

# QUÍMICA 2º BACHILLERATO

## **MODALIDAD A DISTANCIA Curso 2024-2025**

*Profesora: Almudena Martínez Chirbeches*

[almudena.martinez@iesjaimeferran.org](mailto:almudena.martinez@iesjaimeferran.org)

**AULA VIRTUAL:** Código classroom: **im6xu7c**

**Texto recomendado: QUÍMICA 2º BACHILLERATO.**

Puede usarse cualquier libro de texto de 2º Bachillerato

### **1.- UTILIZACIÓN DEL AULA VIRTUAL**

Para seguir el curso el alumno/a deberá matricularse en un **AULA VIRTUAL (Google Classroom)** con el correo institucional que se le habrá facilitado (Ejemplo: xxx@iesjaimeferran.org), donde dispondrá de diversos materiales:

1. Apuntes y resumen de cada unidad.
2. Vídeos explicativos.
3. Ejercicios resueltos y colección de ejercicios con solución propuestos en la EvAU de la Comunidad de Madrid...etc
4. **Propuesta de tareas** (ejercicios) para entregar. **ÉSTAS NO SERÁN OBLIGATORIAS, PERO PARA LOS ALUMNOS QUE QUIERAN ENTREGARLAS SUPONDRÁN HASTA EL 30% DE LA NOTA**

### **2.- TUTORÍAS COLECTIVAS**

En la distribución temporal de cada evaluación se indica el ritmo de estudio que se establece para todo el curso. En las tutorías colectivas se trabajará siguiendo dicha temporalización. En las mismas se iniciará cada unidad con un resumen teórico y además, se resolverán paso a paso ejercicios de dificultad graduada.

La clase se retransmitirá simultáneamente por Google Meet utilizando el enlace que aparece en Classroom.

### **3. TUTORÍAS INDIVIDUALES POR CORREO ELECTRÓNICO**

Para resolver las dudas específicas que surjan, el alumno podrá hacerlo a través de la cuenta de correo electrónico de la profesora ([almudena.martinez@iesjaimeferran.org](mailto:almudena.martinez@iesjaimeferran.org))

### **3.- TEMPORALIZACIÓN DE LOS CONTENIDOS**

Los contenidos son los recogidos en el **DECRETO 64/2022, de 20 de julio, del Consejo de Gobierno, por el que se establecen para la Comunidad de Madrid la ordenación y el currículo del Bachillerato.**

| <b>EVALUACIÓN</b>    | <b>UNIDADES</b>  |
|----------------------|--|
|                      | <b>Unidad 0. Contenidos comunes (Repaso por parte del alumno)</b><br><b>Material disponible en el aula virtual</b>   |
| <b>1ª EVALUACIÓN</b> | <b>Unidad 1. Estructura de la materia y Sistema periódico</b><br><b>Unidad 2. El enlace químico y Fuerzas intermoleculares</b><br><b>Unidad 3. Termodinámica química</b> |
| <b>2ª EVALUACIÓN</b> | <b>Unidad 4. Cinética química</b><br><b>Unidad 5. Equilibrio químico</b><br><b>Unidad 6. Reacciones ácido-base</b>   |
| <b>3ª EVALUACIÓN</b> | <b>Unidad 7. Reacciones de transferencia de electrones (Redox)</b><br><b>Unidad 8. Química orgánica</b>  |

**Unidad 0. Contenidos comunes (Repaso por parte del alumno. Material disponible en el aula virtual)**

- Repaso formulación de inorgánica
- Estequiometría y disoluciones

#### **1ª EVALUACIÓN**

**Unidad 1. Estructura de la materia y Sistema periódico (23 y 30 de septiembre, 7 de octubre)**

– Radiación electromagnética. Los espectros atómicos como responsables de la necesidad de la revisión del modelo atómico. Relevancia de este fenómeno en el contexto del desarrollo histórico del modelo atómico.

- El espectro de emisión del hidrógeno.

– Teoría cuántica de Planck. Relación entre el fenómeno de los espectros atómicos y la cuantización de la energía.

– Del modelo de Bohr a los modelos mecano-cuánticos: necesidad de una estructura electrónica en diferentes niveles.

- Modelo atómico de Bohr. Postulados. Energía de las órbitas del átomo de hidrógeno.
- Interpretación de los espectros de emisión y absorción de los elementos. Relación con la estructura electrónica del átomo.

- Aciertos y limitaciones del modelo atómico de Bohr.
- Principio de incertidumbre de Heisenberg y doble naturaleza onda-corpúsculo del electrón. Modelo mecano-cuántico del átomo. Naturaleza probabilística del concepto de orbital.
- Números cuánticos. Estructura electrónica del átomo. Principio de exclusión de Pauli.
- Principio de máxima multiplicidad de Hund. Principio de Aufbau, *Building-up* o Construcción
- Progresiva. Utilización del diagrama de Moeller para escribir la configuración electrónica de los elementos químicos.
- Naturaleza experimental del origen de la tabla periódica en cuanto al agrupamiento de los elementos según sus propiedades. La teoría atómica actual y su relación con las leyes experimentales observadas.
- Posición de un elemento en la tabla periódica a partir de su configuración electrónica.
- Propiedades periódicas: radio atómico, radio iónico, energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad. Aplicación a la predicción de los valores de las propiedades de los elementos de la tabla a partir de su posición en la misma.

## **Unidad 2. El enlace químico y Fuerzas intermoleculares (14, 21 y 28 de octubre)**

- Enlace químico. Tipos de enlace a partir de las características de los elementos individuales que lo forman. Energía implicada en la formación de moléculas, de cristales y de estructuras macroscópicas.
  - Enlace covalente. Modelos de Lewis, teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (RPECV) y teoría de enlace de valencia: hibridación de orbitales. Configuración geométrica de compuestos moleculares. Polaridad del enlace y de la molécula. Propiedades de las sustancias químicas con enlace covalente y características de los sólidos covalentes y moleculares.
  - Enlace iónico. Energía intercambiada en la formación de cristales iónicos. Ciclo de Born- Haber. Propiedades de las sustancias químicas con enlace iónico.
  - Enlace metálico. Modelos de la nube electrónica y la teoría de bandas para explicar las propiedades características de los cristales metálicos.
- Fuerzas intermoleculares a partir de las características del enlace químico y la geometría de las moléculas: enlaces de hidrógeno, fuerzas de dispersión y fuerzas entre dipolos permanentes. Propiedades macroscópicas de elementos y compuestos moleculares.

## **Unidad 3 : Termodinámica química( 4, 11, 18 o 25 de noviembre)**

- Primer principio de la termodinámica: intercambios de energía entre sistemas a través del calor y del trabajo.
- Ecuaciones termoquímicas. Concepto de entalpía de reacción. Procesos endotérmicos y exotérmicos.
- Balance energético entre productos y reactivos mediante la ley de Hess, a través de la entalpía de

formación estándar o de las energías de enlace, para obtener la entalpía de una reacción.

- Segundo principio de la termodinámica. La entropía como magnitud que afecta a la espontaneidad e irreversibilidad de los procesos químicos.
- Cálculo de la energía de Gibbs de las reacciones químicas y espontaneidad de las mismas en función de la temperatura del sistema.

## **2º EVALUACIÓN**

### **Unidad 4. Cinética química (2, 9 y 16 de diciembre).**

Conceptos de velocidad de reacción. Ley diferencial de la velocidad de una reacción química y los órdenes de reacción a partir de datos experimentales de velocidad de reacción.

- Teoría de las colisiones como modelo a escala microscópica de las reacciones químicas. Teoría del estado de transición. Energía de activación.
- Influencia de las condiciones de reacción sobre la velocidad de la misma. Ecuación de Arrhenius.
- Utilización de catalizadores en procesos industriales.

### **Unidad 5. Equilibrio químico (13, 20 y 2 de enero).**

– Reversibilidad de las reacciones químicas. El equilibrio químico como proceso dinámico: ecuaciones de velocidad y aspectos termodinámicos. Expresión de la constante de equilibrio mediante la ley de acción de masas.

- La constante de equilibrio de reacciones en las que los reactivos se encuentren en diferente estado físico. Relación entre  $K_c$  y  $K_p$ .
- Solubilidad. Producto de solubilidad en equilibrios heterogéneos.
- Principio de Le Châtelier y el cociente de reacción. Evolución de sistemas en equilibrio a partir de la variación de las condiciones de concentración, presión o temperatura del sistema.
- Importancia del equilibrio químico en la industria y en situaciones de la vida cotidiana.

### **Unidad 6: Reacciones ácido-base. (3, 10 o 17 y 24 de febrero)**

– Naturaleza ácida o básica de una sustancia a partir de las teorías de Arrhenius y de Brønsted y Lowry.

- Electrolitos.
- Equilibrio de ionización del agua. Ácidos y bases fuertes y débiles. Grado de disociación en disolución acuosa.
- pH de disoluciones ácidas y básicas. Expresión de las constantes  $K_a$  y  $K_b$ .
- Concepto de pares ácido y base conjugados. Carácter ácido o básico de disoluciones en las que se

produce la hidrólisis de una sal.

- Disoluciones reguladoras del pH. Concepto y aplicaciones en la vida cotidiana.
- Reacciones entre ácidos y bases. Concepto de neutralización. Volumetrías ácido-base.
- Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo, con especial incidencia en el proceso de la conservación del medioambiente.

### **3ª EVALUACIÓN**

#### **Unidad 7. Reacciones de transferencia de electrones (Redox) (10 de marzo, 17 y 24 de marzo)**

Estado de oxidación. Especies que se reducen u oxidan en una reacción a partir de la variación de su número de oxidación.

- Par redox. Oxidantes y reductores.
  - Método del ion-electrón para ajustar ecuaciones químicas de oxidación- reducción. Cálculos estequiométricos y volumetrías redox.
  - Electroodos. Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad de procesos químicos y electroquímicos que impliquen a dos pares redox. Pilas galvánicas y celdas electroquímicas.
- Electrólisis de sales fundidas y en disolución acuosa.
  - Leyes de Faraday: cantidad de carga eléctrica y las cantidades de sustancia en un proceso electroquímico. Cálculos estequiométricos en cubas electrolíticas. Aplicaciones de la electrólisis.
  - Reacciones de oxidación y reducción en la fabricación y funcionamiento de baterías eléctricas, celdas electrolíticas y pilas de combustible, así como en la prevención de la corrosión de metales.

#### **Unidad 8. Química orgánica (31 marzo y 7 de abril)**

- Nombrar y formular hidrocarburos alifáticos y aromáticos, derivados halogenados, alcoholes, éteres, aldehídos, cetonas, ácidos, ésteres, amidas y aminas.
- Isomería de posición, cadena y función. Isomería cis-trans. Representación de moléculas orgánicas.
- Fórmulas moleculares y desarrolladas de compuestos orgánicos. Diferentes tipos de isomería estructural.
- Modelos moleculares o técnicas de representación 3D de moléculas. Isómeros espaciales de un compuesto y sus propiedades.
- Principales propiedades químicas de las distintas funciones orgánicas. Comportamiento en disolución o en reacciones químicas.
- Principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox. Productos de la reacción entre compuestos orgánicos y las correspondientes ecuaciones químicas.
- Proceso de formación de los polímeros a partir de sus correspondientes monómeros. Estructura y

propiedades.

– Clasificación de los polímeros según su naturaleza, estructura y composición. Aplicaciones, propiedades y riesgos medioambientales asociados.

#### **4.- TAREAS, EXÁMENES Y CRITERIOS DE CALIFICACIÓN**

##### **ENTREGA DE EJERCICIOS**

- A través del aula virtual, se propondrán EJERCICIOS POR UNIDAD, con fecha límite de entrega para que el alumno que lo desee las realice y entregue. Servirán para avanzar en el proceso de enseñanza aprendizaje y además podrán aportar un porcentaje en la calificación de la evaluación.

- Todos los ejercicios deberán entregarse a través del Aula Virtual. Se realizarán a mano. Cada entrega se adjuntará a la “tarea” correspondiente publicada en el Classroom en un único fichero en formato pdf.

- Las actividades se devolverán corregidas por parte del profesor .

- NO SE CORREGIRÁN aquella/s entregas que se realicen fuera del plazo establecido.

##### **EXÁMENES DE EVALUACIÓN**

- Al final de cada evaluación se realizará una única prueba escrita. Constará tanto de problemas numéricos como cuestiones (definir, razonar, justificar) basados en todo el contenido impartido en el periodo de evaluación correspondiente, y en los criterios de evaluación y estándares de aprendizaje evaluables establecidos la normativa vigente (**DECRETO 64/2022, de 20 de julio, del Consejo de Gobierno, por el que se establecen para la Comunidad de Madrid la ordenación y el currículo del Bachillerato**)
- Todos los exámenes se calificarán de cero a diez, reflejándose en las pruebas el valor de cada apartado/ejercicio.
- La fecha y hora de realización de cada examen de evaluación será la fijada por Jefatura de Estudios. No se repetirán pruebas escritas a aquellos alumnos que no se presenten a las mismas. No obstante, podrán repetirse siempre y cuando la ausencia sea debidamente justificada.
- Si durante la realización de cualquier examen parcial o final, un alumno copia utilizando cualquier medio o intercambia información verbal o escrita con otro alumno, se calificará con un 0 en dicha prueba.

## CRITERIOS DE CALIFICACIÓN

La **calificación en cada evaluación se calculará con** la mejor de estas 2 opciones:

### **OPCIÓN A:**

Nota del examen de la evaluación: **70%**

Trabajo personal del alumno (entrega de ejercicios): **30% \***

### **OPCIÓN B:**

La nota del examen de la evaluación: **100%**

**\*Solo se tendrá en cuenta si el alumno se presenta a los exámenes.**

## EXAMEN GLOBAL FINAL

- Cuando un alumno suspenda la 1º y/o la 2º evaluación, a final de curso, junto con el examen de la 3ª evaluación, se realizará un examen global de la materia en el que el alumno se examinará de las evaluaciones pendientes.
- La nota de final de curso será la media aritmética de la nota de las tres evaluaciones. El alumno estará aprobado si dicha media es igual o superior a 5.

## EXAMEN CONVOCATORIA EXTRAORDINARIA

El alumno suspenso en la convocatoria ordinaria, se examinará de toda la materia en la convocatoria extraordinaria.