

# MÍNIMOS QUÍMICA 2º BACHILLERATO

## UNIDAD 1 .

## TERMOQUÍMICA

### CONTENIDOS:

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

### CONCRECIÓN CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:

Reconocer procesos exo y endotérmicos por la variación de temperatura producida cuando se realizan.

Justificar y comparar las variaciones de energía química y térmica producidas en una reacción.

Representar e interpretar diagramas energéticos

Calcular entalpías de reacción aplicando la ley de Hess , utilizando entalpías de formación o mediante datos de energías de enlace ´.

Predecir o justificar el signo de la variación de entropía producida en una reacción.

Justificar por qué razón algunas reacciones endotérmicas son espontáneas, utilizando el factor entrópico.

Calcular la variación de entalpía libre en un proceso conociendo o determinando previamente las variaciones de entalpía y entropía.

Aplicar el criterio de espontaneidad para saber si un proceso es espontáneo o no.

**CONTENIDOS:**

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

**CONCRECIÓN CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Escribir la ecuación de velocidad de una reacción elemental dada y relacionar las velocidades de desaparición y formación de las sustancias implicadas.

Describir el mecanismo de una reacción, relacionándolo con su orden de reacción y molecularidad.

Describir los factores que afectan a la velocidad de los procesos, tanto experimentalmente como desde el punto de vista de la teoría de los choques y del estado de transición, con especial incidencia en los catalizadores.

Interpretar diagramas energéticos con barreras de energía.

**CONTENIDOS:**

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

**CONCRECIÓN CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Escribir la expresión de la  $K_{eq}$  de un sistema gaseoso dado ( $K_c$  y  $K_p$ ).

Dada la composición inicial de un sistema gaseoso y su constante de equilibrio, determinar su composición final (cantidades de sustancia, fracción molar, concentraciones, presiones parciales o total, grado de reacción, etc.), y al revés.

Relacionar cualitativamente los valores de  $\Delta G^\circ$ ,  $K$ ,  $\alpha$  y las concentraciones de reactivos y productos en un sistema que evoluciona hasta alcanzar el estado de equilibrio.

Determinar si un sistema está en equilibrio o no utilizando el cociente de reacción, deduciendo hacia dónde evolucionará en su caso.

Determinar cómo recupera un sistema la situación de equilibrio después de alterarla mediante una acción externa (modificaciones de cantidades de sustancia, volumen o temperatura) aplicando el principio de Le Chatelier o utilizando el cociente de reacción.

**CONTENIDOS:**

- Modelos de ácidos y bases Teoría de Arrhenius Teoría de Brønsted-Lowry
- Equilibrios de disociación de ácidos y bases Ácidos y bases fuertes y débiles Constantes y grado de disociación
- Equilibrio iónico del agua. Concepto, escala y medida del pH
- Indicadores Medida del pH
- El pH de disoluciones de ácidos y bases Determinación del pH de ácidos y bases fuertes .Determinación del pH de ácidos y bases débiles El pH de disoluciones de sales Equilibrios de hidrólisis Determinación del pH de sales
- Disoluciones reguladoras del pH
- Volumetrías ácido-base La neutralización
- Determinación de concentraciones y purezas
- La lluvia ácida

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

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

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Identificar y describir el comportamiento ácido-base de sustancias ácidas o básicas, según los modelos de Arrhenius y Brønsted-Lowry, escribiendo los procesos correspondientes.

Reconocer ácidos y bases fuertes y débiles a partir de sus constantes de disociación.

Comparar la fuerza de los ácidos y bases conjugados con la de las sustancias que las originan.

Resolver equilibrios químicos de disociación de ácidos o bases débiles (grado de disociación, concentraciones iniciales y en el equilibrio, etc.).

Deducir el signo térmico de la reacción de neutralización a partir de datos de  $K_w$  a diferentes temperaturas.

Caracterizar la acidez o basicidad de una disolución según sea la  $[H_3O^+]$ , el pH, el color de un indicador dado o el color del papel pH.

Calcular el pH de disoluciones de ácidos o bases fuertes o débiles

Comparar cualitativamente el pH de disoluciones de ácidos o bases fuertes y débiles de la misma concentración.

Justificar cualitativamente y calcular el pH de disoluciones de sales que se hidrolizan.

Reconocer la formación y explicar la capacidad de regulación del pH de las disoluciones amortiguadoras, calculando su pH.

**CONTENIDOS:**

- La constante en los equilibrios heterogéneos
- Solubilidad de compuestos iónicos poco solubles
- Producto iónico y solubilidad
- Reacciones de precipitación
- Desplazamiento de los equilibrios de solubilidad
- El efecto del pH

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

Realizar cálculos de solubilidades de compuestos iónicos poco solubles y proponer métodos para modificar la solubilidad de algunos de ellos.

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Dada su constante de solubilidad, calcular la solubilidad de un compuesto iónico poco soluble (mol/L, g/L, etc.).

Calcular solubilidades con presencia de iones comunes.

Determinar si se forma precipitado o no al mezclar disoluciones de dos iones que forman un compuesto poco soluble.

**CONTENIDOS:**

- Reacciones de transferencia de electrones
- Número de oxidación
- Oxidantes y reductores. Pared redox Fuerza oxidante y reductora
- Ajuste de reacciones redox
- Volumetrías redox Cálculos en las reacciones redox
- Pilas electroquímicas
- Potenciales de electrodo El electrodo estándar de hidrógeno
- Escala de potenciales estándar de reducción Potencial de una pila Predicción de reacciones redox
- Procesos electrolíticos Ley de Faraday
- Aplicaciones de las reacciones redox

**CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

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

**CONCRECIÓN CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Ajustar reacciones redox en medio ácido o básico, indicando la especie que se oxida, la que se reduce, la oxidante y la reductora.

Determinar purezas de muestras o concentración de disoluciones mediante valoraciones redox.

Esquematizar y explicar el funcionamiento de la pila Daniell.

Predecir si una reacción redox se producirá o no, analizando los potenciales normales de los semisistemas que intervienen en el proceso.

Dada una reacción redox, escribir la notación de la pila correspondiente y calcular su voltaje.

Determinar magnitudes que intervienen en cubas electrolíticas (cantidad de producto obtenido, intensidad o tiempo de paso de la corriente, etc.) aplicando las leyes de Faraday.

## **UNIDAD 7. ESTRUCTURA ATÓMICA Y SISTEMA PERIODICO**

### **CONTENIDOS:**

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

### **CRITERIOS DE EVALUACIÓN:**

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

### **CONCRECIÓN CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:**

Reconocer si una serie de valores de números cuánticos es correcta o no.

Escribir estructuras electrónicas de átomos aplicando los principios de llenado electrónico (mínima energía, exclusión de Pauli y máxima multiplicidad de Hund).

Comparar tamaños de átomos e iones isoelectrónicos.

Dada la electronegatividad de un elemento, deducir su carácter metálico, su carácter redox y el tipo de iones que tiende a formar.

Comparar y justificar las diferentes propiedades de los elementos en grupos y periodos, limitándose a elementos representativos, de acuerdo con su configuración electrónica

## UNIDAD 8. ENLACE QUÍMICO Y PROPIEDADES DE LAS SUSTANCIAS

### CONTENIDOS:

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

### CRITERIOS DE EVALUACIÓN:

Utilizar los modelos de enlace para explicar la formación de moléculas y de estructuras gigantes.  
Explicar las propiedades de las sustancias en función del tipo de enlace existente y de las interacciones entre partículas.

### CONCRECIÓN DE LOS CRITERIOS DE EVALUACIÓN MÍNIMOS:

Explicar la formación de un compuesto iónico, su fórmula y su significado.

Comparar energías de red de diferentes compuestos iónicos.

Escribir estructuras electrónicas de Lewis de moléculas.

Deducir la geometría de moléculas sencillas utilizando el modelo de repulsión de electrones de la capa de valencia (RPECV).

Explicar detallando el enlace y geometría de algunas moléculas utilizando el modelo de enlace de valencia con orbitales atómicos puros o híbridos.

Deducir si una molécula es polar en función de la polaridad de sus enlaces y de su geometría y al revés

Identificar los tipos de fuerzas intermoleculares presentes en una sustancia

Relacionar propiedades de las sustancias (punto de fusión y ebullición, estado físico a temperatura ambiente, aspecto en estado sólido, dureza, conducción de corriente eléctrica y solubilidad) con el tipo de sustancia, de enlace, de átomos unidos, etc.

Ordenar las propiedades de varias sustancias según sea el tipo de sustancia, comparando las propiedades que determinan la interacción entre partículas (energía de red, fuerzas intermoleculares, etc.)



## **CRITERIOS DE EVALUACIÓN Y CALIFICACIÓN**

### **Criterios de evaluación generales**

Expresarse correctamente por escrito: transmisión clara de ideas, ortografía y presentación.

Utilizar correctamente el material y respetar las normas de seguridad.

Registrar ordenadamente en un cuaderno los resultados de las actividades, tanto experimentales como teóricas.

Ser participativo y respetuoso en todo tipo de actividades.

---

### **Criterios de calificación**

Al finalizar cada uno de los bloques didácticos programados se realizará una prueba escrita. El criterio ponderado de calificación que determinará la superación del área es el siguiente:

Al finalizar cada unidad se realizará una prueba escrita. En cada evaluación, si la media de las pruebas escritas es inferior a 5, la asignatura se calificará como insuficiente, **no** pudiendo **promediarse notas inferiores a 3,5**. Después de cada evaluación, para los alumnos calificados con Insuficiente, se realizará una prueba de recuperación. En junio y en septiembre la recuperación será global de toda la asignatura.

Habrá un examen de **formulación** inorgánica y orgánica que será eliminatorio. Si no se supera esta prueba con un mínimo de un **70 % de aciertos**, el alumno no podrá aprobar la asignatura.

### **Evaluación de alumnos con asignaturas pendientes**

Los alumnos pendientes de 1º de Bachillerato realizarán dos ejercicios repartidos a lo largo del curso. Si los resultados de estas pruebas no son satisfactorios podrán presentarse a la prueba final de junio, examinándose sólo de las partes no superadas: física, química o ambas.