

TRABAJO FIN DE MÁSTER



EXPERIMENTOS DE CÁTEDRA DE QUÍMICA PARA 2º DE BACHILLERATO

Alumno: Virginia Díez Lebrato

Tutor: Dr. Manuel Bardají Luna

ÍNDICE

RESUMEN	7
ABSTRACT	7
INTRODUCCIÓN	11
OBJETIVOS	15
PLAN DE TRABAJO	19
EXPERIMENTOS	23
Cinética química. Estudio de la velocidad de una reacción.	25
Equilibrios químicos.	33
Volumetría ácido-base.	41
Construcción de una pila Daniell.....	49
Plástico casero.....	59
ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD.....	69
EVALUACIÓN	73
CONCLUSIONES	77
BIBLIOGRAFÍA.....	81
ANEXO: Química en 2º de Bachillerato	85

Resumen

RESUMEN

En los últimos años, dentro del campo de la educación, se ha propuesto la introducción de elementos de enseñanza que aumenten la motivación y el interés de los estudiantes por una determinada rama del conocimiento. Con las experiencias de laboratorio se pretende introducir ese elemento motivador en la clase de química. En este trabajo se desarrollan cinco experiencias de cátedra relacionadas con los contenidos del currículo de 2º de bachillerato, en las que el profesor realiza en el aula un experimento para facilitar el aprendizaje de algunos de los conceptos que han sido tratados de forma teórica. Se realizará un análisis completo de las mismas, haciendo referencia a la contextualización, objetivos, contenidos, metodología, temporalización, material y reactivos, fundamento teórico, desarrollo del experimento en el aula, sugerencias para el profesor, cuestionario para el alumnado y presupuesto, con vistas a su posible realización en el transcurso de una clase de dicho nivel.

ABSTRACT

In the last few years, in the field of education, teaching elements have been introduced in order to help students gain motivation and interest towards a particular branch of knowledge. In this memory in-class demonstrations are introduced to motivate students in the science classes. In this work five in-class experiments are developed related to the curriculum of the Second year Bachillerato, which facilitate the learning of some concepts, which have been addressed in lectures. A full analysis will be done, referring to the context, objectives, contents, procedure, organization of time, materials and reactants, basic ideas, the development of the experiment, recommendations for the teacher, questions to be asked to the students and budget, with suggestions for implementing them in a class of this level.

Introducción

INTRODUCCIÓN

Uno de los retos actuales del profesorado es hacer atractiva y cercana la enseñanza de las ciencias a los alumnos.

La metodología docente habitual en los centros de secundaria es esencialmente expositiva, con un aprendizaje centrado en la exposición por parte del profesorado y con el apoyo del libro de texto.

En este trabajo se propone la introducción de experimentos de cátedra como recurso didáctico complementario para la enseñanza de la Química.

Las experiencias de cátedra son prácticas que puede llevar a cabo el profesor después de la clase teórica. Normalmente, las demostraciones carecen de toma de datos y de tratamiento de los mismos, ya que se trata de dar a conocer un fenómeno físico o químico y de ilustrar un aspecto de la teoría. El profesor ha de exponer claramente los objetivos y la metodología de dichos experimentos. Estas demostraciones no deben sustituir en ningún caso las prácticas de laboratorio.

Este tipo de experiencias ayudan a comprender mejor los conceptos teóricos, aumentando el interés y la motivación del alumnado. Algunas teorías de aprendizaje constatan que los alumnos aprenden antes, más y mejor cuando abordan los conceptos mediante la observación, manipulación y experimentación.

Los experimentos que se exponen en este trabajo están diseñados para llevarse a cabo en una clase de 2º de Bachillerato en la asignatura de Química. Los experimentos están relacionados con algunos de los contenidos que han de ser impartidos durante este curso, según BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015.

Con este tipo de experiencias se consigue que los alumnos realicen preguntas, y de esta forma se generen situaciones de debate y argumentación.

Además la realización de este tipo de experiencias en 2º de bachillerato ayuda a los alumnos a desconectar de la rutina diaria, ya que es un curso en el que reciben mucha información durante las sesiones. El tiempo en este curso es limitado debido a la preparación para las P.A.U., por lo que estas experiencias de cátedra deberán ser diseñadas y espaciadas en función del tiempo disponible.

Otro objetivo de la realización de experiencias de cátedra durante este curso es facilitar al alumnado la elección de una carrera. Tanto las clases de laboratorio como las experiencias de cátedra acercan al alumno a la aplicación más práctica de la química, lo que les podrá servir de ayuda a la hora de tomar una futura decisión profesional.

Objetivos

OBJETIVOS

Los objetivos de este Trabajo Fin de Máster se podrían resumir en los siguientes puntos:

- Enseñar ciencias de una manera distinta, mediante experiencias de cátedra, de forma que la visualización de un experimento facilite la comprensión del concepto y, por tanto, ayude en el aprendizaje.
- Proponer experiencias sencillas, rápidas y de bajo coste. Dado que estos experimentos de cátedra se proponen para el curso de 2º de Bachillerato y que habitualmente los centros de enseñanza secundaria carecen de un presupuesto específico para este tipo de actividades, se han diseñado experimentos que cumplen estas condiciones.
- Mostrar a los profesores de química un recurso educativo de fácil aplicación en el aula y que puede tener un impacto importante en el aprendizaje de los alumnos.
- Aumentar la iniciativa del profesorado para aplicar en el aula distintos recursos didácticos.
- Facilitar el trabajo del profesorado para la preparación y realización de las cinco experiencias de cátedra que se proponen.

Los objetivos formales de la asignatura de Química de 2º de Bachillerato se recogen en el anexo.

Plan de trabajo

PLAN DE TRABAJO

Como se ha indicado en los objetivos, en este proyecto se plantea un recurso de innovación docente dirigido a aportar a los alumnos elementos adicionales de comprensión de la materia.

Para ello, en este Trabajo Fin de Máster, se desarrollan 5 experiencias de cátedra relacionadas con los contenidos reflejados en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015:

- Cinética química. Estudio de la velocidad de una reacción.
- Equilibrios químicos.
- Volumetría ácido-base.
- Construcción de una pila Daniell.
- Fabricación de plástico casero.

En cada una de ellas se abordan los siguientes puntos:

1. Contextualización
2. Objetivos
3. Contenidos
4. Metodología
5. Temporalización
6. Materiales y reactivos
7. Fundamento teórico
8. Desarrollo del experimento en el aula
9. Sugerencias para el profesor
10. Cuestionario para alumnos
11. Presupuesto

Experimentos

EXPERIMENTOS

La realización de los experimentos de cátedra por parte del profesor pondrá al alumno frente al desarrollo real de alguna de las fases del método científico, tales como la observación, la realización de hipótesis y el debate en el aula.

A la hora de llevar a cabo la experiencia, han de tenerse en cuenta algunas pautas:

- Explicar con detalle todos los elementos que se van a ser empleados y los pasos que se van a seguir.
- Hacer referencia a los contenidos teóricos relacionados con la experiencia.
- Intercalar pequeñas preguntas que guíen y mantengan la atención del alumnado.
- Fomentar la participación directa de los alumnos, dependiendo del número de alumnos, del tipo de experimento, etc.
- Intentar que durante la experiencia se mantenga la interacción con el alumnado.

Muchas son las ventajas pedagógicas que se obtienen con este tipo de experiencias:

- Muestran el carácter experimental de la química.
- Motivan al alumnado.
- Aumenta el interés por la asignatura.
- Ayudan a afianzar conceptos a partir de la experimentación.
- Mantienen una conexión entre teoría y experimentación.

Cinética química. Estudio de la velocidad de una reacción.

1. Contextualización

El experimento que se expone a continuación se adecúa a los contenidos del bloque 3 “Reacciones químicas” recogidos en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, que se desarrollan en la unidad didáctica “Equilibrio químico y cinética química”.

El experimento sería muy adecuado para afianzar los conceptos introducidos en el tema de cinética y sobre todo para comprobar de modo visual la influencia de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de reacción.

Esto permitirá a los alumnos memorizar de forma más sencilla este concepto. Al mismo tiempo, dado que la reacción cuyo estudio proponemos es una reacción de oxidación/reducción, esto permitirá repasar los conceptos de transferencia electrónica correspondientes al bloque 3.

2. Objetivos

Además de los objetivos comunes de la asignatura de Química que se recogen en el apartado de “Legislación: 2º Bachillerato” (anexo), esta experiencia de cátedra tiene los siguientes propósitos:

- Estudiar la influencia de la concentración de los reactivos sobre la velocidad de una reacción.
- Entender las aplicaciones y funcionamiento de un indicador.
- Repasar y aplicar las nociones de ajuste de procesos de oxidación/reducción.
- Visualizar la influencia de la estequiometría de una reacción en el desarrollo de la misma.

3. Contenidos

Esta experiencia de cátedra permite abordar contenidos incluidos en el currículo de la asignatura de “Química”.

Dentro del bloque 1 “La actividad científica” se tratan los contenidos relativos a la aplicación del método científico, tales como la resolución de problemas, búsqueda, selección y comunicación de información y uso de la terminología científica.

Dentro del bloque 3 “Reacciones químicas” se tratan contenidos relativos a las reacciones de reducción/oxidación, tales como equilibrio redox, tipos de reacciones redox, concepto de oxidación y reducción, ajuste de ecuaciones redox, potencial de reducción estándar, espontaneidad de las reacciones redox, etc. En esta práctica de cinética química, se lleva a cabo una reacción redox entre el yodato potásico y el hidrógenosulfito de sodio.

También dentro de este mismo bloque, se tratan contenidos relativos a la cinética química, tales como concepto de la velocidad de reacción y medida de la misma, ecuación de velocidad y orden de reacción, factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas, etc. Estos contenidos son los que principalmente van a ser tratados durante esta experiencia, ya que se medirán los tiempos de reacción y se verá cómo influye la concentración de los reactivos en la velocidad de reacción.

4. Metodología

La metodología que se empleará para esta experiencia es la siguiente:

En primer lugar se realiza una explicación teórica de los conceptos que se van a tratar durante la experiencia. El experimento de cátedra se lleva a cabo al final de dicha explicación, para que así los alumnos puedan fijar y reforzar los conocimientos expuestos, y de este modo les sea más fácil recordarlo. Realizando una experiencia como esta se consigue captar más fácilmente la atención de los alumnos y motivarles, ya que se rompe con la rutina de las exposiciones teóricas.

Para llevarla a cabo se seguirá una secuencia de “actividades instruccionales” con el fin de ayudar a aprender según la teoría del desarrollo cognitivo de Piaget. Las fases que han de seguirse según esta teoría son las siguientes:

- Primera fase: exploración (intuición guiada). Se trata de observar, manipular, experimentar guiados por instrucciones, preguntas o hipótesis del profesor.
- Segunda fase: activación de esquemas. Se trata de conocer cuáles son los conocimientos previos que poseen los alumnos e introducir nuevos vocablos.
- Tercera fase: presentación de nuevos conceptos, tanto fundamentales, concretos y abstractos.
- Cuarta fase: generalización de los conceptos. Esta fase implica la aplicación de los conceptos, la organización de la información, la creación y síntesis de los mismos.

He de indicar que la tercera fase de este diseño instruccional no se llevará a cabo en este caso, ya que la introducción de nuevos conocimientos se habrá realizado al inicio de la sesión y durante las sesiones anteriores a la de la experiencia. En el siguiente apartado de temporalización se detalla cómo se irán abordando estas fases.

Esta metodología será empleada para el resto de las experiencias.

5. Temporalización

Esta experiencia se ha diseñado para realizarse 25 minutos de una sesión de una clase de 2º de Bachillerato. Se muestra a continuación cómo podría distribuirse temporalmente esta experiencia de cátedra durante la sesión.

Actividad	Tiempo estimado
<p><i>EXPLORACIÓN (INTUICIÓN GUIADA)</i></p> <p>En esta actividad se mostrarán los materiales y reactivos que van a ser empleados. Puede realizarse también alguna pregunta sencilla.</p>	5 minutos
<p><i>ACTIVACIÓN DE ESQUEMAS</i></p> <p>Se realizarán preguntas para asegurarnos que han comprendido los conceptos que van a ser usados durante la práctica y que han sido expuestos en las sesiones anteriores.</p>	5 minutos
<p><i>GENERALIZACIÓN DE LOS CONCEPTOS</i></p> <p>Durante esta fase se llevará a cabo el experimento de cátedra.</p>	15 minutos

6. Materiales y reactivos necesarios

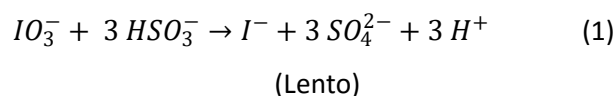
- 6 vasos de precipitados de 250 mL
- Probeta de 100 mL
- Disolución 0,02 M de Yodato de Potasio
- Disolución 0,01 M de Hidrógenosulfito de Sodio conteniendo Almidón (5 g/L)
- Agua destilada

7. Fundamento del método

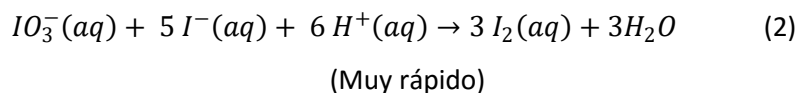
En un vaso de precipitados que contiene una disolución de yodato de potasio se añade otra disolución de hidrógenosulfito de sodio (que contiene almidón). Con el cronómetro se mide el tiempo que transcurre desde la mezcla de las dos disoluciones hasta la aparición de un color azul oscuro violeta. Se repite la experiencia variando la concentración del yodato de potasio y manteniendo la concentración de hidrógenosulfito.

En general, las reacciones que se verifican por acoplamiento iónico o simplemente transferencia de electrones, son muy rápidas y requieren métodos especiales para determinar su velocidad. Aquellas que implican ruptura y formación de enlaces suelen presentar velocidades fácilmente medibles. Cuando la estequiometría de una reacción representa la suma de sucesivas etapas y la primera de ellas es más lenta que las restantes, este primer paso determina la velocidad de reacción.

La reacción que tiene lugar es:



En el ensayo el KIO_3 está en exceso, por lo que la reacción termina cuando se ha consumido todo el $NaHSO_3$. En este momento, el IO_3^- en exceso reacciona con el ión yoduro producido en la reacción formando I_2 :



El I_2 forma un complejo de absorción intensamente coloreado con el almidón, lo que permite detectar el instante en el que la reacción termina.

8. Desarrollo del experimento en el aula

En tres vasos de precipitados de 250 mL se añaden 75, 50, 25 mL de yodato potásico respectivamente. A continuación añadir agua destilada hasta los 100 mL. La concentración yodato potásico disminuye del primero al último.

En otros tres vasos de precipitados de 250 mL se añaden 100 mL de la disolución de hidrógenosulfito de sodio, la cual contiene almidón.

Finalmente se procede a la adición de la disolución de hidrógenosulfito de sodio en cada uno de los vasos de precipitados que contienen la disolución de yodato potásico.

Es muy importante que esta adición se realice al mismo tiempo y rápidamente en los tres vasos para ver cómo afecta la concentración de los reactivos a la velocidad de reacción, por lo que será necesaria la colaboración del alumnado.

En el instante en el que entren en contacto ambas disoluciones se dejan los vasos reposando y se espera a que aparezca el color azul que indica el final de la reacción.



9. Sugerencias para el profesor

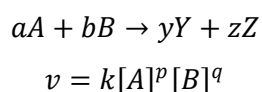
- Preparar previamente las disoluciones que se van a emplear al hacer la experiencia.
- Es importante controlar el tiempo adecuadamente.
- Es conveniente que los alumnos no se echen encima para que así puedan observarlo todos de manera correcta.
- A pesar que algunas preguntas serán realizadas previamente a la experiencia para conocer y recordar los conocimientos que posee el alumnado, pueden realizarse también durante el experimento de cátedra.
- A pesar que los reactivos no son altamente peligrosos, sería adecuado el uso de guantes durante la experiencia, y así que los alumnos aprendan que forma parte de la seguridad a la hora de la realización de un experimento.

10. Cuestionario para los alumnos

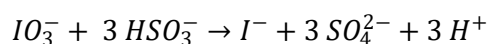
Estas cuestiones que se proponen a continuación podrán ser realizadas durante la fase de activación de esquemas para conocer o recordar los conocimientos que poseen los alumnos o durante la realización de la experiencia de cátedra.

1. ¿Cuál es la ecuación que rige la velocidad de una reacción?

La ecuación de velocidad es una ecuación que expresa la velocidad de una reacción en un determinado instante en función de las concentraciones de sustancias presentes en ese momento. Para una reacción como:



2. Escribe la reacción de oxidación-reducción de esta ecuación y ajústela.



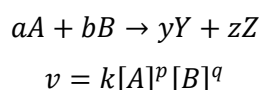
3. ¿Cómo influiría un aumento de temperatura en la velocidad de reacción?

Al aumentar la temperatura se produce un aumento general de la energía cinética de las moléculas, lo cual indica un mayor número de choques entre ellas. Pero el efecto más importante es el fuerte incremento de la proporción de moléculas con energías elevadas. Un pequeño aumento de temperatura produce un gran incremento del número de moléculas que

tienen la energía de activación necesaria para reaccionar. Por lo que se puede afirmar que al aumentar la temperatura, la velocidad aumenta.

4. ¿Si en vez de usar yodato potásico 0,02 M usáramos 0,2 M que efecto veríamos en la velocidad de reacción?

Según la ley de acción de masas, la velocidad de una reacción es proporcional a las concentraciones de los reactivos elevadas a los coeficientes estequiométricos.



5. ¿Qué es una reacción directa? ¿Y una inversa?

Una reacción directa es una reacción en la que los reactivos se convierten en productos.

A medida que una reacción avanza, cada vez hay más productos y aumenta la posibilidad de que las moléculas de productos reaccionen entre ella y regeneren los reactivos. Esta reacción de los productos se denomina reacción inversa.

6. ¿Cuál es el oxidante?

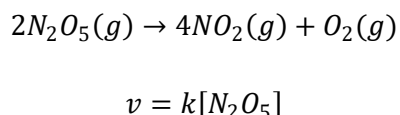
El oxidante es el yodato de potasio

7. ¿Cuál es el reductor?

El reductor es el hidrógenosulfito de sodio

8. ¿Qué es una reacción de primer orden?

Una reacción de primer orden es en la que la velocidad es directamente proporcional a la concentración de algún reactivo. Un ejemplo de ello es la descomposición del N_2O_5 :



9. ¿Cómo se denomina la etapa que determina la velocidad global de la reacción?

Etapas limitante o etapa controlante de la velocidad.

11. Presupuesto

Material y reactivos	Precio
Probeta 100 mL(2 uds)	25,60€
Vasos de precipitados 250 mL (2 uds)	9,28€
KIO ₃ (100g)	27,70€
NaHSO ₃ (500g)	21,30€
Almidón(250g)	31,40€
TOTAL	114.78€

Todos los materiales podrían ser reutilizados para la realización de este experimento en otras ocasiones, o cualquier otro.

Las cantidades de reactivos necesarias para llevar a cabo esta experiencia son menores de lo que se muestra en la tabla, por lo que podrían ser utilizados para volver a realizarla, al menos, 10 veces más.

Equilibrios químicos.

1. Contextualización

El experimento que se expone a continuación se adecúa a los contenidos del bloque 3 “Reacciones químicas” recogidos en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, que se desarrollan en la unidad didáctica “Equilibrio químico y cinética química”.

El experimento sería muy adecuado para afianzar los conceptos introducidos en el tema de equilibrio químico y sobre todo para comprobar de modo visual la influencia de la concentración de los reactivos o productos sobre el equilibrio de la reacción.

Esto permitirá a los alumnos memorizar de forma más sencilla este concepto.

2. Objetivos

Además de los objetivos comunes de la asignatura de Química que se recogen en el apartado de “Legislación: 2º Bachillerato” (anexo), esta experiencia de cátedra tiene los siguientes propósitos:

- Reforzar el concepto de equilibrio químico como fenómeno dinámico.
- Estudiar la influencia de las concentraciones en los desplazamientos de los equilibrios químicos que se dan en una reacción reversible de acuerdo con lo previsto por el principio de Le Chatelier.

3. Contenidos

Esta experiencia de cátedra permite abordar contenidos incluidos en el currículo de la asignatura de “Química”.

Dentro del bloque 1 “La actividad científica” se trata los contenidos relativos a la aplicación del método científico, como la resolución de problemas, búsqueda, selección y comunicación de información y uso de la terminología científica.

Dentro del bloque 3 “Reacciones químicas” se tratan contenidos relativos al equilibrio químico, tales como la Ley de acción de masas, constante de equilibrio, Principio de Le Chatelier, equilibrio químico homogéneo. En esta práctica de equilibrio químico, se trata de estudiar la

influencia de las concentraciones en el desplazamiento del equilibrio que se da en una reacción reversible.

4. Metodología

Como ya se ha mencionado en el experimento anterior, se utilizará la misma metodología para la realización de esta experiencia.

5. Temporalización

Esta experiencia se ha diseñado para realizarse en 20 minutos de una sesión en una clase de 2º de Bachillerato. Se muestra a continuación cómo podría distribuirse temporalmente esta experiencia de cátedra durante la sesión.

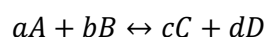
Actividad	Tiempo estimado
<i>EXPLORACIÓN (INTUICIÓN GUIADA)</i> En esta actividad se mostrarán los materiales y reactivos que van a ser empleados.	5 minutos
<i>ACTIVACIÓN DE ESQUEMAS</i> Se realizarán preguntas para asegurarnos que han comprendido los conceptos que van a ser usados durante la práctica y que han sido expuestos al inicio de la sesión.	5 minutos
<i>GENERALIZACIÓN DE LOS CONCEPTOS</i> Durante esta fase se llevará a cabo el experimento de cátedra.	10 minutos

6. Materiales y reactivos necesarios

- 1 tubo de ensayo
- Pipeta Pasteur
- Disolución 0,1 de $K_2Cr_2O_7$
- Disolución 1 M de HCl
- Disolución 1 M de NaOH

7. Fundamento del método

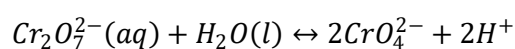
Guldberg y Waage demostraron que en un equilibrio homogéneo y reversible, el producto de las concentraciones de las sustancias que resultan de la reacción dividido por el producto de las concentraciones de las sustancias que reaccionan, es una constante para cada temperatura, llamada constante de equilibrio, K. Esto se conoce como la Ley de Acción de masas, que aplicada al equilibrio:



resulta:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

En esta experiencia, el equilibrio que se da entre el ión dicromato y el ión cromato es el siguiente:



Si sobre un sistema en equilibrio se hace variar la concentración de alguno de los componentes del mismo, el equilibrio desaparece e inmediatamente el sistema evoluciona para alcanzarlo de nuevo:

- El aumento de la concentración de una sustancia participante en la reacción se desplaza el equilibrio en el sentido que propicia la desaparición de dicha sustancia.
- La disminución de concentración de una sustancia desplaza el equilibrio en el sentido de formación de la sustancia.

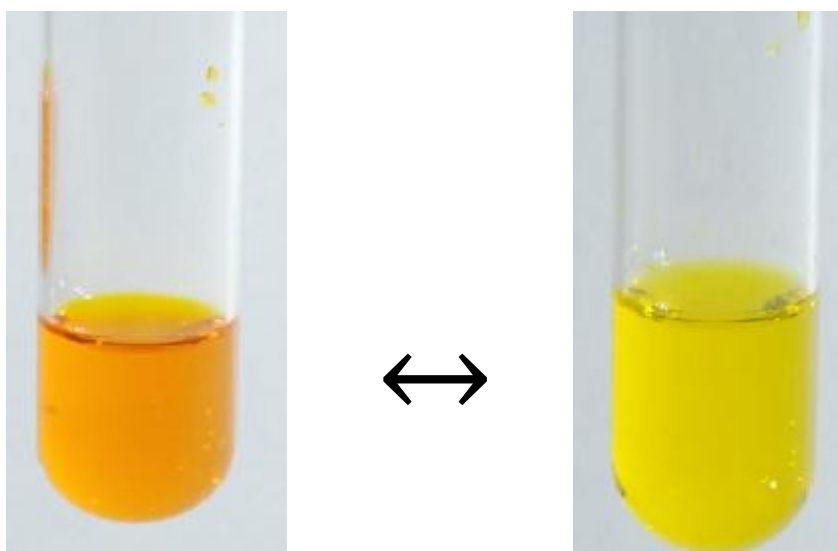
Esto mismo ocurre cuando se produce una variación en otros factores. Le Chatèlier resume este comportamiento de las reacciones químicas en el Principio que lleva su nombre, y que enuncia diciendo:

“Toda variación en alguna de las condiciones de un sistema en equilibrio origina un desplazamiento de éste en contra de la causa que lo produce.”

8. Desarrollo del experimento en el aula

En un tubo de ensayo se añaden 10 mL de la disolución de dicromato potásico.

Se agrega, gota a gota y agitando el tubo, disolución de hidróxido sódico hasta que se observe un cambio de color.



A continuación, de la misma forma que antes, se añade disolución de ácido clorhídrico, hasta recuperar el color inicial.

Se vierte de nuevo, gota a gota y agitando, disolución de hidróxido sódico hasta que se observe un cambio de color.

9. Sugerencias para el profesor

- Preparar previamente las disoluciones que se van a emplear al hacer la experiencia, aunque los alumnos realicen también los cálculos necesarios para su preparación.
- Hacer uso de un tubo de ensayo no demasiado pequeño para que así el alumnado pueda ver la experiencia correctamente.
- Podría pedirse la colaboración de algún alumno.
- Si fuera conveniente, dicha experiencia podría repetirse ya que es sencilla y rápida.
- Es conveniente que los alumnos no se echen encima para que así puedan observarlo todos de manera correcta.
- A pesar que algunas preguntas serán realizadas previamente a la experiencia para conocer y recordar los conocimientos que posee el alumnado, pueden realizarse también durante el experimento de cátedra.
- Utilizar la protección necesaria para trabajar con la disolución de HCl y NaOH, ya que son corrosivos, y así que los alumnos se den cuenta de la importancia de la seguridad a la hora de la realización de un experimento.

10. Cuestionario para los alumnos

Estas cuestiones que se proponen a continuación podrán ser realizadas durante la fase de activación de esquemas para conocer o recordar los conocimientos que poseen los alumnos o durante la realización de la experiencia de cátedra.

1. **¿Qué es el equilibrio químico?**

Un sistema cerrado está en equilibrio químico cuando no se observan cambios en su composición química a medida que transcurre el tiempo.

2. **¿Qué es una reacción reversible?**

Se denomina reacción reversible a la reacción química en la cual los productos de la reacción vuelven a combinarse para generar los reactivos.

3. ¿Cuáles son los factores que afectan al equilibrio químico?

Los factores que afectan al equilibrio químico son la presión, la concentración y la temperatura.

4. ¿Qué enuncia el principio de Le Chatelier?

Cuando una variación de algún factor afecta a un sistema en equilibrio, dicho equilibrio se desplaza en el sentido que contrarresta la variación.

5. ¿Cómo afecta el aumento o la disminución de la presión en el equilibrio?

El aumento de presión desplaza la reacción en el sentido en el que disminuya el número de moles de sustancias gaseosas.

El descenso de presión desplaza el equilibrio en el sentido en el que aumenta el número de moles de sustancias gaseosas.

6. ¿Cómo afecta la variación de volumen en el equilibrio?

El aumento de volumen desplaza el equilibrio en el sentido en el que aumente el número de moles de sustancias gaseosas.

La disminución de volumen lo hace en el sentido en el que disminuye el número de moles de sustancias gaseosas.

7. ¿Cómo afecta el aumento o disminución de la concentración de las sustancias que participan en la reacción en el equilibrio?

El aumento de concentración de una sustancia participante en la reacción desplaza el equilibrio en el sentido que propicia la desaparición de dicha sustancia.

La disminución de concentración de una sustancia desplaza el equilibrio en el sentido de formación de la sustancia.

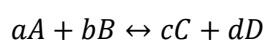
8. ¿Cómo afecta el aumento o disminución de la temperatura en el equilibrio?

El aumento de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido en el que la reacción absorbe calor.

El descenso de temperatura desplaza el equilibrio en el sentido en el que la reacción desprende calor.

9. ¿Cómo se expresa la constante de equilibrio referida a concentraciones molares, K_c ?

Para el siguiente equilibrio:



la constante de equilibrio, K_c , viene dada por:

$$K = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

11. Presupuesto

Material y reactivos	Precio
Pipeta Pasteur (150 ud)	9,53€
Tubos de ensayo de vidrio (100ud)	29,20€
$K_2Cr_2O_7$ (250g)	45,85€
HCl (37.5% en masa, 1L)	8,10€
NaOH (1 Kg)	8,44€
TOTAL	101,12€

Todos los materiales podrían ser reutilizados para la realización de este experimento en otras ocasiones, o cualquier otro.

Las cantidades de reactivos necesarias para llevar a cabo esta experiencia son menores de lo que se muestra en la tabla, por lo que podrían ser utilizados para volver a realizarla, al menos, 50 veces más.

Volumetría ácido-base.

1. Contextualización

El experimento que se expone a continuación se adecúa a los contenidos del bloque 3 “Reacciones químicas” recogidos en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, que se desarrollan en la unidad didáctica “Ácidos y bases. Reacciones de transferencia de protones”.

El experimento sería muy adecuado para afianzar los conceptos introducidos en el tema de equilibrio ácido-base y sobre todo para comprobar de modo visual la técnica empleada para la realización de una valoración ácido-base.

Esto permitirá a los alumnos memorizar de forma más sencilla este concepto.

2. Objetivos

Además de los objetivos comunes de la asignatura de Química que se recogen en el apartado de “Legislación: 2º Bachillerato” (anexo), esta experiencia de cátedra tiene los siguientes propósitos:

- Entender las aplicaciones y funcionamiento de un indicador.
- Aprender la técnica de valoración, en este caso una valoración ácido-base.

3. Contenidos

Esta experiencia de cátedra permite abordar contenidos incluidos en el currículo de la asignatura de “Química”.

Dentro del bloque 1 “La actividad científica” se tratan los contenidos relativos a la aplicación del método científico, tales como la resolución de problemas, búsqueda, selección y comunicación de información y uso de la terminología científica.

Dentro del bloque 3 “Reacciones químicas” se tratan contenidos relativos al equilibrio ácido-base, propiedades generales de ácidos y bases, la teoría de Arrhenius, la teoría de Brønsted-Lowry, la teoría de Lewis, fuerza de ácidos y bases, grado de ionización, constante ácido-base, pH, volumetría, sustancias indicadoras, determinación del punto de equivalencia, etc. En esta

práctica, se lleva a cabo una valoración ácido-base, en la que se utilizará un indicador que nos indicará cuando se ha producido la neutralización del ácido.

4. Metodología

Como ya se ha mencionado en el primer experimento, se utilizará la misma metodología para la realización de esta experiencia.

5. Temporalización

Esta experiencia se ha diseñado para realizarse en 25 minutos de una sesión de una clase de 2º de Bachillerato. Se muestra a continuación cómo podría distribuirse temporalmente esta experiencia de cátedra durante la sesión.

Actividad	Tiempo estimado
<i>EXPLORACIÓN (INTUICIÓN GUIADA)</i> En esta actividad se mostrarán los materiales y reactivos que van a ser empleados.	5 minutos
<i>ACTIVACIÓN DE ESQUEMAS</i> Se realizarán preguntas para asegurarnos que han comprendido los conceptos que van a ser usados durante la práctica y que han sido expuestos en las sesiones anteriores.	5 minutos
<i>GENERALIZACIÓN DE LOS CONCEPTOS</i> Durante esta fase se llevará a cabo el experimento de cátedra.	15 minutos

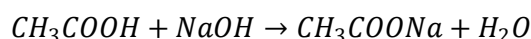
6. Materiales y reactivos necesarios

- Vaso de precipitados 100 mL
- Pipeta graduada de 10 mL
- Bureta 50mL
- Soporte bureta
- Pinzas
- Embudo de vidrio
- Cuentagotas
- Disolución 1 M de hidróxido sódico
- Vinagre
- Fenftaleína

7. Fundamento del método

Para determinar la concentración de una disolución de un ácido o de una base se recurre a una neutralización con otra disolución (de una base o de un ácido, respectivamente) cuya concentración es conocida. La concentración desconocida se deduce a partir de las cantidades gastadas de una y otra disolución.

En esta experiencia de cátedra se va a realizar una valoración ácido-base para determinar la concentración de ácido acético de un vinagre. La neutralización se llevará a cabo con una disolución de hidróxido sódico 1M. La reacción que tiene lugar es la siguiente:



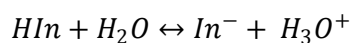
En el punto de equivalencia, es decir, en el punto de neutralización completa, se cumple:

$$moles H_3O^+ = moles OH^-$$

Y por tanto se puede escribir:

$$V_{\text{ácido}} \cdot M_{\text{ácido}} = V_{\text{base}} \cdot M_{\text{base}}$$

En estas valoraciones, generalmente, ni los reactivos ni los productos de reacción tiene color, por lo que es necesario el uso de indicadores para detectar el punto final de la valoración. Los indicadores son ácidos o bases débiles que también experimentan un equilibrio entre su forma ácida y su forma básica conjugadas, pero donde una y otra tienen diferente color:



Color A Color B

Algunos ejemplos de indicadores se muestran a continuación:

INDICADOR	INTERVALO DE pH	CAMBIO DE COLOR
Naranja de metilo	3,5-4,5	Rojo-naranja-amarillo
Tornasol	4,5-8,3	Rojo-púrpura-azul
Fenofaleína	8,3-10,0	Incoloro-rosado-rojo

8. Desarrollo del experimento en el aula

Se toman 20 mL de vinagre, previamente decolorado con carbón activo y filtrado, con la pipeta y se añade en un vaso de precipitados.

Se agregan 4 o 5 gotas de indicador fenofaleína y se agita.

Se llena la bureta con disolución de hidróxido de sodio 1M.

Se coloca el vaso de precipitados con el vinagre debajo de la bureta y se añade, gota a gota sobre él, la disolución de hidróxido sódico, a la vez que se mueve suavemente para favorecer la mezcla y la reacción. Se observa la aparición de un color rosáceo al caer el hidróxido de sodio, desapareciendo al agitar.

Se continúa la adición de hidróxido sódico hasta que se produzca un débil color rosado permanente, que es el momento en el que se ha llegado al punto de viraje.



Si el profesor lo viera conveniente, podría tomar nota del volumen de NaOH gastado en la valoración. A continuación mostraría cómo se calcularía la cantidad de ácido acético que posee ese vinagre.

9. Sugerencias para el profesor

- Previamente, se recomienda decolorar 60 mL de vinagre con carbón activo y posterior filtración para que el vinagre quede transparente y preparado para la valoración.
- Preparar previamente la disolución de NaOH que se van a emplear al hacer la experiencia.
- Es importante controlar el tiempo adecuadamente.
- Es conveniente que los alumnos no se echen encima para que así puedan observarlo todos de manera correcta.
- A pesar que algunas preguntas serán realizadas previamente a la experiencia para conocer y recordar los conocimientos que posee el alumnado, pueden realizarse también durante el experimento de cátedra.
- A pesar que los reactivos no son altamente peligrosos, sería adecuado el uso de guantes durante la experiencia, y así que los alumnos aprendan que forma parte de la seguridad a la hora de la realización de un experimento.

10. Cuestionario para los alumnos

Estas cuestiones que se proponen a continuación podrán ser realizadas durante la fase de activación de esquemas para conocer o recordar los conocimientos que poseen los alumnos o durante la realización de la experiencia de cátedra.

1. ¿Qué es un ácido?

Un ácido es una sustancia capaz de aceptar y compartir un par de electrones.

2. ¿Qué es una base?

Una base es una sustancia capaz de ceder y compartir un par de electrones.

3. ¿Qué es un ácido fuerte?

Son aquellos que están disociados completamente, o casi completamente, disociados en disolución diluida. El valor de la constante de equilibrio es muy elevado, por lo que se habla de reacción total o que el grado de disociación es 1.

4. ¿Qué es un ácido débil?

Son aquellos que no se disocian completamente en disolución diluida.

5. ¿Qué tipo de ácido es el ácido acético?

El ácido acético es un ácido débil, cuya K_a es $1,8 \cdot 10^{-5}$.

6. ¿Cuál es el pH de una disolución ácida? ¿Y de una básica? ¿Y de una neutra?

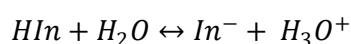
En las disoluciones ácidas, $[H_3O^+] > 10^{-7} M$ y por tanto, $pH < 7$.

En las disoluciones neutras, $[H_3O^+] = 10^{-7} M$ y por tanto, $pH = 7$.

En las disoluciones básicas, $[H_3O^+] < 10^{-7} M$ y por tanto, $pH > 7$.

7. ¿Qué es una sustancia indicadora?

Sustancia que es usada para detectar las variaciones en el pH de las disoluciones. Estos indicadores son ácidos o bases débiles que también experimentan un equilibrio entre su forma ácida y su forma básica conjugadas, pero donde una y otra tienen diferente color:



Color A

Color B

8. ¿Cómo sabemos si un indicador es apropiado para una valoración?

El indicador apropiado para una valoración será aquel que cambie de color en el intervalo de pH en el que se produce la neutralización.

9. El indicador fenoftaleína, ¿para qué intervalo de pH es utilizada?

La fenoftaleína es utilizada en el intervalo de pH 8,3-10,0.

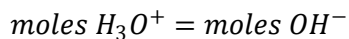
10. ¿Qué es una volumetría?

Para determinar la concentración de una disolución de un ácido o de una base se recurre a una neutralización con otra disolución (de una base o de un ácido, respectivamente) cuya

concentración es conocida. La concentración desconocida se deduce a partir de las cantidades gastadas de una y otra disolución. Este procedimiento se denomina volumetría.

11. En una valoración, ¿cuándo se llega a la neutralización?

Se llega a la neutralización cuando:



12. ¿Cómo se expresa el grado de acidez de un vinagre?

La acidez del vinagre se expresa en “grados de acidez”, que son los gramos de ácido acético en 100mL de vinagre.

11. Presupuesto

Material y reactivos	Precio
Vaso de precipitados 100 mL (10 uds)	32,50€
Pipeta graduada 10 mL	25,60€
Bureta 50 mL	18,70€
Soporte bureta	18,20€
Pinza	28,30€
Embudo de vidrio	19,95€
Cuentagotas (10 uds)	10,54€
Fenofaleína (1%, 500 mL)	32,60€
Vinagre (1L)	0,49€
NaOH(1 Kg)	8,44€
TOTAL	195,32€

Todos los materiales podrían ser reutilizados para la realización de este experimento en otras ocasiones, o cualquier otro.

Las cantidades de reactivos necesarias para llevar a cabo esta experiencia son menores de lo que se muestra en la tabla, por lo que podrían ser utilizados para volver a realizarla, al menos, 50 veces más.

Construcción de una pila Daniell.

1. Contextualización

El experimento que se expone a continuación se adecúa a los contenidos del bloque 3 “Reacciones químicas” recogidos en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, que se desarrollan en la unidad didáctica “Reacciones Redox o de intercambio de electrones”.

El experimento sería muy adecuado para afianzar los conceptos introducidos en el tema de reacciones de oxidación/reducción y sobre todo para comprobar de modo visual cómo se construye una pila Daniell de manera sencilla y lo que ocurre cuando se producen las reacciones.

Esto permitirá a los alumnos memorizar de forma más sencilla este concepto

2. Objetivos

Además de los objetivos comunes de la asignatura de Química que se recogen en el apartado de “Legislación: 2º Bachillerato” (anexo), esta experiencia de cátedra tiene los siguientes propósitos:

- Preparar una pila Daniell y apreciar la producción de energía eléctrica por las reacciones químicas.
- Observar el comportamiento de las reacciones que se llevan a cabo.
- Evidenciar el papel que desempeña cada elemento.
- Observar la diferencia de potencial conseguida.

3. Contenidos

Esta experiencia de cátedra permite abordar contenidos incluidos en el currículo de la asignatura de “Química”.

Dentro del bloque 1 “La actividad científica” se tratan los contenidos relativos a la aplicación del método científico, tales como la resolución de problemas, búsqueda, selección y comunicación de información y uso de la terminología científica.

Dentro del bloque 3 “Reacciones químicas” se tratan contenidos relativos a las reacciones de reducción/oxidación, tales como equilibrio redox, tipos de reacciones redox, concepto de oxidación y reducción, ajuste de ecuaciones redox, potencial de reducción estándar, espontaneidad de las reacciones redox, pilas galvánicas, electrodos, potenciales de electrodo, electrodos de referencia, etc. En esta práctica de construcción de una pila Daniell, se estudiarán las reacciones redox que se dan, se hará uso de electrodos y se hará referencia a la diferencia de potencial que se consigue.

4. Metodología

Como ya se ha mencionado en el primer experimento, se utilizará la misma metodología para la realización de esta experiencia.

5. Temporalización

Esta experiencia se ha diseñado para realizarse en los últimos 20 minutos de una sesión de una clase de 2º de Bachillerato. Se muestra a continuación cómo podría distribuirse temporalmente esta experiencia de cátedra durante la sesión.

Actividad	Tiempo estimado
<i>EXPLORACIÓN (INTUICIÓN GUIADA)</i> En esta actividad se mostrarán los materiales y reactivos que van a ser empleados.	5 minutos
<i>ACTIVACIÓN DE ESQUEMAS</i> Se realizarán preguntas para asegurarnos que han comprendido los conceptos que van a ser usados durante la práctica y que han sido expuestos en las sesiones anteriores.	5 minutos
<i>GENERALIZACIÓN DE LOS CONCEPTOS</i> Se llevará a cabo el experimento de cátedra.	10 minutos

6. Materiales y reactivos necesarios

- 2 vasos de precipitados 250 mL
- Puente salino
- Voltímetro y cables de conexión
- Disolución 0,1M de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- Disolución 0,1M de $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- Disolución saturada de KCl
- Electrodo de cobre y electrodo de zinc

7. Fundamento del método

En esta experiencia se va a construir una pila electroquímica, pila Daniell, y medir su f.e.m.

Una pila es un dispositivo capaz de producir corriente eléctrica a partir de una reacción química. Las pilas galvánicas están basadas en reacciones de especies químicas disueltas en un medio acuoso. Está formada por dos electrodos comunicados eléctrica e iónicamente. Esta comunicación consiste en:

- Un conductor sólido para que los electrones puedan ir de un electrodo a otro, desde el más negativo al más positivo.
- Un tabique poroso de porcelana o vidrio o un puente salino formado por un tubo en U taponado con un algodón o lana de vidrio en los extremos y que contiene una solución conductora de una sal inerte. Ambos sistemas permiten la difusión de los iones de una solución a otra, para igualar la carga neta entre ambas.

Esto evita que las reacciones de los electrodos lleguen al equilibrio, de forma que el proceso continúa hasta el agotamiento de los reactivos.

Una pila consiste en la separación física de los dos componentes de una reacción redox, de modo que los electrones van de la sustancia que se oxida a la que se reduce a través de un circuito eléctrico externo, lo cual se puede aprovechar para producir trabajo.

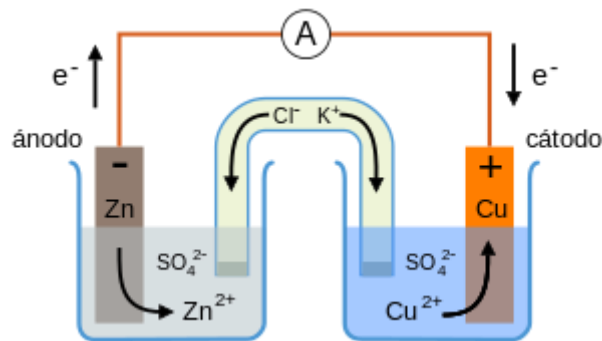
Los electrones circulan del electrodo negativo al positivo, aunque, como es sabido, el sentido de la intensidad eléctrica se toma desde el polo positivo al negativo. En las pilas se denomina:

- Ánodo al electrodo negativo, con una semirreacción de oxidación.
- Cátodo al electrodo positivo, con una semirreacción de reducción.

Con los electrodos de Zn y de Cu sumergidos en disoluciones de sus sulfatos respectivos se construye la llamada *pila Daniell*:

- Ánodo: $Zn - 2e^- \rightarrow Zn^{2+}$ Oxidación
- Cátodo: $Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ Reducción

Presenta una diferencia de potencial entre 1,07 y 1,14 V.



Se denomina fuerza electromotriz, fem, de una pila a la diferencia de potencial entre sus electrodos.

Puede medirse con un voltímetro. Se define como el potencial del electrodo positivo (cátodo) menos el potencial del electrodo negativo (ánodo). Considerada así, la fem es siempre positiva:

$$\varepsilon_{pila} = \varepsilon_+ - \varepsilon_-$$

8. Desarrollo del experimento en el aula

Llenar los dos vasos de precipitados de 250 mL hasta las tres cuartas partes de su capacidad, uno de ellos con la disolución de sulfato de cobre (II) y el otro con la disolución de sulfato de cinc.

Introducir el electrodo de cinc en la disolución de sulfato de cinc, y el electrodo de cobre en la disolución de sulfato de cobre.

Conectar cada uno de los electrodos a los bornes del voltímetro mediante un hilo conductor eléctrico.

Introducir cuidadosamente cada uno de los extremos del puente salino, previamente llenado con disolución saturada de KCl y tapándolos con algodón, en cada uno de los vasos de precipitados, de modo que queden sumergidos en las disoluciones y se establezca así la unión iónica. Observar la indicación del voltímetro.



Retirar el puente salino y observar qué ocurre.



9. Sugerencias para el profesor

- Preparar previamente el puente salino.
- Preparar previamente las disoluciones que se van a emplear al hacer la experiencia.
- Frotar los electrodos de cinc y cobre con una lija antes de realizar la experiencia para que estén lo suficientemente limpios.
- Podría pedirse la colaboración de algún alumno.
- Es importante controlar el tiempo adecuadamente.
- Es conveniente que los alumnos no se echen encima para que así puedan observarlo todos de manera correcta.
- A pesar que algunas preguntas serán realizadas previamente a la experiencia para conocer y recordar los conocimientos que posee el alumnado, pueden realizarse también durante el experimento de cátedra.

10. Cuestionario para los alumnos

Estas cuestiones que se proponen a continuación podrán ser realizadas durante la fase de activación de esquemas para conocer o recordar los conocimientos que poseen los alumnos o durante la realización de la experiencia de cátedra.

1. ¿Qué es un electrodo?

Un electrodo o una semipila es un sistema química capaz de experimentar una semirreacción redox y que posee una forma sólida que permite el paso de la corriente eléctrica.

2. ¿Cómo pueden clasificarse los electrodos?

- Electrodos donde una de las especies es un sólido conductor.
- Electrodos donde ambas especies están en disolución.
- Electrodos donde una de las especies está en disolución y la otra es un gas.

3. ¿Qué es una pila?

Una pila es un dispositivo capaz de producir corriente eléctrica a partir de una reacción química.

4. ¿En qué se basa una pila galvánica? ¿Por qué está formada?

Las pilas galvánicas están basadas en reacciones de especies químicas disueltas en un medio acuoso.

Está formada por dos electrodos comunicados eléctrica e iónicamente. Esta comunicación consiste en:

- Un conductor sólido para que los electrones puedan ir de un electrodo a otro, desde el más negativo al más positivo.
- Un tabique poroso de porcelana o vidrio o un puente salino formado por un tubo en U taponado con un algodón o lana de vidrio en los extremos y que contiene una solución conductora de una sal inerte. Ambos sistemas permiten la difusión de los iones de una solución a otra, para igualar la carga neta entre ambas.

5. ¿Cómo circulan los electrones?

Los electrones circulan del electrodo negativo al positivo, aunque, como es sabido, el sentido de la intensidad eléctrica se toma desde el polo positivo al negativo. En las pilas se denomina:

- Ánodo al electrodo negativo, con una semirreacción de oxidación.
- Cátodo al electrodo positivo, con una semirreacción de reducción.

6. ¿Qué es la fuerza electromotriz?

Se denomina fuerza electromotriz, fem, de una pila a la diferencia de potencial entre sus electrodos.

Se define como el potencial del electrodo positivo (cátodo) menos el potencial del electrodo negativo (ánodo). Considerada así, la fem es siempre positiva:

$$\varepsilon_{pila} = \varepsilon_+ - \varepsilon_-$$

7. ¿Cómo se puede medir la fuerza electromotriz?

Puede medirse con un voltímetro.

8. ¿Qué es el potencial normal o de estándar de un electrodo?

El potencial normal o estándar de un electrodo es el calculado a 25°C de temperatura, a concentraciones 1M de las especies en disolución y a la presión de 1 bar si en él intervienen gases.

El potencial de un electrodo de hidrógeno en condiciones normales o estándar se define como igual a 0 voltios.

9. ¿Qué electrodos de referencia conoces?

Electrodo de hidrógeno, electrodo de calomelanos y electrodo de quinhidrona.

10. ¿Qué enuncia la ecuación de Nernst?

El potencial de un electrodo depende de la concentración de las especies químicas en disolución y de la presión de los gases que participan en la semirreacción:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{RT}{nF} \ln J$$

Esta expresión se conoce como la ecuación de Nernst.

J es una expresión análoga a la constante de equilibrio, pero engloba las presiones o concentraciones presentes en un momento cualquiera de la reacción, no necesariamente las que existen en el equilibrio.

La ecuación de Nernst se ha expresado tradicionalmente en logaritmos decimales en lugar de logaritmos neperianos. Si se hace esta conversión y se trabaja a 25°C y se toma además, F=96 500 C y a constante R=8,314 J K⁻¹ mol⁻¹, resulta que la ecuación anterior se convierte en:

$$\varepsilon = \varepsilon^0 - \frac{0,059}{n} \log J$$

11. ¿Qué es el potencial de una pila?

El potencial de una pila es igual a la diferencia de potencial entre sus electrodos:

$$\varepsilon_{pila} = \varepsilon_+ - \varepsilon_-$$

11. Presupuesto

Material y reactivos	Precio
Vaso de precipitados 250 mL (2 uds)	9,28€
Puente salino	55,50€
Voltímetro y cables de conexión	6,95€
$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (1Kg, 98%)	27,10€
$\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ (250g, 99,5%)	23,60€
KCl (1Kg)	37,05€
Electrodo de cobre	9,23€
Electrodo de zinc	9,23€
TOTAL	177,94€

Todos los materiales podrían ser reutilizados para la realización de este experimento en otras ocasiones, o cualquier otro.

Las cantidades de reactivos necesarias para llevar a cabo esta experiencia son menores de lo que se muestra en la tabla, por lo que podrían ser utilizados para volver a realizarla, al menos, 30 veces más.

Plástico casero.

1. Contextualización

El experimento que se expone a continuación se adecúa a los contenidos del bloque 4 “Síntesis orgánica y nuevos materiales” recogidos en el BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, que se desarrollan en la unidad didáctica “Química e industria”.

El experimento sería muy adecuado para afianzar los conceptos introducidos en el tema de polímeros y, sobre todo, para comprobar utilizando el sentido de la vista y del tacto cómo cambian las propiedades de un polímero al ser mezclado con “borax”.

Esto permitirá a los alumnos memorizar de forma más sencilla este concepto.

2. Objetivos

Además de los objetivos comunes de la asignatura de Química que se recogen en el apartado de “Legislación: 2º Bachillerato” (anexo), esta experiencia de cátedra tiene los siguientes propósitos:

- Fabricar un polímero sintético.
- Estudiar las características que tiene un polímero antes y después de añadirle bórax.
- Visualizar la influencia que tiene al aumento de la concentración del bórax cuando es añadido al polímero inicial.

3. Contenidos

Esta experiencia de cátedra permite abordar contenidos incluidos en el currículo de la asignatura de “Química”.

Dentro del bloque 1 “La actividad científica” se tratan los contenidos relativos a la aplicación del método científico, tales como la resolución de problemas, búsqueda, selección y comunicación de información y uso de la terminología científica.

Dentro del bloque 4 “Síntesis orgánica y nuevos materiales” se tratan contenidos relativos a macromoléculas y materiales polímeros, reacciones de polimerización, clasificación de los

polímeros, polímeros de origen sintético y propiedades, fabricación de materiales plásticos y sus transformados.

4. Metodología

Como ya se ha mencionado en el primer experimento, se utilizará la misma metodología para la realización de esta experiencia.

5. Temporalización

Esta experiencia se ha diseñado para realizarse en los últimos 25 minutos de una sesión de una clase de 2º de Bachillerato. Se muestra a continuación cómo podría distribuirse temporalmente esta experiencia de cátedra durante la sesión.

Actividad	Tiempo estimado
<i>EXPLORACIÓN (INTUICIÓN GUIADA)</i> En esta actividad se mostrarán los materiales y reactivos que van a ser empleados.	5 minutos
<i>ACTIVACIÓN DE ESQUEMAS</i> Se realizarán preguntas para asegurarnos que han comprendido los conceptos que van a ser usados durante la práctica y que han sido expuestos en las sesiones anteriores.	5 minutos
<i>GENERALIZACIÓN DE LOS CONCEPTOS</i> Se llevará a cabo el experimento de cátedra	15 minutos

6. Materiales y reactivos necesarios

- *Vaso de precipitados 250 mL*
- *Espátula*
- *Probeta 10 mL*
- *Solución de borato de sodio al 6%, 8% y 10%*
- *Goma blanca de uso general*

7. Fundamento del método

La cola blanca es un adhesivo que, por lo general, está basado en mezclas de cadenas polivinílicas (con base en el alcohol polivinílico), frecuentemente con acetato de polivinilo y estabilizantes en una disolución acuosa.

El acetato de polivinilo es un polímero de cadena muy larga y muy flexible.

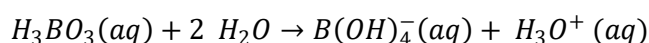
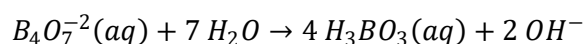
Esta molécula, cuando es mezclada con borato de sodio, más conocido como “bórax”, $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, sufre un proceso de *entrecruzamiento*. Esto significa que sus moléculas forman enlaces que actúan de puente entre dos cadenas polivinílicas, ya que los átomos de boro ayudan a que las cadenas polivinil se entrecrucen y no fluyan con la misma facilidad que antes.

Se obtiene así un polímero con las siguientes propiedades, diferentes a las del polímero inicial:

- Por una deformación brusca y rápida, el elastómero mantiene, en mayor medida, su forma. Pero si la deformación es muy intensa, el polímero se desgaja.
- Por una deformación lenta, el polímero modifica su forma de manera acorde con la deformación. Puede extenderse y luego recuperar su forma inicial.
- Si el polímero se deja en un recipiente, toma la forma del mismo.

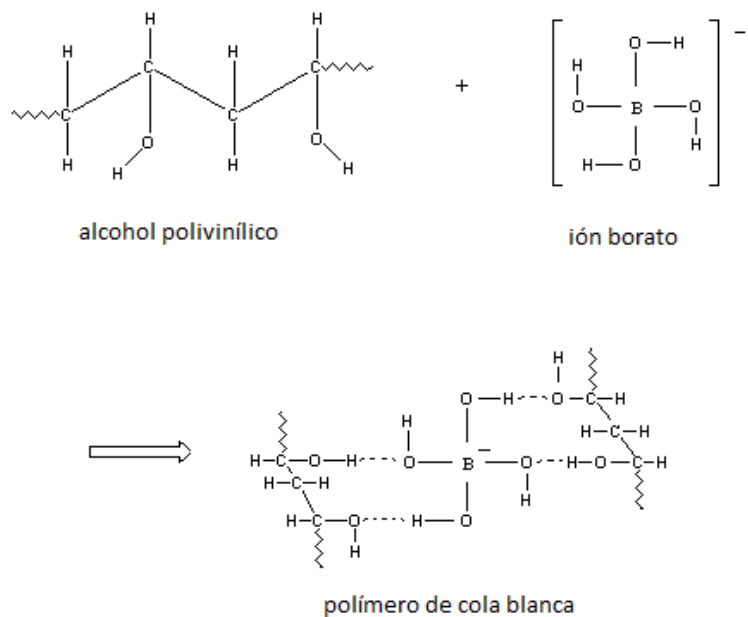
Las reacciones que se llevan a cabo durante esta experiencia son las siguientes:

Cuando se disuelve el borato de sodio en agua ocurre que:



Se disocia el ión sodio e ión tetraborato. El ión tetraborato se hidroliza en el agua y se produce una sucesión de reacciones que terminan en la formación de un anión borato con cuatro hidroxilos equivalentes.

Para la formación del polímero de cola blanca no hay un mecanismo claro. Pero sería razonable suponer que sigue el mecanismo de formación del polímero elastómero del alcohol polivinílico:



8. Desarrollo del experimento en el aula

Se agregan 25 mL, aproximadamente, de la cola blanca en el vaso de precipitados.

A continuación, se añaden 2,5 mL de la solución de borato de sodio y se agita la mezcla.

Cuando los componentes son mezclados se observa inmediatamente la aparición de un sólido.

Se retira del vaso. Analizar la textura, deformándolo suavemente o bruscamente.



Repetir el experimento con diferentes concentraciones de la solución de bórax, y observar cómo varían las propiedades del polímero.

9. Sugerencias para el profesor

- Sería conveniente que todos los alumnos pudieran tocar los polímeros fabricados y que analizaran por ellos mismos cómo varían las propiedades dependiendo de la concentración de bórax.
- Preparar previamente las disoluciones que se van a emplear al hacer la experiencia.
- Podría pedirse la colaboración de algún alumno.
- Es importante controlar el tiempo adecuadamente.
- Es conveniente que los alumnos no se echen encima para que así puedan observarlo todos de manera correcta.
- A pesar que algunas preguntas serán realizadas previamente a la experiencia para conocer y recordar los conocimientos que posee el alumnado, pueden realizarse también durante el experimento de cátedra.

10. Cuestionario para los alumnos

Estas cuestiones que se proponen a continuación podrán ser realizadas durante la fase de activación de esquemas para conocer o recordar los conocimientos que poseen los alumnos o durante la realización de la experiencia de cátedra.

1. **¿Qué es un polímero?**

Un polímero es una agrupación muy grande de átomos que se han formado por unión repetida de moléculas más pequeñas o monómeros.

2. **¿Qué polímeros naturales conoces?**

La seda, la celulosa, el almidón, la goma, etc.

3. **¿Qué es un polímero artificial?**

Son macromoléculas conformadas por la unión de monómeros, obtenidos de forma artificial, como son el polietileno, el nylon o la baquelita.

4. **¿Cuáles son las características de los polímeros?**

Las características que tienen los polímeros son: masa molecular media, longitud de las cadenas, dureza y flexibilidad.

5. ¿Cómo pueden clasificarse los polímeros?

- Según su composición química: inorgánicos u orgánicos.
- Según su origen: naturales o artificiales.
- Según los monómeros de partida: homopolímeros o heteropolímeros.
- Según la estructura de las cadenas: lineales o ramificados.
- Según la respuesta al calor: termoplásticos o termoestables.
- Según la estereoisomería: atácticos, isotácticos o sindiotácticos.
- Según la ordenación de las cadenas: cristalinos o amorfos.

6. ¿Qué es un polímero de adición?

El polímero de adición es un polímero que se forma por unión directa de unas unidades monoméricas con otras, sin que se elimine ningún tipo de molécula residual.

7. ¿Qué es un polímero de condensación?

El polímero de condensación es un polímero que se forma por unión de monómeros liberando una pequeña molécula, como el agua.

8. ¿Qué tipos de polímeros artificiales de interés conoces?

Algunos tipos de polímeros artificiales son: caucho, polietileno, PVC, poliestireno, polimetacrilato, baquelita, policarbonatos, poliuretanos, poliamidas, poliésteres, siliconas, teflón, fibra de vidrio, fibra de carbono, resinas epoxi, etc.

11. Presupuesto

Material y reactivos	Precio
Vaso de precipitados 250 mL	4.64€
Espátula	5.18€
Probeta de vidrio 10 mL	8.37€
Solución de borato de sodio (500g)	3,94€
Goma blanca de uso general (500g)	3.61€
TOTAL	60.05€

Todos los materiales podrían ser reutilizados para la realización de este experimento en otras ocasiones, o cualquier otro.

Las cantidades de reactivos necesarias para llevar a cabo esta experiencia son menores de lo que se muestra en la tabla, por lo que podrían ser utilizados para volver a realizarla, al menos, 10 veces más.

*Atención a la
diversidad*

ATENCIÓN A LA DIVERSIDAD

Actualmente, los estudios correspondientes a la etapa de Bachillerato son optativos. Por ello, la mayoría de los alumnos que lo cursan se encuentran suficientemente motivados y capacitados para alcanzar los objetivos que se proponen en la asignatura de Química de 2º de bachillerato.

A pesar de ello, se debe tener en cuenta la diversidad dentro del aula, por lo que hay que proponer, diseñar y desarrollar cierto tipo de estrategias para que los alumnos lleguen a alcanzar los objetivos que se proponen de la mejor manera posible.

- A pesar de las capacidades que ha de tener un alumno de 2º de bachillerato, puede haber alguno que manifieste más dificultades en la comprensión de ciertos contenidos. Las experiencias de cátedra podrían servir al alumnado para comprender mejor esos conceptos con el apoyo de una demostración visual, por lo que se convertiría en un elemento de atención a la diversidad.
- Desde otro punto de vista, una experiencia de cátedra podría ser utilizada para ampliar conocimientos acerca de un tema específico. Así se conseguiría explotar la curiosidad y capacidades del alumnado que posee mayor motivación. También podrían proponerse algunos trabajos de ampliación relacionados con las diferentes con el fin de aumentar sus conocimientos sobre el tema.

Hay que tener en cuenta que los alumnos poseen distintos tipos de capacidades e intereses, por lo que para conseguir el objetivo principal de la práctica docente, que es atender a las necesidades educativas de todos los alumnos, será necesario prestar especial atención a la diversidad.

Evaluación

EVALUACIÓN

El objetivo principal de la realización de los experimentos de cátedra es que el alumno comprenda los conceptos expuestos durante la explicación teórica del profesor, aumentando su interés por la asignatura y su motivación.

Este tipo de experiencias son llevadas a cabo por el profesor, por lo que no se evalúa el trabajo del alumno ni se requiere la realización de un informe o examen. Los experimentos de cátedra son un recurso didáctico empleado para facilitar la comprensión de algunos de los contenidos correspondientes a la asignatura, por lo que este tipo de experiencias son difíciles de evaluar.

A pesar de ello, se puede establecer una evaluación, basándonos principalmente en la actitud, interés o las respuestas a las preguntas que se realizan durante la experiencia.

Podría evaluarse al alumno positivamente si:

- Plantea preguntas interesantes con respecto al experimento.
- Mantiene una actitud positiva, respetando a los compañeros y al profesor.
- Responde correctamente a las preguntas realizadas durante la experiencia.

Podría evaluarse al alumno negativamente si:

- Mantiene una actitud negativa, sin respetar a los compañeros y al profesor.

Conclusiones

CONCLUSIONES

Este trabajo ha tenido como fin la búsqueda de algunas experiencias que abarquen varios de los contenidos de 2º de Bachillerato de la asignatura de Química. Para ello se han elegido experimentos de estas características que aparecen en libros de texto o Internet. Sin embargo, al ser experiencias de cátedra que se llevarán a cabo en centros de educación secundaria y bachillerato, han de ser experimentos sencillos que no requieran gran cantidad de material, tiempo y dinero. En este punto es donde aparecen ciertas dificultades, ya que los recortes presupuestarios no permiten que se realicen gastos extraordinarios aunque sean pequeños. Como hemos demostrado en esta Memoria a partir de una inversión inicial no muy grande, se pueden realizar estos experimentos de cátedra durante varios años. También hay que tener en cuenta que en 2º de Bachillerato hay problemas de tiempo por la presión en la impartición de los amplios temarios de este curso. Sin embargo, hemos demostrado que estas experiencias solo ocuparían 5 medias clases a lo largo del curso. Hay otro problema derivado del número de estudiantes en la clase y de su atención durante los experimentos de cátedra, aunque en este curso los alumnos están más interesados por los contenidos y, realmente, el experimento solo dura 10-15 minutos.

En general, de las experiencias de cátedra se puede concluir que:

- Facilitan la comprensión de los contenidos teóricos y proporcionan un aprendizaje más sencillo.
- Provocan un aumento del interés y motivación por parte del alumnado en la asignatura de química.
- La realización de dichas experiencias exige una preparación previa específica por parte del profesor.
- Se necesitan materiales y reactivos, aunque en el caso de estas experiencias el coste es muy bajo.

Bibliografía

BIBLIOGRAFÍA

Libros de texto:

Sauret, M.; (2016) Química. 2º de Bachillerato. 1ª edición. Madrid: Código Bruño. ISBN: 978-84-696-1163-0

Zubiaurre, S.; Arsuaga, J. M.; Garzón, B.; (2009) Química. 2º de Bachillerato. 1ª edición. Madrid: Grupo Anaya S.A. ISBN: 978-84-667-8267-8

Libros de consulta:

Petrucci, R. H.; Geoffrey, F.; Madura, J. D.; Bissonnette, C.; (2011) Química General. 10ª edición. Madrid. Pearson Education.

Atkins, P.; Jones, L.; (2012) Principios de Química. 5ª edición. (Edición española). Madrid. Editorial Medica Panoamericana.

Ebbing, D. D.; Gammon, S. D.; (2010) Química General. 9ª edición. México. Cengage Learning.

Legislación de Química de 2º de bachillerato:

BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, Pág. 32808 a 32814.

Bibliografía web:

- Cinética química. Estudio de la velocidad de una reacción:

<http://www.quimitube.com/reacciones-oscilantes-reloj-de-yodo> (imágenes)

- Equilibrios químicos:

<http://www.cac.es/cursomotivar/resources/document/2011/8.pdf>

<http://aulas.iesjorgemanrique.com/calculus/quimica/practicaslaboratorio/cromatografia/equilcromatografia.html> (imágenes)

- Determinación de la acidez de un vinagre

<http://www.analytica-2-0.com/fotos/alkali/Practicafotosalkali3.htm> (imágenes)

- Construcción de una pila Daniell:

<http://aulas.iesjorgemanrique.com/calculus/quimica/practicaslaboratorio/piladaniell/piladaniell.html>
(imágenes)

- Fabricación de plástico casero:

<http://aulas.iesjorgemanrique.com/calculus/quimica/practicaslaboratorio/alkyl/alkyl.html>

<https://es.pinterest.com/gnomettet/homemade-science-kits/> (imagen)

Suministro de material y reactivos:

<https://es.fishersci.com/es/>

Anexo

ANEXO: Química en 2º de Bachillerato

BOCYL nº 86 de 08 de mayo de 2015, 32808 a 32814

CONTENIDOS

Bloque I: “La actividad científica”

- Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.
- Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados. Fuentes de información científica.
- El laboratorio de química: actividad experimental, normas de seguridad e higiene, riesgos, accidentes más frecuentes, equipos de protección habituales, etiquetado y pictogramas de los distintos tipos de productos químicos.
- Características de los instrumentos de medida. Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.
- Uso de las TIC para la obtención de información química.
- Programas de simulación de experiencias de laboratorio.
- Uso de las técnicas gráficas en la representación de resultados experimentales.

Bloque II: “Origen y evolución de los componentes de Universo”

- Estructura de la materia. Modelo atómico de Thomson. Modelos de Rutherford.
- Hipótesis de Planck. Efecto fotoeléctrico.
- Modelo atómico de Bohr. Explicación de los espectros atómicos. Modelo de Sommerfeld.
- Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg. Modelo de Schrödinger.
- Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación. Configuraciones electrónicas.
- Niveles y subniveles de energía en el átomo. El espín.
- Partículas subatómicas: origen del Universo, leptones y quarks. Formación natural de los elementos químicos en el universo.
- Número atómico y número másico. Isótopos. Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.

- Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico e iónico, número de oxidación, carácter metálico.
- Enlace químico.
- Enlace iónico. Redes iónicas. Energía reticular. Ciclo de Born-Haber.
- Propiedades de las sustancias con enlace iónico.
- Enlace covalente. Teoría de Lewis.
- Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).
- Geometría y polaridad de las moléculas.
- Teoría del enlace de valencia (TEV), hibridación y resonancia.
- Teoría del orbital molecular. Tipos de orbitales moleculares.
- Propiedades de las sustancias con enlace covalente, moleculares y no moleculares.
- Enlace metálico.
- Modelo del gas electrónico y teoría de bandas.
- Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.
- Naturaleza de las fuerzas intermoleculares. Enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals.
- Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.

Boque III: “Reacciones químicas”

- Concepto de velocidad de reacción. Medida de la velocidad de reacción.
- Teoría de colisiones y del complejo activado. Ecuación de Arrhenius.
- Ecuación de velocidad y orden de reacción.
- Mecanismos de reacción. Etapa elemental y molecularidad.
- Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.
- Catalizadores. Tipos: catálisis homogénea, heterogénea, enzimática, autocatálisis. Utilización de catalizadores en procesos industriales. Los catalizadores en los seres vivos. El convertidor catalítico.
- Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla: K_c , K_p , K_x . Cociente de reacción. Grado de disociación.
- Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Châtelier.
- Equilibrios químicos homogéneos. Equilibrios con gases.
- La constante de equilibrio termodinámica.

- Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación. Concepto de solubilidad. Factores que afectan a la solubilidad. Producto de solubilidad. Efecto de ion común.
- Aplicaciones analíticas de las reacciones de precipitación: precipitación fraccionada, disolución de precipitados.
- Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana. Proceso de Haber–Bosch para obtención de amoníaco.
- Equilibrio ácido-base.
- Concepto de ácido-base. Propiedades generales de ácidos y bases.
- Teoría de Arrhenius. Teoría de Brønsted-Lowry.
- Teoría de Lewis.
- Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización. Constante ácida y constante básica.
- Equilibrio iónico del agua.
- Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico.
- Volumetrías de neutralización ácido-base. Procedimiento y cálculos. Gráficas en una valoración. Sustancias indicadoras. Determinación del punto de equivalencia.
- Reacción de hidrólisis. Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales: casos posibles.
- Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.
- Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo.
- Problemas medioambientales. La lluvia ácida.
- Equilibrio redox. Tipos de reacciones de oxidación–reducción.
- Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación.
- Ajuste de ecuaciones de reacciones redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
- Potencial de reducción estándar.
- Pilas galvánicas. Electrodo. Potenciales de electrodo. Electrodo de referencia.
- Espontaneidad de las reacciones redox. Predicción del sentido de las reacciones redox.
- Volumetrías redox. Procedimiento y cálculos.
- Electrolisis. Leyes de Faraday de la electrolisis. Procesos industriales de electrolisis.
- Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

Boque IV: “Síntesis orgánica y nuevos materiales”

- La química del carbono. Enlaces. Hibridación.
- Estudio de funciones orgánicas. Radicales y grupos funcionales.
- Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.
- Tipos de isomería. Isomería estructural. Estereoisomería.
- Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados, tioles, perácidos. Compuestos orgánicos polifuncionales.
- Reactividad de compuestos orgánicos. Efecto inductivo y efecto mesómero.
- Ruptura de enlaces en química orgánica. Rupturas homopolar y heteropolar.
- Reactivos nucleófilos y electrófilos.
- Tipos de reacciones orgánicas. Reacciones orgánicas de sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.
- Las reglas de Markovnikov y de Saytzeff.
- Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: alcoholes, ácidos carboxílicos, ésteres, aceites, ácidos grasos, perfumes y medicamentos.
- Macromoléculas y materiales polímeros. Reacciones de polimerización. Tipos. Clasificación de los polímeros.
- Polímeros de origen natural: polisacáridos, caucho natural, proteínas. Propiedades.
- Polímeros de origen sintético: polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita. Propiedades.
- Fabricación de materiales plásticos y sus transformados. Aplicaciones. Impacto medioambiental.
- Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar en alimentación, agricultura, biomedicina, ingeniería de materiales, energía.

CONTENIDOS ESTRUCTURADOS EN UNIDADES DIDÁCTICAS

Bloque de contenidos	Unidades didácticas
<i>La actividad científica.</i>	
<i>Origen y evolución de los componentes del Universo.</i>	1. Principios de la química.
	2. Sistema periódico de los elementos.
	3. Enlace químico y propiedades de las sustancias.
<i>Reacciones químicas.</i>	4. Energía de las reacciones químicas. Espontaneidad.
	5. Equilibrio químico y cinética química.
	6. Ácidos y bases. Reacciones de transferencia de protones.
	7. Reacciones redox o de intercambio de electrones.
<i>Síntesis orgánica y nuevos materiales.</i>	8. Fundamento de la química del carbono.
	9. Propiedades e importancia de los compuestos del carbono.
	10. Química e industria.

CRITERIOS DE EVALUACIÓN

Bloque I: “La actividad científica”

1. Realizar interpretaciones, predicciones y representaciones de fenómenos químicos a partir de los datos de una investigación científica y obtener conclusiones.
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.
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.
4. Analizar, diseñar, elaborar, comunicar y defender informes de carácter científico realizando una investigación basada en la práctica experimental.

Bloque II: “Origen y evolución de los componentes de Universo”

1. Analizar cronológicamente los modelos atómicos hasta llegar al modelo actual discutiendo sus limitaciones y la necesidad de uno nuevo.
2. Reconocer la importancia de la teoría mecanocuántica para el conocimiento del átomo y diferenciarla de teorías anteriores.
3. Explicar los conceptos básicos de la mecánica cuántica: dualidad onda-corpúsculo e incertidumbre.
4. Describir las características fundamentales de las partículas subatómicas diferenciando los distintos tipos.
5. Establecer la configuración electrónica de un átomo relacionándola con su posición en la Tabla Periódica.
6. Identificar los números cuánticos para un electrón según en el orbital en el que se encuentre.
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.
8. Utilizar el modelo de enlace correspondiente para explicar la formación de moléculas, de cristales y estructuras macroscópicas y deducir sus propiedades.
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.
10. Describir las características básicas del enlace covalente empleando diagramas de Lewis y utilizar la TEV para su descripción más compleja.

11. Emplear la teoría de la hibridación para explicar el enlace covalente y la geometría de distintas moléculas.
12. Conocer las propiedades de los metales empleando las diferentes teorías estudiadas para la formación del enlace metálico.
13. Explicar la posible conductividad eléctrica de un metal empleando la teoría de bandas.
14. Reconocer los diferentes tipos de fuerzas intermoleculares y explicar cómo afectan a las propiedades de determinados compuestos en casos concretos.
15. Diferenciar las fuerzas intramoleculares de las intermoleculares en compuestos

Boque III: “Reacciones químicas”

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.
2. Justificar cómo la naturaleza y concentración de los reactivos, la temperatura y la presencia de catalizadores modifican la velocidad de reacción.
3. Conocer que la velocidad de una reacción química depende de la etapa limitante según su mecanismo de reacción establecido.
4. Aplicar el concepto de equilibrio químico para predecir la evolución de un sistema.
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.
6. Relacionar K_c y K_p en equilibrios con gases, interpretando su significado.
7. Resolver problemas de equilibrios homogéneos, en particular en reacciones gaseosas, y de equilibrios heterogéneos, con especial atención a los de disolución-precipitación y a sus aplicaciones analíticas.
8. Aplicar el principio de Le Châtelier 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.
9. Valorar la importancia que tiene el principio Le Châtelier en diversos procesos industriales.
10. Explicar cómo varía la solubilidad de una sal por el efecto de un ion común.
11. Aplicar la teoría de Brønsted para reconocer las sustancias que pueden actuar como ácidos o bases.
12. Determinar el valor del pH de distintos tipos de ácidos y bases y relacionarlo con las constantes ácida y básica y con el grado de disociación.
13. Explicar las reacciones ácido-base y la importancia de alguna de ellas así como sus aplicaciones prácticas.

14. Justificar el pH resultante en la hidrólisis de una sal.
15. Utilizar los cálculos estequiométricos necesarios para llevar a cabo una reacción de neutralización o volumetría ácido-base.
16. Conocer las distintas aplicaciones de los ácidos y bases en la vida cotidiana tales como productos de limpieza, cosmética, etc.
17. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.
18. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.
19. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, relacionándolo con el potencial de Gibbs y utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.
20. Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.
21. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.
22. Conocer algunas de las 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.

Boque IV: "Síntesis orgánica y nuevos materiales"

1. Reconocer los compuestos orgánicos, según la función que los caracteriza.
2. Formular compuestos orgánicos sencillos con varias funciones.
3. Representar isómeros a partir de una fórmula molecular dada.
4. Identificar los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox.
5. Escribir y ajustar reacciones de obtención o transformación de compuestos orgánicos en función del grupo funcional presente.
6. Valorar la importancia de la química orgánica vinculada a otras áreas de conocimiento e interés social.
7. Determinar las características más importantes de las macromoléculas.
8. Representar la fórmula de un polímero a partir de sus monómeros y viceversa.
9. Describir los mecanismos más sencillos de polimerización y las propiedades de algunos de los principales polímeros de interés industrial.

10. Conocer las propiedades y obtención de algunos compuestos de interés en biomedicina y en general en las diferentes ramas de la industria.
11. Distinguir las principales aplicaciones de los materiales polímeros, según su utilización en distintos ámbitos.
12. Valorar la utilización de las sustancias orgánicas en el desarrollo de la sociedad actual y los problemas medioambientales que se pueden derivar.

ESTÁNDARES EVALUABLES DE APRENDIZAJE

Bloque I: “La actividad científica”

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.
2. Utiliza el material e instrumentos de laboratorio empleando las normas de seguridad adecuadas para la realización de diversas experiencias químicas.
3. Elabora información y relaciona los conocimientos químicos aprendidos con fenómenos de la naturaleza y las posibles aplicaciones y consecuencias en la sociedad actual. Localiza y utiliza aplicaciones y programas de simulación de prácticas de laboratorio. Realiza y defiende un trabajo de investigación utilizando las TIC.
4. Analiza la información obtenida principalmente a través de Internet identificando las principales características ligadas a la fiabilidad y objetividad del flujo de información científica. 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 II: “Origen y evolución de los componentes de Universo”

1. Explica las limitaciones de los distintos modelos atómicos relacionándolo con los distintos hechos experimentales que llevan asociados. Calcula el valor energético correspondiente a una transición electrónica entre dos niveles dados relacionándolo con la interpretación de los espectros atómicos.
2. Diferencia el significado de los números cuánticos según Bohr y la teoría mecanocuántica que define el modelo atómico actual, relacionándolo con el concepto de órbita y orbital.

3. Determina longitudes de onda asociadas a partículas en movimiento para justificar el comportamiento ondulatorio de los electrones. Justifica el carácter probabilístico del estudio de partículas atómicas a partir del principio de incertidumbre de Heisenberg.
4. 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.
5. Determina la configuración electrónica de un átomo, conocida su posición en la Tabla Periódica y los números cuánticos posibles del electrón diferenciador.
6. Justifica la reactividad de un elemento a partir de la estructura electrónica o su posición en la Tabla Periódica.
7. Argumenta la variación del radio atómico, potencial de ionización, afinidad electrónica y electronegatividad en grupos y periodos, comparando dichas propiedades para elementos diferentes.
8. 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.
9. Aplica el ciclo de Born-Haber para el cálculo de la energía reticular de cristales iónicos. 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.
10. Determina la polaridad de una molécula utilizando el modelo o teoría más adecuados para explicar su geometría. Representa la geometría molecular de distintas sustancias covalentes aplicando la TEV y la TRPECV.
11. Da sentido a los parámetros moleculares en compuestos covalentes utilizando la teoría de hibridación para compuestos inorgánicos y orgánicos.
12. Explica la conductividad eléctrica y térmica mediante el modelo del gas electrónico aplicándolo también a sustancias semiconductoras y superconductoras.
13. Describe el comportamiento de un elemento como aislante, conductor o semiconductor eléctrico utilizando la teoría de bandas. Conoce y explica algunas aplicaciones de los semiconductores y superconductores analizando su repercusión en el avance tecnológico de la sociedad.
14. Justifica la influencia de las fuerzas intermoleculares para explicar cómo varían las propiedades específicas de diversas sustancias en función de dichas interacciones.
15. Compara la energía de los enlaces intramoleculares en relación con la energía correspondiente a las fuerzas intermoleculares justificando el comportamiento fisicoquímico de las moléculas.

Boque III: “Reacciones químicas”

1. Obtiene ecuaciones cinéticas reflejando las unidades de las magnitudes que intervienen.
2. Predice la influencia de los factores que modifican la velocidad de una reacción. 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. Deduce el proceso de control de la velocidad de una reacción química identificando la etapa limitante correspondiente a su mecanismo de reacción.
4. Interpreta el valor del cociente de reacción comparándolo con la constante de equilibrio previendo la evolución de una reacción para alcanzar el equilibrio. 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.
5. Halla el valor de las constantes de equilibrio, K_c y K_p , para un equilibrio en diferentes situaciones de presión, volumen o concentración. 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.
6. Utiliza el grado de disociación aplicándolo al cálculo de concentraciones y constantes de equilibrio K_c y K_p .
7. 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.
8. Aplica el principio de Le Châtelier 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.
9. 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.
10. Calcula la solubilidad de una sal interpretando cómo se modifica al añadir un ion común.
11. Justifica el comportamiento ácido o básico de un compuesto aplicando la teoría de Brønsted-Lowry de los pares de ácido-base conjugados.
12. 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.
13. Describe el procedimiento para realizar una volumetría ácido-base de una disolución de concentración desconocida, realizando los cálculos necesarios.

14. 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.
15. 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.
16. Reconoce la acción de algunos productos de uso cotidiano como consecuencia de su comportamiento químico ácido-base.
17. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
18. Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.
19. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes. Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.
20. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.
21. 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.
22. 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. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.

Boque IV: "Síntesis orgánica y nuevos materiales"

1. Relaciona la forma de hibridación del átomo de carbono con el tipo de enlace en diferentes compuestos representando gráficamente moléculas orgánicas sencillas.
2. Diferencia distintos hidrocarburos y compuestos orgánicos que poseen varios grupos funcionales, nombrándolos y formulándolos.
3. Distingue los diferentes tipos de isomería representando, formulando y nombrando los posibles isómeros, dada una fórmula molecular.
4. Identifica y explica los principales tipos de reacciones orgánicas: sustitución, adición, eliminación, condensación y redox, prediciendo los productos, si es necesario.

5. 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.
6. Relaciona los principales grupos funcionales y estructuras con compuestos sencillos de interés biológico.
7. Reconoce macromoléculas de origen natural y sintético.
8. A partir de un monómero diseña el polímero correspondiente explicando el proceso que ha tenido lugar.
9. Utiliza las reacciones de polimerización para la obtención de compuestos de interés industrial como polietileno, PVC, poliestireno, caucho, poliamidas y poliésteres, poliuretanos, baquelita.
10. Identifica sustancias y derivados orgánicos que se utilizan como principios activos de medicamentos, cosméticos y biomateriales valorando la repercusión en la calidad de vida.
11. 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.
12. 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.

