones.

PROCEDIMIENTOS DE EVALUACIÓN

- Evaluación inicial.
- Pruebas escritas que incluyan contenidos conceptuales y procedimentales. La cantidad de unos y otros dependerá de los temas que se intenten evaluar.
- Realización de prácticas experimentales, con los guiones perfectamente contestados.
- Valoración de trabajos, realizados en grupo o individualmente.
- Dada la complejidad y la gran diversidad de los contenidos de esta materia, la asignatura se divide en temas o bloques que se irán evaluando independientemente en cada trimestre o evaluación. Esto se realiza con el fin de ayudar al alumno en la obtención de las capacidades que permitan superar la materia, evitando tener que incluir en cada evaluación (lo que en la tercera supondría un examen global, "de todo") algunos contenidos anteriores.

CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

- Se realizarán dos exámenes, pruebas escritas, por evaluación. En estas pruebas quedará clara la baremación de cada pregunta (en caso de no estar indicado se supone que todas valdrán lo mismo). Los criterios de corrección están detallados más adelante, en un capítulo aparte, y fundamentalmente se basan en los que se aplican en la PAU. La nota de la evaluación se obtendrá del promedio de las de dichos exámenes, y de la valoración de las prácticas y de los trabajos pero, para superar la evaluación, el promedio de las pruebas escritas debe ser al menos cinco, (siempre que la calificación de cualquiera de ellas no sea inferior a 4). Una vez cumplidos estos requisitos, la realización correcta de las prácticas y de los trabajos podrá elevar la nota de la evaluación en medio punto.
- Tras la 1ª y 2ª evaluación habrá un examen de recuperación de esa evaluación completa. La recuperación de la 3ª estará incluida en el examen final de mayo. Después de la recuperación, la nota de la evaluación será el promedio de ésta y el de la nota ordinaria; no pudiendo ser inferior a 5 si el alumno ha superado la recuperación. A las recuperaciones se podrán presentar alumnos que las tuvieran aprobadas y que quisieran mejorar su calificación. Estos alumnos no bajarán su nota obtenida en los exámenes de evaluación ordinarios.
- El no saber formular y/o nombrar al menos el 70% de las sustancias inorgánicas y orgánicas propuestas, supondrá no superar la materia.
- En mayo habrá un examen final de los contenidos mínimos, dividido en los tres bloques de las evaluaciones, para todos los alumnos. Quienes tuvieran una nota superior a seis en alguna evaluación, quedarán exentos de realizar la parte correspondiente a la misma y se les guardará su nota.

- La nota final será el promedio de las calificaciones de las tres evaluaciones, ya lo hubieran sido en exámenes ordinarios, de recuperación o en el final de mayo (teniendo en cuenta en estos dos últimos casos lo explicado en un punto anterior sobre el cálculo de la nota de la evaluación y/o tras la recuperación). Para superar la asignatura dicha nota habrá de ser igual o superior a 5 puntos.
Si sólo tuvieran una evaluación pendiente y con una nota superior o igual a 4, se hará el promedio con las otras dos, y si este fuera igual o superior a 5 se aprobará la asignatura.
En ningún caso se podrá aprobar la asignatura con dos evaluaciones suspensas.
- A los alumnos que no hubieran aprobado la materia en el periodo ordinario, se realizará en septiembre una prueba extraordinaria global de los contenidos mínimos.
En caso de no superar la prueba, la materia quedará pendiente para el curso siguiente.

CRITERIOS DE CORRECCIÓN

La valoración positiva de una prueba se hará en concordancia con el nivel de consecución de los objetivos para cada asignatura.

Se considera oportuno consignar aquí los criterios de corrección, de valoración negativa, que van a ser de aplicación en este departamento, entendiéndose que los porcentajes indicados son de aplicación flexible y sirven de guía para tender a una uniformidad en la corrección por los miembros del mismo.

- En las preguntas de carácter teórico se valorará fundamentalmente la claridad, concisión y precisión en las respuestas, la utilización correcta de la terminología y lenguaje científico, y el razonamiento empleando el método científico.

- En los problemas se valorará la expresión y estructuración de la solución, el uso correcto de las unidades y finalmente los cálculos numéricos y el razonamiento empleando el método científico.

- La obtención de un resultado numérico correcto pero ausente de exposición y estructuración penalizará hasta un 80 % de la puntuación máxima

- Estando el problema bien desarrollado, un error de cálculo numérico en operaciones básicas penalizará hasta un 20 %, si el resultado final es coherente y hasta un 60 %, si es incoherente.

- La ausencia de unidades en las magnitudes que resulten de la resolución del problema supondrá una merma de hasta el 5 % si las mismas corresponden a cálculos intermedios, y hasta un 25% si corresponden a alguna magnitud que se pida como respuesta.

- Cuando un resultado erróneo de un apartado del problema sirva de dato para otro apartado posterior y como consecuencia, éste, dé una respuesta equivocada estando bien planteada la resolución, se disminuirá la nota hasta un 10 % si el dato erróneo es coherente y hasta un 20 % si no lo es.

- A menos que quede especificado de otra manera, a la nota total de un examen contribuirán de manera uniforme las preguntas de que conste.

- Salvo que se indique expresamente otra puntuación, a la nota de una pregunta contribuirán uniformemente los apartados que la conformen.

- En las preguntas de nomenclatura y formulación se puntuará descontando del valor máximo los errores cometidos. Esta penalización por fallo se indicará a los alumnos antes de la prueba.

- La falta de presentación adecuada, así como la limpieza y las faltas de ortografía y expresión podrán disminuir la calificación con un tope de un 10 % siempre que esto no suponga el que el alumno pase de suficiente a insuficiente.

Para evitar la disminución de la calificación por la ortografía o uso de expresiones lingüísticas incorrectas, el profesor podrá arbitrar medidas para recuperar la calificación original, como por ejemplo: la repetición de las palabras bien escritas un número determinado de veces.

- En el redondeo de las calificaciones se aplicará el criterio científico, pudiendo guardar los restos decimales hasta la calificación final, efectuando entonces ese redondeo.

ACTIVIDADES DE RECUPERACIÓN

- Tras la 1º y 2ª evaluación habrá un examen de recuperación de esa evaluación completa. La recuperación de la 3ª estará incluida en el examen final de mayo.

Después de la recuperación, la nota de la evaluación será el promedio de ésta y el de la nota ordinaria; no pudiendo ser inferior a 5 si el alumno ha superado la recuperación.

A las recuperaciones se podrán presentar alumnos que las tuvieran aprobadas y que quisieran mejorar su calificación. Estos alumnos no bajarán su nota obtenida en los exámenes de evaluación ordinarios.

- En mayo habrá un examen final de los contenidos mínimos, dividido en los tres bloques de las evaluaciones, para todos los alumnos. Quienes tuvieran una nota superior a seis en alguna evaluación, quedarán exentos de realizar la parte correspondiente a la misma y se les guardará su nota.

- A los alumnos que no hubieran aprobado la materia en el periodo ordinario, se realizará en septiembre una prueba extraordinaria global de los contenidos mínimos.
En caso de no superar la prueba, la materia quedará pendiente para el curso siguiente.
- Antes de cada recuperación, del examen de mayo o del de septiembre, o de las pruebas de recuperación de la materia pendiente del curso anterior, se entregará a los alumnos que lo deseen actividades-ejercicios de apoyo a la recuperación. Además todos los componentes del departamento estarán a disposición de los alumnos para aclarar cualquier duda.