

**Máster Universitario en Formación del Profesorado de ESO y  
Bachillerato, FP y Enseñanzas de Idiomas**

**Especialidad de Física y Química**

**Didáctica de la Química**

**Curso 2022-2023**



**Facultad de Educación – Centro de Formación del Profesorado  
Universidad Complutense de Madrid**

**SECUENCIA DIDÁCTICA 2º BACHILLERATO**

**ASIGNATURA: QUÍMICA**

**Galvanoplastia: protección de objetos metálicos**

**Grupo 6**

**Carlos Agüero Ballesteros**

**Alejandro Andrés Díaz**

**M<sup>a</sup> Carmen Lorenzo Aparicio**

**Daniel Sanz Villanueva**

## Contenido

1.	Introducción	1
2.	Análisis de contexto	3
2.1.	El tiempo y el material como factores limitantes	3
2.2.	El currículo escolar	3
3.	Análisis didáctico	7
3.1.	Características del alumnado. Concepciones alternativas	7
3.2.	Selección de contenidos	10
3.3.	Relación entre los contenidos	13
4.	Estrategias didácticas	14
4.1.	Presupuestos metodológicos	14
4.2.	Diseño y secuencia de actividades	17
5.	Evaluación	45
5.1.	Criterios de evaluación	45
5.2.	La evaluación en el marco de las competencias	48
6.	Bibliografía	56

## 1. Introducción

Se puede afirmar que la ciencia es el pilar fundamental de la sociedad del conocimiento y que, gracias a ella, se logran avances en distintos campos, como el cultural, económico o tecnológico entre otros. Debido a la diversidad de campos en los que se puede emplear la ciencia como método para la búsqueda de conocimiento, se puede hablar de distintos tipos de ciencia en función del campo de estudio como, por ejemplo, pueden ser las ciencias formales, naturales o sociales (Roudgarmi, 2011). Para tratar el tema de esta Secuencia Didáctica (SD), la galvanoplastia, es conveniente un planteamiento educativo orientado hacia la aplicación industrial de este concepto en distintos procesos que permitan la modificación superficial de distintos materiales.

La enseñanza de los conceptos de la galvanoplastia y los relacionados con él, que permitan a los alumnos entender cómo funciona el proceso y aprender a reconocer o diseñar procesos sencillos donde se aplique, requiere del dominio de otras áreas, además de la Química. En este sentido, esta SD va a seguir un planteamiento educativo orientado hacia la educación STEM (*Science, Technology, Engineering and Mathematics*, en inglés) que pretende la integración y comprensión de los conocimientos relacionados con la Ciencia, la Tecnología, la Ingeniería y las Matemáticas, dentro de un marco de enseñanza-aprendizaje.

El concepto de educación STEM aparece a principios de los 90 y es utilizado por primera vez por la National Science Foundation de Estados Unidos, aunque no se generaliza hasta 2005 (M. Sanders, 2009). Desde su aparición, han existido distintas formas de aplicar el concepto de educación STEM. Sin embargo, en todas las ocasiones se reconoce la necesidad de integrar las distintas áreas de conocimiento debido a que en los problemas del mundo real las disciplinas no están aisladas y normalmente es imposible alcanzar una solución solamente con los conocimientos de un área (Beane, 1995). La ley educativa actual (LOMLOE) establece un modelo de aprendizaje competencial, basado en la adquisición de ocho competencias, donde una de ellas es la STEM. Generalmente, este enfoque está basado en la resolución de proyectos, pero en esta SD la organización de las actividades se planteará como secuencias de aprendizaje, con el objetivo de crear situaciones que permitan a los estudiantes desarrollar un

aprendizaje significativo y que sean conscientes de la aplicabilidad de la ciencia en la vida cotidiana.

Por otra parte, desde un punto de vista psicológico, esta SD va a estar enfocada desde el constructivismo y más concretamente, desde el cambio conceptual, un modelo que pretende lograr cambios en las ideas previas de los alumnos y donde ellos construyen su propio conocimiento (Rodrigo y Cubero, 2000). Desde esta perspectiva, la educación no consiste en la mera transferencia de conocimiento del profesor a sus alumnos. Desde el constructivismo, la educación consiste en la confrontación de las ideas del alumno con una realidad que pueda plantear un conflicto cognitivo. Posteriormente, mediante la investigación, individual o en grupo, el alumno construye su propio conocimiento. El profesor tiene el papel de orientador, ayudando al alumno a detectar el conflicto cognitivo y a facilitar la construcción de su propio conocimiento. Por lo tanto, la figura del profesor deja de ser la de transmisor de información para adoptar funciones que permitan el “andamiaje” en la construcción del conocimiento por parte del alumnado.

Finalmente, debido a la necesidad de conocer otros conceptos para tratar el tema de la galvanoplastia y su aplicación en procesos de modificación superficial de distintos materiales, en esta Secuencia Didáctica (SD) se trabajarán con otros conceptos relacionados con las reacciones de oxidación-reducción y con la electroquímica.

En resumen, los principios en los que se basa esta SD son:

- La relación de algunos conceptos de reacciones redox y electroquímica con la galvanoplastia.
- La gran importancia de la aplicación de la galvanoplastia como proceso que permite la modificación de ciertos materiales.
- El seguimiento de la metodología de educación STEM, por medio de una secuencia de actividades de aprendizaje, con el fin de integrar los conceptos de la galvanoplastia desde el punto de vista químico, el ingenieril para entender un proceso industrial y el tecnológico para la modificación de los materiales.

## 2. Análisis de contexto

En el presente apartado se analizan los elementos que forman parte del proceso educativo: el centro escolar, el alumnado y el contenido que se va a impartir. Además, en función del contenido de la SD, se realiza una previsión del tiempo necesario y de los recursos requeridos para su impartición.

### 2.1. El tiempo y el material como factores limitantes

Para desarrollar el contenido de la SD se utilizarán entre 8 y 10 sesiones de 50 minutos aproximadamente. A lo largo de las sesiones se realizarán distintas actividades destinadas al estudio de la galvanoplastia y su aplicación en procesos industriales. Para ello, se han diseñado algunas actividades de investigación que serán realizadas en el laboratorio de Física y Química del centro escolar. También se ha incluido una salida con la que se pretende mostrar aplicaciones reales del tema tratado en esta SD.

### 2.2. El currículo escolar

El Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establece la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (BOE núm. 82, de 6 de abril de 2022) indica:

*“En la naturaleza existen infinidad de procesos y fenómenos que la ciencia trata de explicar a través de diferentes leyes y teorías. El aprendizaje de disciplinas científicas empíricas como la química fomenta en los estudiantes el interés por comprender la realidad y valorar la relevancia de esta ciencia tan completa y versátil a partir del conocimiento de las aplicaciones que tiene en distintos contextos. Mediante el estudio de la química se consigue que el alumnado desarrolle competencias para comprender y describir cómo es la composición y la naturaleza de la materia y cómo se transforma. A lo largo de la Educación Secundaria Obligatoria y el 1.er curso de Bachillerato, el alumnado se ha iniciado en el conocimiento de la química y, mediante una primera aproximación, ha aprendido los principios básicos de esta ciencia, y cómo estos se aplican a la descripción de los fenómenos químicos más sencillos. A partir de aquí, el propósito principal de esta materia en 2.º de Bachillerato es profundizar sobre estos conocimientos para aportar al alumnado una visión más amplia de esta ciencia, y otorgarle una base química suficiente y las habilidades experimentales necesarias, con el doble fin de desarrollar un interés por la química y de que puedan continuar, si así lo desean, estudios relacionados.*

*Para alcanzar esta doble meta, este currículo de la materia de Química en 2.º curso de Bachillerato propone un conjunto de competencias específicas de marcado carácter abierto y generalista, pues se entiende que el aprendizaje competencial requiere de una metodología muy particular adaptada a la situación del grupo. Entender los fundamentos de los procesos y*

*fenómenos químicos, comprender cómo funcionan los modelos y las leyes de la química y manejar correctamente el lenguaje químico forman parte de las competencias específicas de la materia. Otros aspectos referidos al buen concepto de la química como ciencia y sus relaciones con otras áreas de conocimiento, el desarrollo de técnicas de trabajo propias del pensamiento científico y las repercusiones de la química en los contextos industrial, sanitario, económico y medioambiental de la sociedad actual completan la formación competencial del alumnado, proporcionándole un perfil adecuado para desenvolverse según las demandas del mundo real.*

*A través del desarrollo de las competencias y los bloques de saberes asociados se logra una formación completa del alumnado en química. No obstante, para completar el desarrollo curricular de esta materia es necesario definir también sus criterios de evaluación que, como en el resto de las materias de este currículo, son de carácter competencial por estar directamente relacionados con cada una de las competencias específicas que se han propuesto y con los descriptores competenciales del Bachillerato. Por este motivo, el currículo de la materia de Química de 2.º de Bachillerato presenta, para cada una de las competencias específicas, un conjunto de criterios de evaluación que tienen un carácter abierto, yendo más allá de la mera evaluación de conceptos y contemplando una evaluación holística y global de los conocimientos, destrezas y actitudes propios de las competencias definidas para esta materia.*

*El aprendizaje de la Química en 2º de Bachillerato estructura los saberes básicos en tres grandes bloques, que están organizados de manera independiente de forma que permitan abarcar los conocimientos, destrezas y actitudes básicos de esta ciencia adecuados a esta etapa educativa. Aunque se presenten en este documento con un orden prefijado, al no existir una secuencia definida para los bloques, la distribución a lo largo de un curso escolar permite una flexibilidad en temporalización y metodología.*

*En el primer bloque se profundiza sobre la estructura de la materia y el enlace químico, haciendo uso de principios fundamentales de la mecánica cuántica para la descripción de los átomos, su estructura nuclear y su corteza electrónica, y para el estudio de la formación y las propiedades de elementos y compuestos a través de los distintos tipos de enlaces químicos y de fuerzas intermoleculares.*

*El segundo bloque de saberes básicos introduce los aspectos más avanzados de las reacciones químicas sumando, a los cálculos estequiométricos de cursos anteriores, los fundamentos termodinámicos y cinéticos. A continuación, se incluye el estado de equilibrio químico resaltando la importancia de las reacciones reversibles en contextos cotidianos, para terminar, se presentan ejemplos de reacciones químicas que deben ser entendidas como equilibrios químicos, como son las que se producen en la formación de precipitados, entre ácidos y bases y entre pares redox conjugados.*

*Por último, el tercer bloque abarca el amplio campo de la química en el que se describen a fondo la estructura y la reactividad de los compuestos orgánicos. Por su gran relevancia en la sociedad actual, la química del carbono es indicativa del progreso de una civilización, de ahí la importancia de estudiar en esta etapa cómo son los compuestos orgánicos y cómo reaccionan, para aplicarlo en polímeros y plásticos.*

*Este enfoque está en la línea del aprendizaje STEM, con el que se propone trabajar de manera global todo el conjunto de las disciplinas científicas. Independientemente de la metodología aplicada en cada caso en el aula, es deseable que las programaciones didácticas de esta materia contemplen esta línea de aprendizaje para darle un carácter más competencial, si cabe, al aprendizaje de la química.” (págs. 115063-115065)*

*“La química, como disciplina de las ciencias naturales, trata de descubrir a través de los procedimientos científicos cuáles son los porqués últimos de los fenómenos que ocurren en la naturaleza y de darles una explicación plausible a partir de las leyes científicas que los rigen. Además, esta disciplina tiene una importante base experimental que la convierte en una ciencia versátil y de especial relevancia para la formación clave del alumnado que vaya a optar por continuar su formación en itinerarios científicos, tecnológicos o sanitarios.” (pág. 115065)*

*“La química utiliza lenguajes cuyos códigos son muy específicos y que es necesario conocer para trabajar en esta disciplina y establecer relaciones de comunicación efectiva entre los miembros de la comunidad científica. En un sentido amplio, esta competencia no se enfoca exclusivamente en utilizar de forma correcta las normas de la IUPAC para nombrar y formular, sino que también hace alusión a todas las herramientas que una situación relacionada con la química pueda requerir, como las herramientas matemáticas que se refieren a ecuaciones y operaciones, o los sistemas de unidades y las conversiones adecuadas dentro de ellos, por ejemplo.” (pág. 115066)*

*“En toda actividad científica la colaboración entre diferentes individuos y entidades es fundamental para conseguir el progreso científico. Trabajar en equipo, utilizar con solvencia herramientas digitales y recursos variados y compartir los resultados de los estudios, respetando siempre la atribución de los mismos, repercute en un crecimiento notable de la investigación científica, pues el avance es cooperativo. Que haya una apuesta firme por la mejora de la investigación científica, con hombres y mujeres que deseen dedicarse a ella por vocación, es muy importante para nuestra sociedad actual pues implica la mejora de la calidad de vida, la tecnología y la salud, entre otras.” (págs. 115066-115067)*

*“No es posible comprender profundamente los conceptos fundamentales de la química sin conocer las leyes y teorías de otros campos de la ciencia relacionados con ella. De la misma forma, es necesario aplicar las ideas básicas de la química para entender los fundamentos de otras disciplinas científicas. Al igual que la sociedad está profundamente interconectada, la química no es una disciplina científica aislada, y las contribuciones de la química al desarrollo de otras ciencias y campos de conocimiento (y viceversa) son imprescindibles para el progreso global de la ciencia, la tecnología y la sociedad.” (pág. 115067)*

Con la ley vigente, el currículo consiste, fundamentalmente, en un enfoque competencial en el que el modelo de aprendizaje está basado en la aplicación de los conocimientos. Como se ha mencionado en la introducción, esta SD se ha orientado hacia el desarrollo de las competencias STEM, desarrollando una serie de actividades que permitan aunar el conocimiento científico con su aplicación industrial.

En la Tabla 1, y siguiendo las prescripciones de dicho Real Decreto y conforme al DECRETO 64/2022, de 20 de julio, del Consejo de Gobierno, por el que se establecen para la Comunidad de Madrid la ordenación y el currículo del Bachillerato, se indican las competencias específicas y sus descriptores, los contenidos y los criterios de evaluación abordados en esta Secuencia Didáctica.

**Tabla 1. Vinculación de los criterios de evaluación y los saberes básicos para la Secuencia Didáctica que trata el tema de la galvanoplastia para Química de 2º de Bachillerato.**

Competencias específicas	1STEM	1STEM	1STEM	1STEM	1CE	1CE	2CCL	2STEM	2CD	2CE	3STEM	3CCL	3CE	4STEM	4STEM	4STEM	4CPSAA	5STEM	5STEM	5CD	5CD	6CC
Descriptores	1	2	2	3	1	1	2	2	5	1	4	1	3	1	5	5	5	2	3	1	2	4
Saberes/criterios de evaluación	1.2	1.2	1.3	1.3	1.1	1.3	2.3	2.3	2.3	2.3	3.1	3.3	3.2	4.3	4.1	4.3	4.3	5.3	5.3	5.1	5.4	6.2
<b>B. Reacciones químicas</b>																						
5. Reacciones redox																						
– Estado de oxidación		X						X			X		X					X		X		X
· Par redox (oxidante - reductor)		X						X		X	X		X					X		X		X
– Ajuste de ecuaciones químicas de oxidación-reducción		X					X	X		X	X		X					X		X	X	X
– Potencial estándar de un par redox. Espontaneidad del proceso electroquímico	X	X	X				X	X		X	X		X	X						X		X
– Leyes de Faraday: Cálculo de cantidad de carga y de sustancia en proceso electroquímico	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X		X	X								
– Recubrimiento de materiales mediante reacciones de electrolisis: galvanoplastia	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X

Las siguientes competencias específicas-descriptores se han omitido en la tabla al no relacionarse con los saberes de la SD: 2STEM-5, 3CCL-5, 3CPSAA-4, 4CE-2, 5STEM-1, 5CD-3, 5CD-5, 6STEM-4 Y 6CPSAA-3.2.



### 3. Análisis didáctico

En este apartado se llevará a cabo el análisis didáctico atendiendo al desarrollo de las características del alumnado y, por consiguiente, a las concepciones alternativas, y los contenidos que componen la SD en términos de competencias.

#### 3.1. Características del alumnado. Concepciones alternativas

Para abordar los contenidos que se quieren enseñar, es necesario conocer las características de los alumnos, por lo que haremos uso de las concepciones alternativas que estos presentan sobre el tema que trata esta SD, la galvanoplastia, ya que nos proporcionan una base sobre la que partir. Los alumnos a los que va dirigida esta secuencia didáctica son de 2º de bachillerato, por lo que las concepciones alternativas están dirigidas de forma específica al tema de electroquímica y a las reacciones redox.

Las principales dificultades que se encuentran a la hora de enseñar reacciones redox radican en la dificultad para comprender conceptos básicos sobre electroquímica como son el potencial estándar de reducción, la transferencia de electrones, identificar los agentes reductor y oxidante, conocer los números de oxidación, ajustar reacciones redox y conocer la fuerza de los agentes reductores y oxidantes involucrados en el proceso (De Jong, 1999). En la Tabla 2 se recogen las concepciones alternativas presentes en los alumnos, así como la idea científica correspondiente.

*Tabla 2. Concepciones alternativas sobre reacciones redox.*

Concepción alternativa	Concepción científica
Dificultad de los alumnos para utilizar los potenciales estándar de reducción para predecir la espontaneidad de las reacciones (Allsop y George, 1982).	Los potenciales estándar de reducción están tabulados, un electrodo reducirá a todos aquellos que está en situados por encima de él y será reducido por todos los que están por debajo. Si el potencial de la reacción es positivo, el proceso es

	espontáneo, mientras que si es negativo el proceso será no espontáneo.
<p>Celdas electroquímicas. Los estudiantes no son capaces de identificar aspectos relacionados con las celdas galvánicas (Garnett y Treagust, 1992):</p> <ul style="list-style-type: none"> <li>• No distinguen cual es el cátodo y el ánodo y la función que desempeñan.</li> <li>• La función del puente salino.</li> <li>• Como es el flujo de la corriente eléctrica.</li> </ul>	<p>En una celda electroquímica, el <b>cátodo</b> (electrodo positivo) es donde se produce la reducción y el <b>ánodo</b> (electrodo negativo), donde se produce la oxidación.</p> <p>El <b>puente salino</b> conecta los vasos donde se están produciendo las dos semirreacciones oxidación y reducción, y está lleno de una disolución de electrolito lo que permite la libre circulación de los iones de un vaso a otro.</p>
<p>Los electrones circulan a través del puente salino y las disoluciones electrolíticas (Ouge y Bradley, 1994).</p> <p>El flujo de corriente iónica en la disolución de electrolito y puente salino se debe al movimiento de los aniones únicamente (Sanger y Greenbow, 1997).</p>	<p>El <b>flujo de electrones o corriente eléctrica</b> se produce a través del cable que conecta los dos electrodos. En una celda electroquímica, los electrones circulan desde el ánodo hasta el cátodo.</p>
<p>Los alumnos no son capaces de explicar como se origina la corriente eléctrica (Sanger y Greenbow, 1997).</p> <p>Los conceptos de ánodo y cátodo dependen de la localización de estos en la celda: el cátodo siempre está cargado</p>	<p>La <b>corriente eléctrica</b> en una celda electroquímica se origina a partir de una reacción química, en la que una sustancia se oxida y cede electrones a otra, que se reduce.</p> <p>El <b>ánodo y el cátodo siempre se van a identificar con la oxidación y la reducción</b>, respectivamente. Pero el</p>

<p>positivamente y el ánodo, negativamente (Sanger y Greenbow, 1997).</p>	<p>signo o la carga de estos depende de si el proceso consume o no energía, es decir, en una celda electroquímica, el ánodo es negativo y el cátodo es positivo, mientras que, en una celda electrolítica, el ánodo es positivo y el cátodo es negativo.</p>
<p>La oxidación significa que el oxígeno está involucrado en el proceso (Schmidt, 1997).</p> <p>En el agua, la oxidación se produce porque el oxígeno del agua se une a la sustancia y se desprende hidrógeno gaseoso (Hesse y Anderson, 1992).</p> <p>El óxido formado es una mezcla de elementos (Hesse y Anderson, 1992).</p> <p>El óxido no se produce como consecuencia de una reacción química, si no que el óxido es una sustancia que se encuentra en el aire y que se deposita sobre la superficie del cobre, como si fuese una capa fina de pintura (Andersson, 1984).</p> <p>La corrosión se debe a la reacción química por dejar el clavo en contacto con el agua (Shollum, 1981; Andersson, 1986; Driver, 1983).</p>	<p>El <b>estado de oxidación</b> se define como la suma de cargas positivas y negativas de un átomo, lo cual indica indirectamente el número de electrones que el átomo ha aceptado o cedido. Si el número de oxidación aumenta, pierde electrones y, por lo tanto, el elemento se oxida. Puede o no estar involucrado el oxígeno.</p> <p>El óxido es un compuesto químico formado por al menos un átomo de oxígeno y un átomo de algún otro elemento. Se produce mediante una reacción química redox.</p> <p>La <b>corrosión</b> es un fenómeno que consiste en el <b>proceso de deterioro</b> de materiales metálicos mediante reacciones químicas. Es este proceso suelen intervenir varios factores</p>

	relacionados con el ambiente y las propiedades de los elementos involucrados.
--	---

### 3.2. Selección de contenidos

En la presente SD se trabaja el concepto de galvanoplastia y su aplicación para la resolución de algunos problemas. Se considera adecuado incluir otros conceptos relacionados con la electroquímica que son fundamentales para comprender el proceso de galvanoplastia y diseñar procesos donde pueda aplicarse. De esta manera, se asegura que las ideas y conceptos de los alumnos sobre la electroquímica que sirven como base para el estudio de la galvanoplastia son correctos, y en caso de que no lo sean, detectarlo y promover la construcción de los mismos antes de trabajar la galvanoplastia. A continuación, se trabajará en la construcción del conocimiento sobre la galvanoplastia y otras áreas del conocimiento, especialmente la ingeniería, integrándolas y enfocándolas hacia su aplicación.

Los contenidos incluidos en la Secuencia Didáctica se clasifican en las tres categorías asumidas en el Modelo para la Elaboración de las Secuencias Didácticas:

- Conocimientos: *El alumno tiene que saber que...*
- Capacidades: *El alumno tiene que ser capaz de...*
- Actitudes: *El alumno debe aprender a...*

De este modo, se presentan los conocimientos trabajados en la presente SD indicando entre paréntesis en cada caso los indicadores correspondientes para los conocimientos, las capacidades y las actitudes:

Tabla 3. Relación entre los contenidos y los indicadores para los conocimientos, capacidades y actitudes.

<b>Conocimientos:</b> <b>El alumno debe saber que:</b>	<b>Capacidades:</b> <b>El alumno tiene que ser capaz de:</b>	<b>Actitudes: El alumno debe aprender a:</b>
El estado de oxidación indica la cantidad de electrones que una especie química puede ceder o aceptar. (C1)	Identificar el estado de oxidación de las distintas especies químicas involucradas en la reacción redox antes y después de que ocurra. (A1)	
El estado de oxidación de los átomos puede variar y cuáles son los posibles estados de oxidación de cada átomo. (C1) (C3)		
En las reacciones redox se produce un intercambio de electrones entre las moléculas involucradas. Las especies que ceden electrones se oxidan (reductores) y las que los reciben se reducen (oxidante). (C1) (C2)	Plantear las reacciones de oxidación, de reducción y la reacción global y ajustarlas correctamente. (A3)	Identificar y plantear reacciones redox que puedan observarse en la vida cotidiana, reconociendo su importancia y función en la naturaleza o en procesos tecnológicos.
El potencial estándar de electrodo mide la tendencia de un electrodo a generar un proceso de reducción. (C1)	Calcular el potencial estándar del par redox y la variación de la energía libre de Gibbs.  Determinar si la reacción redox se da de manera espontánea o no. (A3) (A4) (CO1)	Relacionar la espontaneidad de las reacciones redox con cambios químicos observados en la naturaleza, analizando las consecuencias o el impacto económico negativo de dichas reacciones al
El potencial estándar de un par redox está relacionado con la variación de la energía		

libre de Gibbs, que determina la espontaneidad de la reacción. (C3)		producirse en ciertos materiales.
Se pueden producir cambios de estado de las especies químicas involucradas en una reacción redox. (C1)	Utilizar las leyes de Faraday para calcular la cantidad de carga y de sustancia involucradas en una reacción redox. (A2) (A3) (R3)	Relacionar las reacciones redox con procesos industriales de modificación de materiales mediante recubrimiento o de producción de sustancias.
La galvanoplastia consiste en la deposición de metales mediante reacciones redox que requieren de energía eléctrica (no espontáneas) y un cierto tiempo.  La adición de una fina capa metálica sobre otro material permite modificar sus propiedades superficiales. (C3) (C4)	Comprender, manejar y diseñar procesos en los que se aplique la galvanoplastia, como pueden ser procesos de recubrimiento para evitar la corrosión o fabricación de joyas. (A2) (R1) (R2) (R3) (R4) (R5) (R6) (R7) (CO1) (CO2)	Manejar el material de laboratorio empleado en procesos de galvanoplastia, respetando las normas de laboratorio. (Ac2)  Diferenciar las ventajas y desventajas en términos de dificultad, costes y consecuencias medioambientales de la galvanoplastia frente a otros procesos que sirvan para el mismo objetivo. (Ac1) (Ac2)

### 3.3. Relación entre los contenidos

Mediante el siguiente esquema se muestra la relación de los conceptos incluidos en la presente SD:

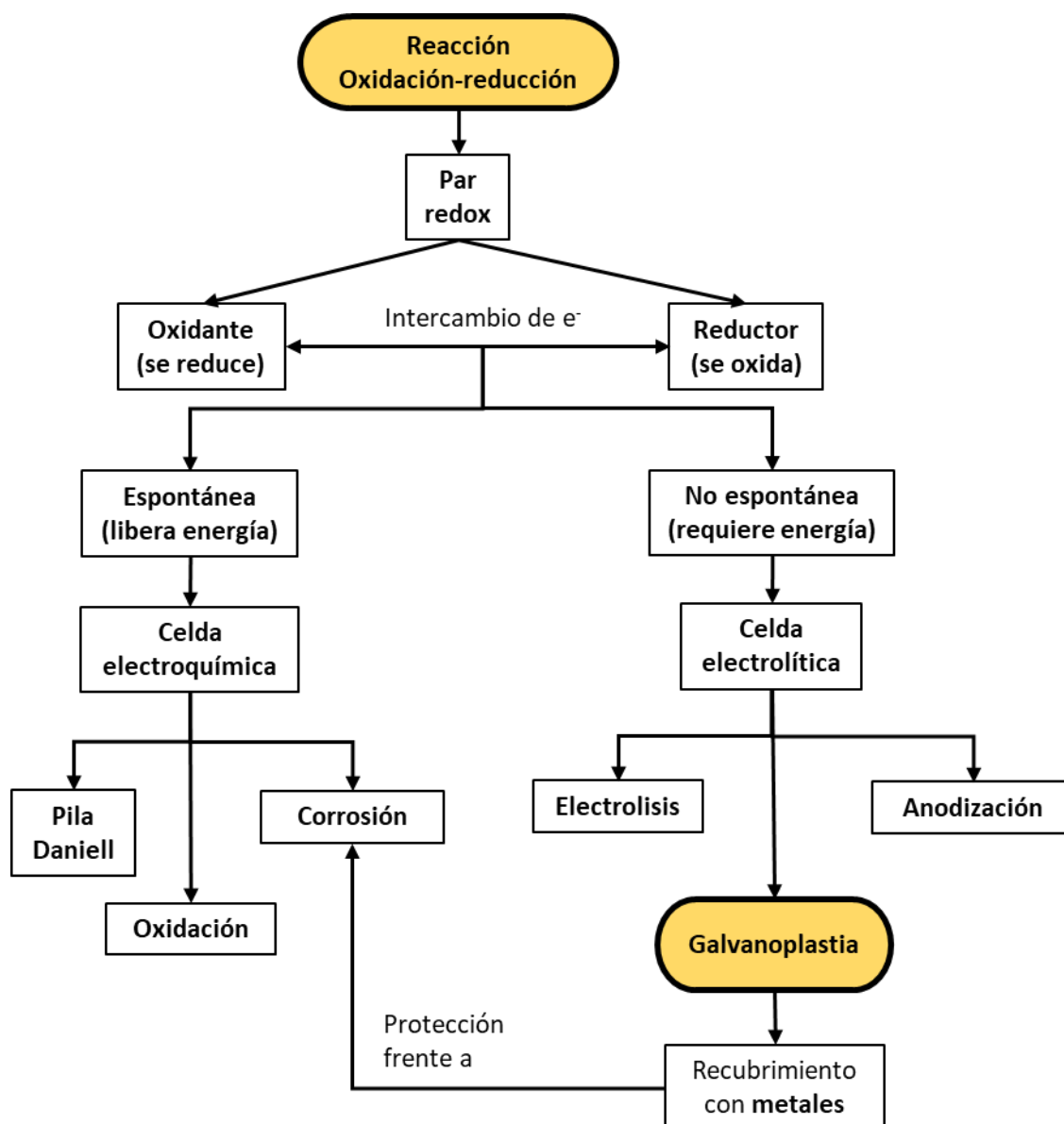


Figura 1. Mapa conceptual de los conceptos trabajados en la Secuencia Didáctica.

## 4. Estrategias didácticas

En este apartado se presentan las decisiones tomadas y los criterios elegidos para el diseño de las actividades que van a servir para trabajar los contenidos de la SD facilitando un proceso de aprendizaje adecuado.

### 4.1. Presupuestos metodológicos

Según el Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establece la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato (BOE núm. 82, de 6 de abril de 2022) se indica que las actividades educativas en el Bachillerato favorecerán la capacidad del alumnado para aprender por sí mismo, para trabajar en equipo y para aplicar los métodos de investigación apropiados. Asimismo, se prestará especial atención a la orientación educativa y profesional del alumnado incorporando la perspectiva de género. En la organización de los estudios de Bachillerato se prestará especial atención a los alumnos y las alumnas con necesidad específica de apoyo educativo. A estos efectos se establecerán las alternativas organizativas y metodológicas y las medidas de atención a la diversidad precisas para facilitar el acceso al currículo de este alumnado. En dicho proceso se priorizarán la comprensión, la expresión y la interacción oral. (págs. 46050-46051).

De forma más específica, en la Orden EFP/755/2022, de 31 de julio, por la que se establece la ordenación del Bachillerato (BOE de 5 de agosto de 2022) se recoge un apartado sobre Orientaciones metodológicas y para la evaluación (págs. 115071-115072):

*“La ciencia química constituye un conjunto de conocimientos, coherente y racional y se ha venido enseñando al alumnado en cursos anteriores como un patrón de conocimientos conectados y relacionados entre sí. Sin embargo, la mera transmisión de este cuerpo de conocimientos resulta insuficiente para alcanzar una visión clara de las razones por las que este modelo es universalmente aceptado y existe consenso en la comunidad científica para explicar los fenómenos asociados a la materia y la energía y sus aplicaciones en el desarrollo de la sociedad. La química es, ante todo, una ciencia experimental, y sus teorías, leyes y modelos que son aceptados debido al conocimiento del entorno que proporcionan. Contribuyen a esta aceptación los experimentos que los ponen a prueba, las preguntas a las que dan respuesta y la verificación de los resultados obtenidos a través del método científico. Por lo tanto, el enfoque metodológico que se ha de adoptar en la enseñanza de esta materia debe ser fundamentalmente*



*competencial, pues solamente este enfoque puede proporcionar un conocimiento claro de dicha naturaleza experimental y de su presencia en el contexto de la experiencia cotidiana, en el dominio de la ciencia en general y en el de la necesidad de proporcionar herramientas para la elaboración de opiniones informadas sobre preocupaciones sociales ligadas a los progresos de la ciencia en general y de la química en particular.*

*Se debe, pues, procurar que el alumnado aprenda mediante un formato de resolución de problemas prácticos o de investigación e indagación. Los docentes adquieren el papel de facilitadores o servirán de consultores, y el alumnado estará implicado activamente en descubrir y experimentar el mundo y la sociedad a través de la perspectiva de la química.*

*Los problemas y actividades propuestos al alumnado tendrán, asimismo, la mayor variedad de formatos posible, de manera que se puedan enfocar de acuerdo con su diversidad de motivaciones e intereses, que pueden estar interesados en el estudio de la química para la continuación de sus estudios en los múltiples campos donde se aplica esta ciencia. Debido a esta presencia en tantos ámbitos del conocimiento, el estudio de la química es especialmente adecuado para aplicar el Diseño universal para el aprendizaje, presentando los saberes y las actividades en múltiples formatos y diferentes puntos de vista (técnico, científico, medioambiental, biosanitario, etc.) que permitan que todo el alumnado encuentre aspectos de la química que le interesen y motiven, independientemente de sus características específicas.”*

De acuerdo con la legislación actual, la forma de trabajar la SD en el aula estará relacionada por los principios de procedimiento ya mencionados y establecidos. La SD estará dirigida a la aplicación de la galvanoplastia para el recubrimiento de metales, promoviendo la construcción de los conceptos relacionados con dicho proceso por parte del alumnado e integrando conceptos de otras áreas o materias, para lograr relacionar el tema estudiado con su uso en la industria.

Para lograrlo, se comenzará a tratar el tema de la galvanoplastia planteando actividades que permitan a los alumnos exponer sus ideas o concepciones previas, antes de que el profesor intervenga. De este modo, se pretende que los alumnos reflexionen acerca de sus ideas, desarrollen la capacidad de expresarlas y argumentarlas y, al mismo tiempo, se obtenga información sobre las concepciones de nuestros alumnos para poder trabajar sobre ellas. Para ello, se realizará un cuestionario con el objetivo de que los alumnos sean conscientes de cuáles son sus ideas previas y, una vez identificadas, mediante el uso diferentes recursos o actividades poder reestructurar ese conocimiento.

Con el diseño y la realización de las actividades por parte de los alumnos debería permitir que las clases sean dinámicas y entretenidas al fomentarse el debate y la participación, evitando así la pérdida de atención por parte del alumnado. Durante el

desarrollo de las primeras actividades, se pretende introducir algunos de los conceptos sobre los que se trabajará en el resto de la SD, de modo que nos permita saber si los alumnos los comprenden o cuáles son las ideas iniciales que pueden tener sobre ellos y ayudarles a empezar a construir estos nuevos conceptos.

A continuación, se fomentarán otro tipo de actividades donde los alumnos formen grupos y trabajen como equipos de investigadores mientras que el profesor interviene como guía u orientador durante su investigación, ayudándoles a construir los nuevos conceptos. Para este tipo de actividades, se plantearán situaciones a los alumnos que requieran seguir un procedimiento basado en metodologías científicas para su resolución, donde planteen hipótesis y diseñen experimentos para contrastarlas. Además, durante la resolución de este tipo de actividades se trabajará sobre la aplicación de los conceptos trabajados para la obtención de materiales utilizados u observados en la vida cotidiana, fomentando el interés por parte de los alumnos al trabajar temas cercanos a ellos. En este tipo de actividades será necesario desarrollar la capacidad de comunicación y debate dentro de los grupos, entender y aplicar una metodología científica para la resolución de problemas y comprender los conceptos para poder diseñar una situación real donde se apliquen. Durante el proceso para lograrlo, los alumnos se enfrentarán a situaciones donde sus ideas entren en conflicto con sus observaciones o con las ideas de sus compañeros, siendo necesario diseñar experimentos que permitan contrastar dichas ideas, construyendo unas nuevas o adquiriendo conceptos durante el proceso para explicar la realidad.

En la siguiente parte de la SD, el trabajo se centrará en la galvanoplastia para la resolución de problemas reales y el diseño de procesos, considerando sus ventajas y desventajas frente a otras soluciones. En las actividades diseñadas para trabajar la aplicación, se introducirán y trabajarán conceptos de otras áreas, especialmente la ingeniería, de modo que no se trabaje la galvanoplastia de una forma aislada, si no que se tengan en cuenta otros aspectos que hagan viable su aplicación frente a otras alternativas. Al tratar conceptos de otras áreas, se realizará una primera tarea donde los alumnos expongan los conceptos que tienen al respecto. A continuación, se pretende planificar una visita a una planta industrial que incluya una etapa de galvanoplastia, donde los alumnos puedan ver las características del proceso a escala industrial y su

aplicabilidad. De esta manera, podrán ver cuáles de sus conceptos eran correctos y los motivos por los cuales otros no pueden serlo.

Finalmente, integrando todas las habilidades y conceptos ya trabajados, se planteará una actividad enfocada en el trabajo en grupo para analizar un proceso industrial, la exposición de las conclusiones alcanzadas y la defensa de estas frente al resto de alumnos.

Respecto a los recursos materiales para el desarrollo de la presente SD, se ha preparado documentación a modo de ayuda didáctica con la intención de facilitar el trabajo autónomo por parte de los alumnos, tanto en la reflexión de sus ideas como en la resolución de situaciones aplicando una metodología basada en el método científico.

#### 4.2. Diseño y secuencia de actividades

En la SD se van a plantear un total de 13 actividades, donde 9 de ellas forman una secuencia de actividades que está enfocada a la construcción de distintos conceptos por parte de los alumnos (presente apartado) y 4 actividades donde se evalúa la comprensión de los conceptos por parte de los estudiantes (apartado 5). La secuencia de actividades para la construcción de los conceptos se puede dividir en 3 etapas:

- Actividades de iniciación. Este tipo de actividades sirven para que los alumnos reflexionen sobre sus propias ideas y conceptos y los expresen.
- Actividades de reestructuración. Mediante diversas actividades, los alumnos reconstruyan sus ideas mediante la emisión y el contraste de hipótesis utilizando una metodología científica. Requiere que el profesor suministre una información adecuada para evitar problemas en la construcción de los conceptos por parte de los alumnos.
- Actividades de aplicación. La finalidad de estas actividades consiste en que los estudiantes pongan en práctica el conocimiento adquirido.

La estructuración de las 9 actividades para la construcción de los conceptos se muestra en la Tabla 4.

*Tabla 4. Estructura de la secuencia de actividades según el tipo de actividad.*

<b>Actividades de iniciación</b>	<b>Actividades de reestructuración</b>	<b>Actividades de aplicación</b>
1		
2		
3		
	4	
		5
6		
		7
	8	
		9

## ACTIVIDAD 1

### Cuestionario inicial (ideas previas)

Señalar que afirmaciones son verdaderas o falsas.

**1. La oxidación se puede definir como:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. La ganancia de oxígeno.
- b. La eliminación de electrones.
- c. El incremento del estado de oxidación.

**2. La reducción se puede definir como:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. La eliminación de oxígeno.
- b. La ganancia de electrones
- c. La disminución del estado de oxidación.

**3. Un agente oxidante:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. Causa la oxidación de otras especies.
- b. Acepta electrones.
- c. Se reduce.

**4. Un agente reductor:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. Causa la oxidación de otras especies.
- b. Dona electrones.
- c. Se oxida.

**5. Cuando hablamos de partículas cargadas, ¿en qué piensas? Razona tu respuesta.** *(Garnet y Treagust, 1992)*

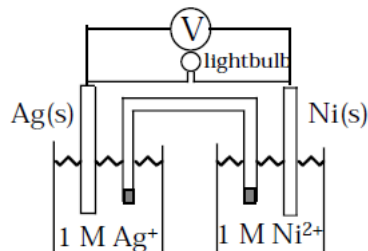
**6. En una celda electroquímica, la conducción a través del electrolito se debe a:** *(Sanger y Greenbowe, 1997)*

- a. Electrones moviéndose a través de la disolución unidos a los iones.
- b. Electrones moviéndose de ion a ion a través de la disolución.
- c. El movimiento de iones positivos y negativos.
- d. El movimiento de las moléculas de agua.
- e. Electrones moviéndose a través de la disolución de un electrodo a otro.

**7. En una celda electroquímica, los electrodos:** *(Sanger y Greenbowe, 1997)*

- a. Son conductores eléctricos que se colocan en un electrolito para proporcionar una superficie para semirreacciones de oxidación o reducción.
- b. Y el electrolito determinan la oxidación y reducción de las reacciones que ocurrirán.
- c. que se consideren inertes, como el grafito y el platino, están hechos de sustancias que conducen la electricidad y no se alteran químicamente en las reacciones.
- d. Están etiquetados como ánodo o cátodo dependiendo del sitio de oxidación y reducción de semirreacciones. El electrodo en el que se produce la oxidación se llama ánodo, mientras que el electrodo en el que se produce la reducción se llama cátodo.

**8. En la imagen se muestra una pila, los electrones van a través de ..... hasta llegar a ..... (Sanger y Greenbowe, 1997)**



- a. Cable, electrodo de plata.
- b. Cable, electrodo de níquel.
- c. Puente salino, electrodo de níquel.
- d. Puente salino, electrodo de plata.

**9. En una celda electrolítica:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. La energía eléctrica se utiliza de una fuente externa para producir un cambio químico.
- b. Los reactivos no reaccionarán si se mezclan, pero los productos reaccionarán si se mezclan.

- c. Una f.e.m. aplicada a través de los electrodos fuerza una reacción de oxidación-reducción para ocurrir en los electrodos.
- d. La f.e.m. aplicada debe ser mayor que la f.e.m. de la celda electroquímica predicha y en sentido contrario.

**10. En una celda electrolítica, los electrodos:** *(Garnet y Treagust, 1992)*

- a. Son conductores eléctricos que se colocan en un electrolito para proporcionar superficies para semirreacciones de oxidación y reducción.
- b. La naturaleza de los electrodos y el electrolito determinan la oxidación y reducción de las reacciones que se producen.
- c. Los electrodos inertes, como el grafito y el platino, están hechos de sustancias que conducen la electricidad y no se alteran químicamente en las reacciones celulares.
- d. El ánodo y el cátodo están determinados por la conexión de las terminales de la f.e.m. externa y la subsiguiente dirección del flujo de electrones el electrodo conectado al terminal positivo de la f.e.m. aplicada se convierte en el ánodo y el electrodo conectado al terminal negativo se convierte en el cátodo.
- e. El ánodo es el electrodo en el que se produce la oxidación, mientras que el cátodo es el electrodo en el que se produce la reducción.
- f. El ánodo está etiquetado (positivo), mientras que el cátodo está etiquetado (negativo).

**11. El efecto de pasar una corriente eléctrica durante la electrolisis consiste en romper el electrolito en iones positivos o negativos. Razona tu respuesta.**

*(Ogude y Bradley, 1996)*

**Orientaciones didácticas:** con esta actividad se pretende conocer los conceptos previos que los alumnos poseen sobre reacciones redox, celdas electroquímicas y electrolíticas, para así poder llevar a cabo la introducción de los nuevos conocimientos que tendrán

*que construir sobre la galvanoplastia y, además sirvan como punto de partida para el profesor.*

**Soluciones:** Las respuestas correctas de las preguntas son:

1. a) Falsa, b) Verdadera, c) Verdadera.
2. a) Falsa, b) Verdadera, c) Verdadera.
3. Todas verdaderas.
4. a) Falsa, b) Verdadera, c) Verdadera.
5. Una partícula está cargada cuando ha perdido o ganado electrones, por lo que su carga total neta puede ser positiva o negativa.
6. a) Falsa, b) Falsa, c) Verdadera, d) Falsa, e) Falsa.
7. a) Verdadera, b) Falsa, c) Verdadera, d) Verdadera.
8. Para la resolución de esta pregunta, les daríamos los potenciales de reducción de los sistemas  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  (0.80 V) y  $\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}$  (-0.25 V). La respuesta correcta es la a.
9. a) Verdadera, b) Falsa, c) Verdadera, d) Verdadera.
10. a) Verdadera, b) Falsa, c) Verdadera, d) Falsa, e) Verdadera, f) Verdadera.
11. El electrolito se encuentra disuelto en la disolución dissociado en iones positivos y negativos que, al aplicar una corriente eléctrica, se genera una diferencia de potencial entre los electrodos provocando que los iones negativos migren al polo positivo y los iones positivos migren al polo negativo.

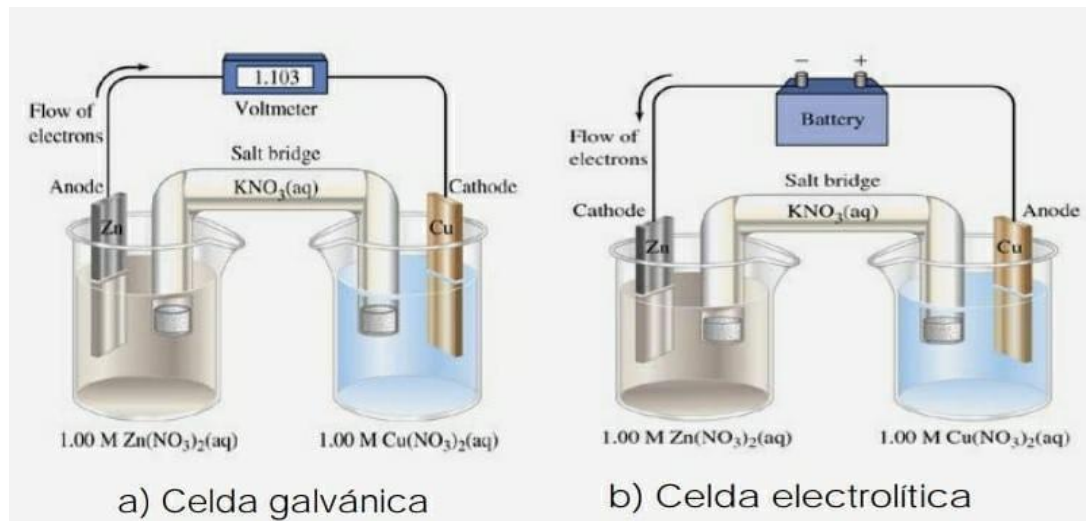
En las preguntas 5 y 11 se pretende obtener información sobre cuáles son las ideas de los estudiantes de una partícula cargada y de cómo es la interacción entre la corriente eléctrica y las partículas durante una reacción electroquímica.



## ACTIVIDAD 2

### Celdas galvánicas vs. Celdas electrolíticas

En la siguiente imagen aparecen una celda galvánica y una celda electrolítica.



¿Qué tienen en común las distintas celdas? ¿Qué las diferencia entre sí? ¿En qué afecta la energía libre de Gibbs al proceso y qué relación hay con el potencial de reducción?

**Orientaciones didácticas:** con esta actividad, que engloba los conceptos de oxidación-reducción, potencial redox, ajuste de semiecuaciones de reducción y oxidación, se presenta una nueva aplicación como son las celdas galvánicas y celdas electrolíticas. Precisamente, en este ejemplo, se trabajan dos celdas lo más parecidas entre sí para que solamente se fijen en la esencia de las diferencias y las similitudes más relevantes. Evidentemente, existen celdas electrolíticas que solo utilizan un único vaso de precipitados donde ocurren ambas reacciones de oxidación y reducción. Con esto, pretendemos que sepan las diferencias más significativas desde lo más básico, y a partir de ahí, añadir nuevos factores que impliquen otro tipo de diferencias. Además, también podemos introducir la idea de relacionar el potencial de reducción con la energía libre de Gibbs. Para ello, utilizarán el documento de apoyo que se les entregará para realizar dicho ejercicio. En él se explica la relación de ambos conceptos, los cuales aplicarán para poder comprender la diferencia entre ambas pilas.

**Solución:** A priori, las diferencias más importantes que se pueden apreciar son: (Brown, 2009)

		<b>Celda galvánica</b>	<b>Celda electrolítica</b>
<b>Diferencias</b>	<i>Espontaneidad de la reacción</i>	<i>La reacción es espontánea produciéndose electricidad, la cual es medida por el voltímetro</i>	<i>La reacción no es espontánea y necesita de una pila o batería que lleve a cabo la reacción</i>
	<i>Localización del ánodo y del cátodo</i>	<i>En el ánodo encontramos el metal que presenta tendencia a oxidarse y en el cátodo encontramos el metal que presenta afinidad a reducirse. <b>Semiecuaciones de oxidación</b></i>	<i>En el ánodo encontramos el metal que menos tendencia presenta a oxidarse y en el cátodo aquel metal que presenta menor afinidad a reducirse. <b>Escribir semiecuaciones de reducción</b></i>
	<i>Energía libre de Gibbs y potencial de reducción</i>	<i>La energía libre de Gibbs es negativa y el potencial de reducción de la ecuación global es positivo</i>	<i>La energía libre de Gibbs es positiva y el potencial de reducción de la ecuación global es negativo</i>
	<i>Flujo de electrones</i>	<i>El sentido del flujo electrónico es del ánodo al cátodo</i>	<i>El sentido del flujo de electrones es del cátodo al ánodo.</i>
	<i>Productos</i>	<i>Se forma cobre metálico y el zinc se oxida</i>	<i>Se forma zinc metálico y el cobre se oxida.</i>
<b>Similitudes</b>	<i>Material</i>	<i>Utilizan los mismos reactivos, aunque los productos no son los mismos.</i>	
	<i>Potencial</i>	<i>Aunque los signos del potencial global de las reacciones difieren entre sí, en módulo son los mismos. Por lo tanto, la energía aplicada o generada es la misma.</i>	
	<i>Puente salino</i>	<i>El puente salino es el mismo, aunque la forma en la que ejercen su función en ambas pilas es distinta. En el caso de la galvánica, el flujo de iones es el contrario al de la pila electrolítica.</i>	

## DOCUMENTO DE APOYO PARA LA ACTIVIDAD 2

Cuando una reacción es espontánea, la variación de entalpía libre,  $\Delta G$  (energía libre de Gibbs) es negativa. Por otro lado, la fuerza electromotriz de la pila será positiva.

$$\Delta G < 0 \quad E_{\text{pila}} > 0$$

El trabajo máximo útil que se puede obtener cuando se produce una reacción, siempre y cuando sea a una presión y temperatura constantes, será igual a la variación de la entalpía libre,  $\Delta G$ . En una reacción redox, el trabajo útil puede obtenerse en forma de trabajo eléctrico a través de una pila.

$$\Delta G = W_{\text{eléctrico máximo}}$$

Si a través del circuito circula una carga eléctrica,  $Q$ , bajo una diferencia de potencial equivalente a  $E_{\text{pila}}$  (esto ocurre cuando la intensidad que circula es prácticamente cero), el trabajo eléctrico realizado es igual a:

$$W_{\text{eléctrico máximo}} = -Q \cdot E_{\text{pila}}$$

El signo menos que se incluye es debido a que sistema está produciendo un trabajo (basándonos así en el criterio termodinámico de signos). Por tanto, consideramos la pila como una pila de Daniell. En dicha pila, por cada mol de iones de cobre que se depositan en forma de cobre metálico o por cada mol de átomos de Zn que se disuelven, circularán dos moles de electrones a través del circuito.

Consecuentemente, la carga que circulará por dicho circuito deberá ser igual a la constante de Faraday,  $F$  (carga por cada mol de electrones), multiplicado a su vez por el número de moles de electrones.

$$Q = 2F = 2 \cdot 96.500 \text{ (C} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)}$$

Así, en la pila de Daniell, el trabajo eléctrico máximo que se puede obtener por mol de acción en condiciones estándar es:

$$W_{\text{eléctrico máximo}} = -2 F E_{\text{pila}} = -2 \cdot 96.500 \text{ (C} \cdot \text{mol}^{-1}\text{)} \cdot 1,10 \text{ (V)} = -212 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Por tanto, la variación de entalpía libre mola estándar sería:

$$\Delta G = W_{\text{eléctrico máximo}} = -212 \text{ kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Es negativa, lógicamente, debido a que es una reacción espontánea.

Para un proceso en el que se intercambia  $z$  electrones, se puede escribir:

$$\Delta G = -z F E_{\text{pila}}$$

### ACTIVIDAD 3

#### Corrosión

Visualiza el siguiente vídeo y responde las preguntas formuladas a continuación.

<https://www.youtube.com/watch?v=vbbgFa5H0uY>

1. Anota las diferencias que observas entre los dos experimentos. ¿Sufren la misma transformación?
2. Mediante un dibujo o esquema, explica qué ocurre en cada caso.
3. Comenta si has observado el mismo cambio en alguna superficie de tu entorno.
4. ¿A qué crees que se debe esta transformación? ¿Cuál es la función del papel de aluminio que cubre al primer clavo?

**Orientaciones didácticas:** siguiendo el modelo del constructivismo, con esta actividad se pretende que los alumnos que ya conocen los conceptos de oxidación-reducción, número de oxidación y ajuste de reacciones redox, expliquen con sus propios medios que proceso ocurre en los dos ejemplos. Para ello, se valdrán de dichos conocimientos, los cuales deberán relacionar entre sí para explicar y poder introducir el concepto de la corrosión de un metal. La ventaja de este ejercicio es que puedan construir sus conocimientos en base a algo que han visto en su día a día.

Abriendo un debate o puesta en común en clase, los alumnos podrán exponer y argumentar sus ideas, mientras el profesor es el encargado de indicar los fallos en los argumentos y de orientarlos hacia la explicación correcta del fenómeno. Por tanto, durante la realización del ejercicio pueden surgir ideas alternativas, como es el hecho de que el aluminio está protegiendo al hierro simplemente por el hecho de que lo recubre, pero en realidad, es debido a que tiene un potencial de reducción mucho menor que el del hierro. Así, pueden afianzar los conceptos de potenciales de reducción y saber compararlos entre sí para deducir y comprender por qué una reacción es espontánea o no.

Con esta actividad se pretende conocer si existen concepciones alternativas sobre el deterioro de los materiales expuestos a diferentes condiciones, y en este caso concreto relacionadas con la corrosión. En lugar de buscar una respuesta correcta, se pretende

conocer cómo piensan que afecta el agua y que sustancia se produce. El objetivo final de esta actividad consiste en introducir el concepto de corrosión que será utilizado para explicar una de las aplicaciones de la galvanoplastia. Para ello, se adjunta un enlace para tratar el tema de la corrosión en clase que, además contiene una animación para visualizar y profundizar en este concepto.<sup>1</sup>

[https://proyectodescartes.org/uudd/materiales\\_didacticos/redox-JS/corrosion.html?3&4](https://proyectodescartes.org/uudd/materiales_didacticos/redox-JS/corrosion.html?3&4)

**Soluciones:** Una idea aproximada de lo que pueden decir los alumnos es:

Clavo sin cubrir con aluminio	Clavo cubierto con aluminio
El clavo presenta en su superficie un polvo anaranjado.	Apenas se observa ese polvo anaranjado en la superficie del clavo, sino que se encuentra en la superficie del aluminio.
La solución queda muy turbia con parte del polvo suspendido en ella.	La solución es más límpida
La capa naranja se ha formado porque el clavo no tenía protección.	La capa naranja no se ha formado porque el papel de aluminio protegía la superficie y el agua no estaba en contacto directo con el clavo.

En general, en esta actividad no hay una solución única, ya que se pretende trabajar mediante el debate y el razonamiento para la construcción del conocimiento.

---

<sup>1</sup> El material complementario procede de la Red Educativa Digital Descartes, Asociación no gubernamental que promueve la renovación y cambio metodológico en los procesos de aprendizaje y enseñanza de las Matemáticas y en otras áreas de conocimiento, utilizando los recursos digitales interactivos generados en el Proyecto Descartes.

#### ACTIVIDAD 4 (MRPI)

Cobre parece, pero de hierro es...

Tenemos dos llaves iguales para distintos usos. ¿Qué harías para diferenciarlas?



**Orientaciones didácticas:** con esta actividad los alumnos deberán relacionar la propuesta con el temario, es decir, cómo, mediante un proceso redox como la galvanoplastia, se pueden diferenciar dos llaves idénticas. Comentar los materiales de los que disponemos con el objetivo de que los alumnos identifiquen qué material desempeñará la función del ánodo y cuál la del cátodo.

Como la galvanoplastia es una aplicación dentro del tema de reacciones redox, previamente en clase se han trabajado los conceptos relacionados con celdas galvánicas y potenciales redox, por lo que esta MRPI está enfocada a que los alumnos utilicen estos conceptos y sus conocimientos previos para la resolución del problema. En este sentido, en el apartado de comprensión y representación, no se pretende que los alumnos expliquen todos los detalles de los procesos redox, si no que investiguen a cerca de procesos relacionados con las celdas electrolíticas.

Esta actividad se podrá realizar en una única sesión. A continuación, se presenta desarrollado el Modelo de Resolución de Problemas por Indagación (MRPI) con el que se pretende que los alumnos resuelvan la pregunta propuesta. Durante la actividad, el profesor supervisará el procedimiento que los alumnos lleven a cabo y guiará mediante preguntas a los alumnos si en algún punto del desarrollo de la actividad estos tienen alguna dificultad.

## PROPUESTA DE RESOLUCIÓN DE LA ACTIVIDAD 4 – MRPI

### 1. Análisis cualitativo

En este apartado se introducen los conceptos de electrolisis y celda electrolítica ya que es en lo que se basa el proceso que utilizaremos para llevar a cabo la diferenciación de las dos llaves problema. También se realiza una reformulación del problema que permita abordarlo mediante el método científico y se plantean las restricciones que se deben seguir para que la resolución del problema sea adecuada.

#### 1.1. Comprensión y representación.

Una **reacción redox** es un proceso químico en el que uno o mas electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en los estados de oxidación de las especies que intervienen. Para que exista una reacción de este tipo, en el sistema debe haber una especie que ceda electrones (se oxide) y otro que los acepte (se reduzca).

A partir de los potenciales de reducción de los materiales que intervengan en la reacción redox, es posible calcular el voltaje que proporciona cualquier pareja de electrodos y predecir la espontaneidad o no de una reacción. El principal criterio para determinar la espontaneidad de un proceso es que la Energía Libre de Gibbs sea menor que cero ( $\Delta G < 0$ ), por lo que el potencial de la celda debe ser positivo. En las **celdas electroquímicas** se produce energía eléctrica a partir de un proceso redox espontaneo, mientras que una **celda electrolítica**, es necesario aportar energía para que se produzca una reacción química.

En esta situación problemática nos centraremos en las **celdas electrolíticas** que, como se ha mencionado anteriormente, constituyen un tipo de celda en el que se utiliza electricidad para que tenga lugar una reacción no espontanea. Se denomina **electrolisis** al proceso que consiste en aplicar una energía eléctrica para producir una reacción no espontanea. La industria moderna no podría funcionar como lo hace hoy en día sin las reacciones de electrolisis. Muchos elementos se producen casi exclusivamente mediante este proceso, como por ejemplo el aluminio, el magnesio, el cloro y el flúor. Además, la electrolisis como proceso inverso al que se da en una pila galvánica (celda

electroquímica), puede usarse para cargar baterías. Otra de las aplicaciones más utilizadas en las que hace uso de la electrolisis es la galvanoplastia.

La **galvanoplastia** es la aplicación tecnológica de la deposición de metales mediante electricidad, también llamada electrodeposición. El proceso se basa en el depósito de un metal sobre otro metal, que suele ser más barato que el primero. Este procedimiento se lleva a cabo por motivos decorativos o para proteger de la corrosión al segundo metal. En un proceso de depósito electrolítico el objeto a bañar constituye el cátodo de la celda electrolítica. El ánodo y el cátodo se colocan en un baño químico de electrolito, que contiene iones del metal que constituye el baño, y se exponen a una carga eléctrica continua. La electricidad hace que los iones cargados negativamente (aniones) se mueven hacia el ánodo y los iones cargados positivamente (cationes) se transfieran al cátodo, cubriendo o recubriendo la parte deseada con un revestimiento metálico uniforme.

La galvanoplastia se aplica más comúnmente a otros metales, debido al requisito básico de que el material que se desea recubrir sea conductor. Existen muchas posibilidades en cuanto a la forma de realizar el depósito electrolítico, ya que se puede galvanizar un solo metal sobre un objeto o una combinación de metales. Muchos fabricantes optan por aplicar capas de metales, como cobre y níquel, para maximizar la resistencia y la conductividad. Los materiales comúnmente utilizados en la galvanoplastia incluyen: latón, cadmio, cromo, cobre, hierro, oro, níquel, plata, titanio y zinc. Esta aplicación de la electrolisis ofrece muchos beneficios, incluida una mayor resistencia, vida útil y conductividad de las piezas. La galvanoplastia tiene multitud de aplicaciones que podemos encontrar en nuestro día a día:

- **Recubrimiento de piezas metálicas para la industria.** Muchos componentes de los medios de transporte o piezas de grandes maquinarias están galvanizados para agregar un "recubrimiento de sacrificio", lo que aumenta la vida útil de las piezas al disminuir la corrosión. Debido a que los componentes de estos medios o equipos están sujetos a diversos factores de degradación, la presencia de una capa de metal adicional a un sustrato de metal hace que la funcionalidad de una pieza no se vea comprometida por el desgaste normal. Por ejemplo, muchos pernos y sujetadores



de acero diseñados para la industria aeroespacial están galvanizados en cromo o, más recientemente, en zinc-níquel.

- **Joyería.** La galvanoplastia es quizás más comúnmente asociada con la industria de la joyería y los metales preciosos. Los diseñadores y fabricantes de joyas confían en este proceso para mejorar el color, la durabilidad y el atractivo estético de anillos, pulseras, colgantes y otro tipo de artículos. Por ejemplo, a la hora de describir joyería se emplean expresiones como "bañado en oro" o "bañado en plata", lo cual significa que la pieza ha sido cubierta por un metal más valioso, mejorando así la apariencia de su acabado. En este caso, se utilizan combinaciones de varios metales para lograr acabados de tonos únicos, como, por ejemplo, el oro que a menudo se combina con cobre y plata para crear el oro rosa.
- **Médico y Dental.** La galvanoplastia se utiliza para agregar exteriores resistentes a todo tipo de elementos médicos y dentales. El baño en oro se emplea a menudo para crear incrustaciones dentales y ayuda en varios procedimientos dentales. Las piezas implantadas, como las articulaciones de reemplazo, los tornillos y las placas, se galvanizan con frecuencia para hacer que las piezas sean más resistentes a la corrosión y compatibles con la esterilización previa a la inserción. Las herramientas médicas y quirúrgicas, incluidas las pinzas y las piezas radiológicas, también se galvanizan.

Aunque la galvanoplastia ofrece muchos beneficios, sus limitaciones radican en la complejidad y la naturaleza peligrosa del proceso en sí. Los trabajadores que realizan galvanoplastia pueden sufrir exposición a distintos elementos metálicos si no toman las precauciones adecuadas. Es fundamental que los trabajadores dispongan de un espacio de trabajo debidamente ventilado y las medidas de seguridad e higiene adecuadas.

## 1.2. Reformulación

La electrodeposición de un baño metálico sobre una de las llaves permitirá su distinción.

### **1.3. Restricciones**

- Una vez consumido el alambre de cobre retirar ambas partes del baño electrolítico.
- No se calculará la masa consumida del alambre de cobre.
- Se trabajará con una fuente de energía eléctrica a un potencial adecuado y constante.

## **2. Emisión de hipótesis**

Debido a la aplicación de energía eléctrica, se formará una capa de metal alrededor de la llave.

## **3. Diseño y estrategia de resolución**

### **3.1. Identificación y control de variables**

Variable independiente: concentración de la disolución del metal de recubrimiento, voltaje de la fuente.

Variable dependiente: recubrimiento de la llave.

Variable de control: Corriente eléctrica.

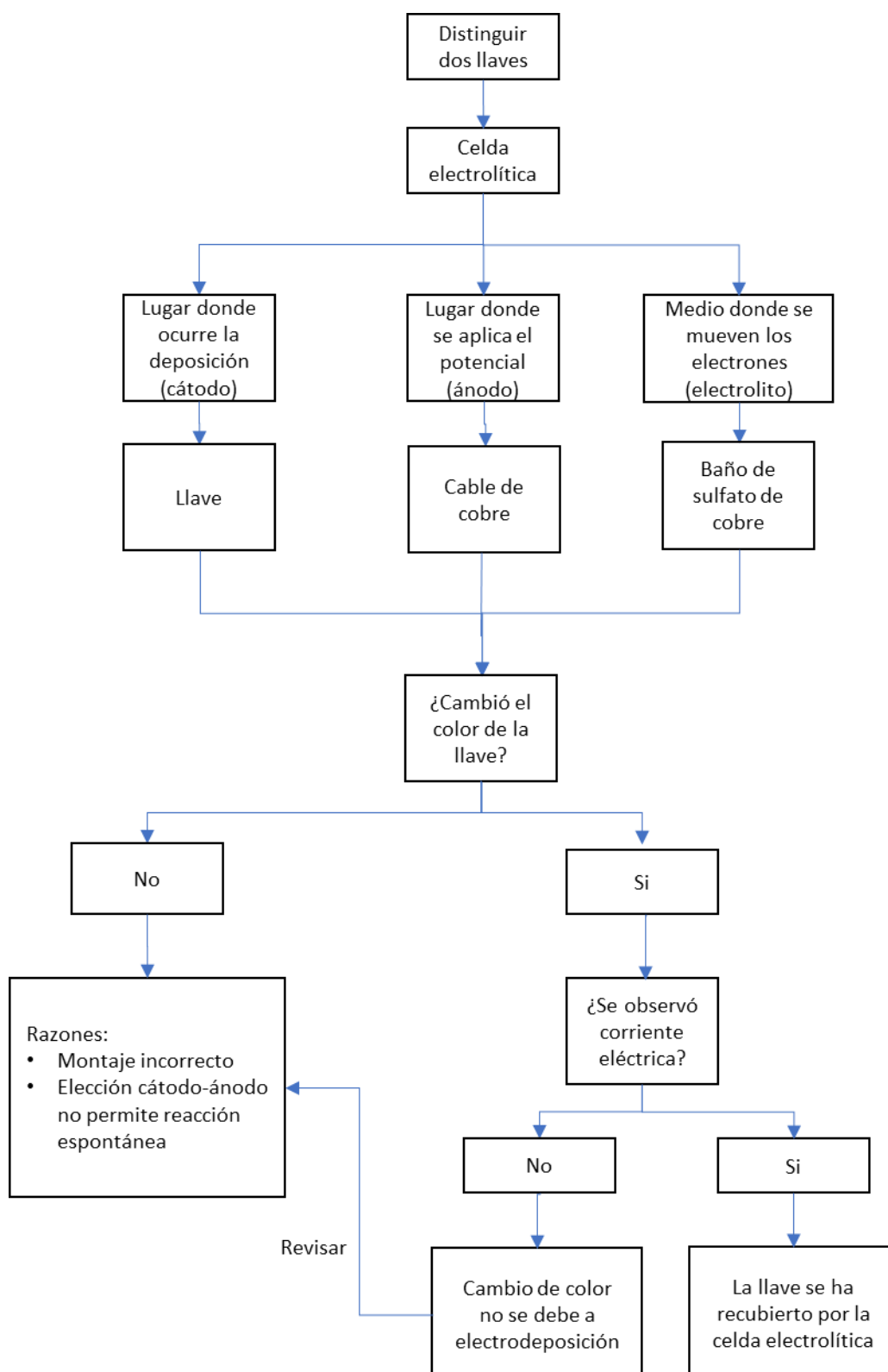
### **3.2. Determinación de magnitudes y materiales**

Los materiales y reactivos que se van a utilizar son:

- Agua destilada.
- Vaso de precipitados.
- Sulfato de cobre (II) ( $\text{CuSO}_4$ )
- Dos/tres llaves de hierro.
- Alambre de cobre.
- 3 cables con pinza de cocodrilo.
- Varilla de vidrio

- Espátula.
- Fuente de alimentación.
- Amperímetro.

### 3.3. Esquema



### **3.4. Toma de decisiones**

En este apartado se describe el procedimiento a seguir para llevar a cabo la resolución del problema planteado.

1. En un primer lugar, se analizará e identificarán los elementos disponibles y necesarios para realizar el montaje.
2. Limpiar las llaves con agua y alcohol etílico de 96% para quitar los restos de grasa, es decir, para que el baño se adhiera perfectamente en la superficie es necesario que las llaves estén completamente limpias.
3. Hacer la disolución de sulfato de cobre (II). Para ello, añadir 3 cucharadas de sulfato de cobre (II) con la espátula en el vaso de precipitados y añadir aproximadamente 150 mL de agua y agitar con la varilla de vidrio hasta disolver por completo.
4. Montar el circuito eléctrico, con la fuente de alimentación en serie y el amperímetro. Conectar la fuente con la llave a través del extremo negativo y en el positivo conectar el alambre de cobre cerrando el circuito.
5. Sumergir la llave mediante un gancho de cobre y el alambre de cobre en la disolución de sulfato de cobre (II).
6. Observar si hay un paso de corriente observando la intensidad de corriente que marca el amperímetro
7. Esperar un tiempo prudencial para que se pueda observar la deposición del cobre en la llave.

### **4. Desarrollo y resolución**

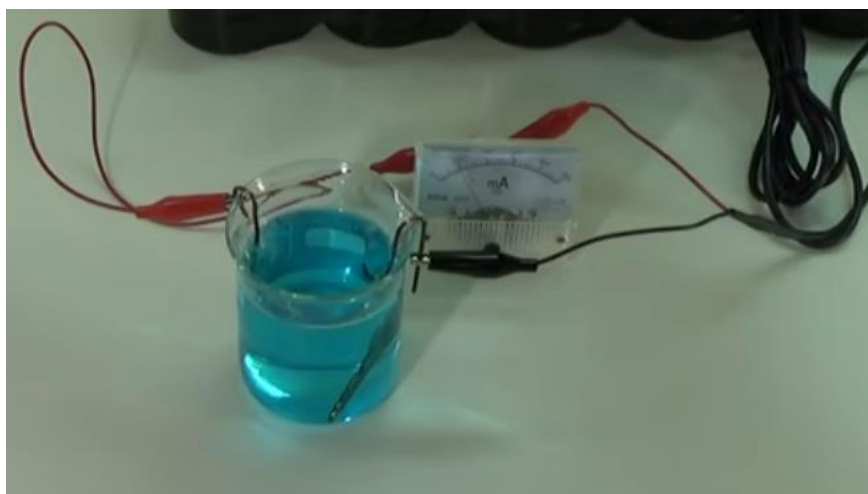
En este apartado se llevará a cabo la explicación y el desarrollo del proceso para dar respuesta al problema planteado.

Partimos de dos llaves que denominaremos A y B. Ambas llaves son iguales en apariencia y material (son de hierro). Como queremos diferenciarlas, la llave A será sometida a un proceso de electrodeposición para variar su apariencia física. Para ello, en primer lugar, debemos limpiar la superficie de la llave con el objetivo de eliminar la

grasa o las sustancias que pueda haber en su superficie para que la deposición del baño metálico se realice correctamente.

A continuación, hacemos la disolución de sulfato de cobre (II) que actuará como electrolito. Para ello, disolvemos el sulfato de cobre en, aproximadamente, 150 mL de agua destilada en el vaso de precipitados. Agitamos con una varilla de vidrio hasta conseguir que la disolución sea homogénea. La disolución adquiere el color azul característico del sulfato de cobre (II).

El siguiente paso consiste en realizar el montaje del circuito. Primero, conectaremos el alambre de cobre a un extremo del cable de pinzas de cocodrilo. El otro extremo del cable lo conectaremos al amperímetro. Después, conectaremos nuestra llave a la segunda pinza de cocodrilo por un extremo, mientras que el otro extremo se conectará a la fuente de alimentación. Por último, con el tercer cable de pinza de cocodrilo se conectará amperímetro al otro extremo libre de la fuente, cerrando así el circuito. Por último, se sumergen en la disolución la llave y el alambre de cobre. Para mayor claridad, en la siguiente imagen se muestra el montaje final.



A continuación, se deja el montaje para que se produzca la electrodeposición de cobre sobre la llave. Si en algún momento se saca la llave o el alambre de cobre de la disolución, se puede observar la caída de la intensidad de corriente, lo que es indicativo de que el circuito está abierto (no hay movilidad de iones en la disolución).

Pasado un tiempo prudencial, se apaga la fuente de alimentación y se observa que la llave a cambiado de color, lo que indica que el cobre se ha depositado en la llave. También se observa que parte del alambre de cobre que actúa como ánodo se ha consumido.



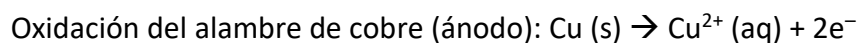
## 5. Análisis de resultados

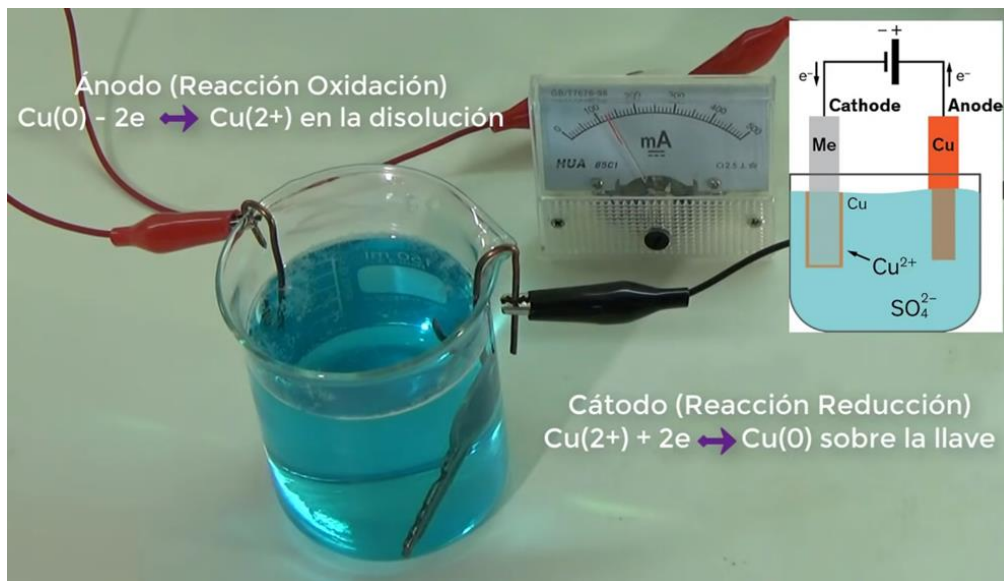
Después de realizar el montaje del circuito, se observa que el amperímetro se mueve para indicar una intensidad de corriente. Esto es debido a que empieza a fluir la corriente eléctrica por el circuito.

Al dejar el proceso durante un tiempo prudencial, se observa que en la llave se empieza a formar una capa de color rojizo que se corresponde con la electrodeposición de cobre metálico ( $\text{Cu}(0)$ ) sobre la superficie de la llave.



A su vez, en el alambre de cobre que actúa como contraelectrodo (ánodo), se observa que dicho alambre se está consumiendo. Esto es debido a que el cobre metálico del alambre se está oxidando a  $\text{Cu}^{2+}$  pasando así a formar parte de la disolución.





Los electrones cedidos en el electrodo donde el alambre de cobre actúa como ánodo viajan a través del cable que conecta ambos electrodos, hasta la llave que actúa como cátodo. Los iones de  $\text{Cu}^{2+}$  que están presentes en la disolución de electrolito y que se encuentran cerca de la superficie de la llave, toman los electrones cedidos produciéndose la reducción a cobre metálico y depositándose así sobre la llave.

## ACTIVIDAD 5

### Recubrimiento con cobre

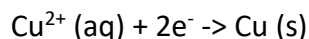
En una cuba electrolítica, se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $\text{CuSO}_4$ . Si circula una corriente de 1,5 A durante 30 min, ¿cuál es la reacción de reducción que puede tener lugar? ¿Qué espesor de cobre se depositará en un cátodo con una superficie de  $10 \text{ cm}^2$ ? Datos:  $M_{\text{Cu}} = 63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ;  $\rho_{\text{Cu}} = 8,96 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ .

**Orientaciones didácticas:** con este ejercicio los alumnos deben ser capaces de reconocer y plantear la reacción de reducción que está teniendo lugar. Además, deben saber manejar las leyes de Faraday para poder llegar al resultado.

Es por ello que es importante entender que, en las celdas electrolíticas, así como en las pilas galvánicas o en reacciones de corrosión, hay ciertos elementos externos que pueden afectar a la formación de productos. En este ejercicio se pretende que sean capaces de asociar la carga de los electrones que fluyen por el sistema, con la cantidad de cobre que se deposita, además de destacar el orden de magnitud del espesor de Cu depositado, de modo que comprendan que esta técnica sirve para incorporar capas finas de metal sobre otros materiales y que requiere de un cierto tiempo para que tenga lugar.

#### Solución:

La semirreacción de la reacción catódica de reducción es:



Se deduce que cada 2 mol de electrones depositan 1 mol de átomos de Cu. Como 30 minutos son 1.800 segundos, la carga eléctrica que circula por la cuba es:

$$Q = I \cdot t = 1,5 (\text{A}) \cdot 1800 (\text{s}) = 2700 \text{ C}$$

La cantidad de electrones que circula es:

$$n_{\text{e}} = Q/F = (2700 (\text{C})) / (96500 (\text{C} \cdot \text{mol}^{-1})) = 0,028 \text{ mol de electrones}$$

De la estequiometría se deduce que la cantidad de Cu (s) que se deposita es;

$$n_{\text{Cu}} = n_{\text{e}}/2 = 0,0140 \text{ mol}$$



Por tanto, la masa de cobre que se deposita en el cátodo es:

$$m_{\text{Cu}} = n_{\text{Cu}} \cdot M_{\text{Cu}} = 0,0140 \text{ (mol)} \cdot 63,55 \text{ (g} \cdot \text{mol}^{-1}) = 0,880 \text{ g}$$

Finalmente, conociendo la densidad del cobre y suponiendo que el recubrimiento es homogéneo, se calcula el espesor de la capa de Cu:

$$\rho_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{V_{\text{Cu}}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{S \cdot e_{\text{Cu}}} \rightarrow e_{\text{Cu}} = \frac{m_{\text{Cu}}}{S \cdot \rho_{\text{Cu}}} = \frac{0,88}{10 \cdot 8,96} = 0,0098 \text{ cm} = 98 \text{ } \mu\text{m}$$

## ACTIVIDAD 6

### ¿Cómo crees que es la galvanoplastia en la industria?

Trata de pensar objetos cotidianos que puedan estar galvanizados. Después, realiza un esquema o un diagrama sobre el funcionamiento de una industria química en la cual se realiza una etapa de galvanoplastia sobre dichos productos galvanizados.

**Orientaciones didácticas:** *en esta actividad se pretende conocer las ideas de los alumnos sobre qué implica un proceso a escala industrial. En clase, expondrán sus ideas y quedarán anotadas para retomarlas después de la visita planteada en la Actividad 7 y volver a trabajar sobre ellas en la Actividad 8.*

*Esta actividad no consiste en saber la ingeniería del proceso. Tampoco tratamos de conseguir que lo hagan bien. Simplemente tratamos de estimular su mente para que desarrollen un método que permita llevar a cabo un proceso galvánico a nivel industrial, es decir, que apliquen lo que conocen para poder hacerlo a gran escala de la forma más eficiente posible, tratando de reducir al máximo los costes efectivos, así como los reactivos, los productos de desecho, etc.*

## ACTIVIDAD 7

### Vamos de paseo...

Se realizará una salida a una industria química en la cual se trabaja sobre procesos relacionados con la galvanoplastia. Dicha empresa es *González Hermanos*, localizada en Valportillo Primera, 3 (28108 Alcobendas – Madrid). Toma notas sobre cómo se lleva a cabo el proceso industrial.

**Más información:** esta empresa química se dedica principalmente al acabado de piezas con recubrimientos metálicos, especialmente con aleaciones de Zn y Zn/Ni en diferentes medios (ácido y alcalino). Trabajan para una gran diversidad de sectores: automoción, energías renovables (eólico y solar), ferroviario, construcción, entre otras.

**Orientaciones didácticas:** durante la salida, el objetivo es que se familiaricen con los procesos químicos relacionados con la industria química, debido a que a escala de laboratorio y a nivel industrial existen diferencias notables entre ambos tipos de procesos. Para ello, deberán tomar nota sobre lo que ven para luego, usar esa información en la Actividad 8.

Además, en dicha salida se les pedirá a los alumnos que presten atención a lo que le ocurre a nuestro material a galvanizar durante todo el proceso, así como que traten de extrapolar una relación entre la galvanoplastia a nivel de laboratorio y la que se produce a nivel industrial (que traten de encontrar el ánodo, el cátodo, la pila, etc. es decir, cada uno de los elementos que hemos visto a pequeña escala, con los que han encontrado en la planta química). Asimismo, también se les exigirá que se familiaricen con el tipo de objetos cotidianos que son galvanizados para que vean que no es un proceso que se limite a las “llaves de casa”, sino también a material hospitalario, automovilístico, cuberterías, barandillas, escaleras, etc.

Con el objetivo de preparar la salida, en una clase previa se hablará de que tipo de procesos se llevan a cabo en la industria química que vamos a visitar y se les proporcionará la página web para que tengan una primera toma de contacto.

### ACTIVIDAD 8

#### ¿Todo era como yo me lo imaginé?

Reorganiza el esquema que habías realizado en la Actividad 6, en función de lo visto en la salida realizada en la Actividad 7.

**Orientaciones didácticas:** con esta actividad se pretende que los alumnos revisen el esquema realizado en la Actividad 6, modificando lo que consideren necesario después de haber visualizado el proceso a escala industrial. A continuación, se haría una puesta en común en clase sobre las ideas de los estudiantes, donde cada uno comentara como creía y como entiende ahora la galvanoplastia a nivel industrial. El profesor destacaría las conclusiones más relevantes y se encargaría de ayudar a argumentar correctamente las ideas erróneas que planteen los alumnos.

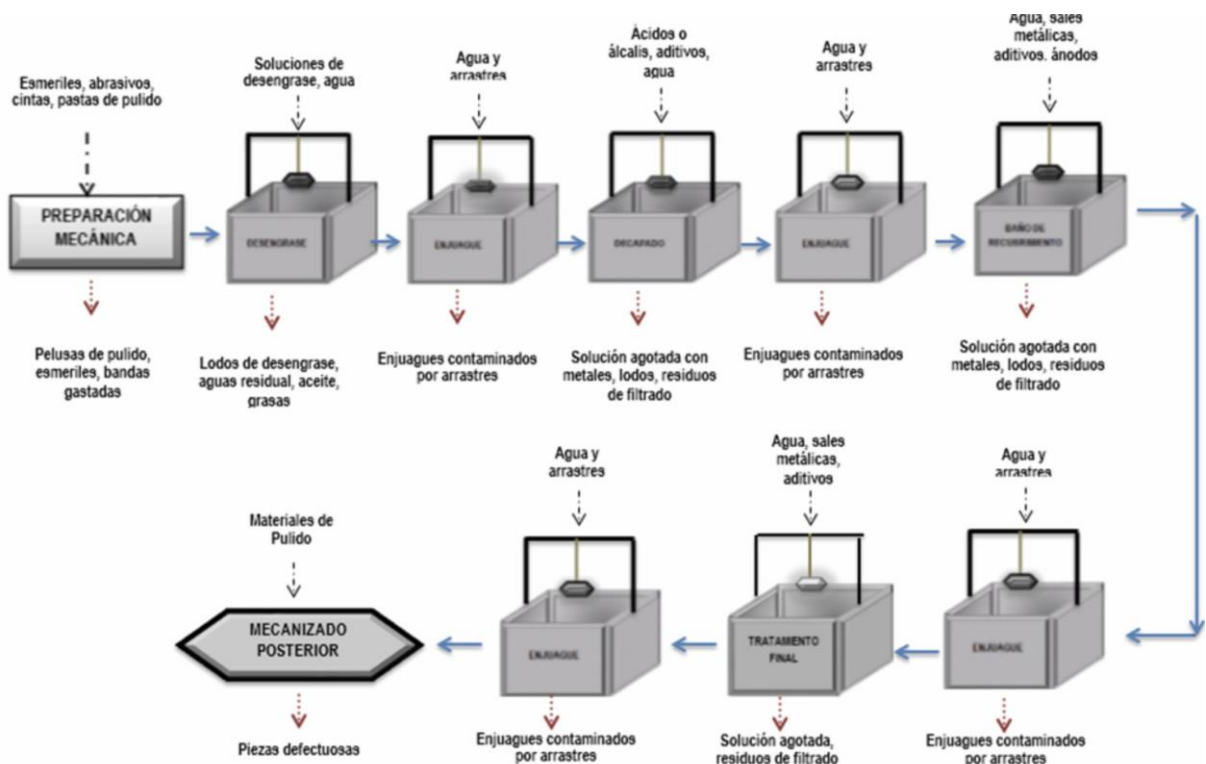
## ACTIVIDAD 9

### ¿Cómo es la galvanoplastia en otra industria?

La galvanoplastia presenta grandes utilidades hoy en día en industrias relacionadas con diferentes sectores: electrodomésticos, fontanería, electrónica, automotriz, hospitalario, etc. Elaborad un póster en grupos de 3 personas en el que se desarrollen y expliquen con detalle una actividad industrial de tu interés que implique galvanoplastia, y preséntala a la clase.

**Orientaciones didácticas:** la clave de esta actividad es saber relacionar todos los conceptos que se han adquirido durante todas estas actividades y que lo sepan aplicar sobre una actividad industrial que se realice hoy en día. Para ello, los propios alumnos seleccionarán el tema que más afín sea a sus intereses y deberán exponerlo a la clase. Es clave la exposición oral y la defensa de su trabajo para mejorar sus competencias en relación con estas áreas.

Un ejemplo de este esquema/poster podría ser:



*(Ministerio de Salud y Protección Social Dirección de Promoción y Prevención Subdirección de Salud Ambiental, 2015)*

*La importancia del esquema radica en que sepan entender el proceso galvanoplástico aplicado en un entorno distinto al visto durante las clases, pero que sean capaces de encontrar similitudes con lo que saben además de descubrir estrategias para llevar a cabo dichos procesos a nivel industrial.*

## 5. Evaluación

El objetivo fundamental a la hora de realizar la evaluación es identificar los aprendizajes construidos por el alumnado. Las actividades propuestas para la evaluación tienen el propósito de analizar qué conocimientos, capacidades y actitudes que ha adquirido el alumno y comprobar si siguen presentes algunas concepciones alternativas en el alumnado.

### 5.1. Criterios de evaluación

Para realizar la evaluación de las actividades propuestas, se utilizarán las competencias trabajadas durante la secuencia de actividades. Es importante no tener en cuenta solamente el resultado *per se*, también el procedimiento llevado a cabo para resolver la actividad de evaluación puesto que es ahí donde observaremos la construcción del aprendizaje real del alumno. Además de las actividades que se proponen en el apartado 4.2 planteadas específicamente para evaluar a los estudiantes, algunas de las actividades del apartado 3.2 también servirán para evaluar, omitiendo aquellas cuyo único fin es conocer las concepciones alternativas de los estudiantes (actividades 1, 2, 6 y 7).

En la Tabla 5 se plantean los criterios de evaluación para las actividades evaluables del apartado 3.2. Después de plantear las actividades de evaluación del apartado 4.2 se presentará una tabla análoga para exponer los criterios de evaluación de dichas actividades.

Tabla 5. Criterios de evaluación de la secuencia de actividades.

Secuencia de actividades	Criterios de evaluación	Indicadores para la evaluación		
		Conocimientos	Capacidades	Actitudes
<b>3</b> <b>Pilas galvánicas vs. Pilas electrolíticas</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Es capaz de identificar y definir los elementos que forman una celda electroquímica.</li> <li>2. Sabe calcular y razonar la espontaneidad de un proceso en función de la energía libre de Gibbs.</li> </ol>	<p>Sabe definir los elementos que forman parte de una celda electroquímica (C2).</p> <p>Sabe discutir la espontaneidad o no de una reacción redox en función de la energía libre de Gibbs (C3).</p>	<p>Es capaz de reconocer elementos en un esquema de una celda electroquímica (A2).</p> <p>Es capaz de aplicar las ecuaciones para obtener la energía libre de Gibbs en distintas celdas electroquímicas. (A3).</p>	
<b>4</b> <b>Plata parece, pero de hierro es... (MRPI)</b>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Es capaz de plantear hipótesis sobre reacciones redox en una situación real.</li> <li>2. Diseña experimentos que permiten contrastar las hipótesis previas.</li> <li>3. Extrae conclusiones de acuerdo con los resultados experimentales obtenidos.</li> </ol>	<p>Sabe expresar hipótesis y experimentos con el lenguaje científico. (C2)</p> <p>Sabe modelizar un experimento mediante las propiedades y ecuaciones adecuadas. (C3)</p>	<p>Es capaz de plantear el esquema de un experimento, de manejar aparatos de medida en su montaje experimental y de recopilar la información obtenida en gráficos y tablas. (C4)</p> <p>Es capaz de utilizar las ecuaciones para modelizar y describir la situación problemática planteada. (A3) (A4).</p> <p>Es capaz de plantear hipótesis en relación con el problema propuesto y de plantear procedimientos, incluyendo la aplicación de ecuaciones, que permitan contrastarlas. (R1) (R2) (R4) (R5)</p> <p>Es capaz de tomar medidas en los experimentos, tratar los datos obtenidos y sacar conclusiones. (R6) (R7)</p> <p>Es capaz de recopilar información, estructurarla y presentarla mediante un informe. (CO1)</p> <p>Respeto las normas de laboratorio y respeta los procedimientos para obtener medidas precisas de las que se puedan extraer conclusiones fiables. (Ac2)</p>	



<p><b>5</b> <b>Recubrimiento con cobre</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Maneja correctamente las ecuaciones de Faraday.</li> <li>2. Es capaz de relacionar distintos conceptos (densidad, espesor y superficie).</li> </ol>	<p>Sabe manejar ecuaciones de otros temas e integrarlas en las ecuaciones relacionadas con la galvanoplastia para llegar al resultado. (C1) (A3)</p> <p>Es capaz de presentar, de forma ordenada, el procedimiento seguido para llegar a la solución. (CO1)</p>
<p><b>8</b> <b>¿Todo era como yo me lo imaginé?</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Reconoce y relaciona términos de otras áreas con la galvanoplastia.</li> <li>2. Es capaz de expresar sus ideas adecuadamente de forma oral y por escrito.</li> </ol>	<p>Utiliza el lenguaje científico correctamente para referirse a los conceptos que trata. (C2)</p> <p>Sabe ordenar conceptos en forma de diagrama, esquema o mapa conceptual. (C4)</p>
<p><b>9</b> <b>¿Cómo es la galvanoplastia en otra industria?</b></p>	<ol style="list-style-type: none"> <li>1. Es capaz de recopilar y sintetizar información relacionada con la galvanoplastia.</li> <li>2. Relaciona los conocimientos adquiridos con su aplicación en la industria.</li> <li>3. Expone y defiende las conclusiones de su trabajo adecuadamente.</li> </ol>	<p>Utiliza el lenguaje científico correctamente para referirse a los conceptos que trata, además de definirlos correctamente en términos de propiedades, características, relaciones u otros. (C2) (C3)</p> <p>Es capaz de clasificar la información relacionada con procesos de galvanoplastia utilizando un criterio adecuado. (A1)</p> <p>Es capaz de extraer información de informes científicos o ingenieriles que contengan gráficos o tablas. (A2)</p> <p>Es capaz de explicar procesos de galvanoplastia mediante los modelos o ecuaciones adecuadas. (A4)</p> <p>Es capaz de ordenar la información, redactar un informe coherente y presentarlo oralmente controlando correctamente el tiempo disponible. (CO2)</p> <p>Utiliza factores sociales, medioambientales, económicos o tecnológicos para argumentar las ventajas o desventajas de un proceso y su aplicación. (Ac1)</p> <p>Participa de forma activa y constructiva con su grupo de trabajo y acepta que el resultado del trabajo es consecuencia del grupo. (Ac2)</p>

## 5.2. La evaluación en el marco de las competencias

En este apartado se plantean distintas actividades que tienen el objetivo de evaluar la adquisición de los conocimientos y las competencias trabajadas durante el desarrollo de la SD por parte de los alumnos:

### Actividad 1

Teniendo en cuenta los potenciales de electrodo de reducción de los pares  $\text{Ag}^+/\text{Ag}$  (+0,80 V),  $\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}$  (−2,37 V),  $\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}$  (−0,44 V),  $\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}$  (−0,14 V),  $\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}$  (+0,34 V) razona cuáles de los metales siguientes puede usarse como ánodo de sacrificio si queremos proteger una tubería de hierro: plata, magnesio, estaño o cobre. ¿Y si es de magnesio?

### Solución:

El hierro tiene gran tendencia a oxidarse:



El ánodo de sacrificio será aquel metal que se oxide en lugar del hierro, por tanto, debe tener una tendencia aún mayor a oxidarse que la del hierro. En términos de potencial, querer decir que tiene “una tendencia mayor a oxidarse” implica tener un potencial de reducción aún menor que el potencial de reducción del hierro. Por tanto, si el potencial de reducción del hierro es de −0,44 V, tendremos que usar un metal cuyo potencial de reducción sea menor de −0,44 V.

El único que cumple con este requisito es el magnesio, cuyo potencial de reducción es de −2,37 V (más de cinco veces el potencial de reducción del hierro).



El resto de los metales tienen una menor tendencia a oxidarse comparada con la del hierro.





En el caso de ser la tubería de magnesio, realizaríamos un proceso similar.



El magnesio tiene también una gran tendencia a oxidarse. Por tanto, necesitaríamos un metal cuyo potencial de reducción sea aún menor que el potencial de reducción del magnesio. En nuestro caso no existe ninguno cuyo potencial de reducción sea menor de  $-2,37 \text{ V}$ , por lo que no podríamos usar ninguno de los metales como ánodo de sacrificio.



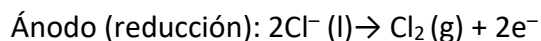
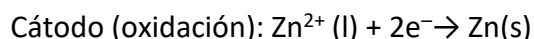
## Actividad 2

Se electroliza cloruro de zinc fundido con una corriente de 3 A, durante un tiempo determinado, y se depositan 24,5 g de zinc sólido en el cátodo. Datos:  $P_{\text{mZn}} = 65,4 \text{ g/mol}$ ,  $F = 96500 \text{ C/mol}$ .

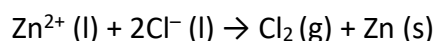
- Escribe las semiecuaciones de las semirreacciones de reducción y oxidación que se producen en las ecuaciones de la reacción global.
- ¿Cuánto tiempo dura el proceso?
- ¿Qué volumen de  $\text{Cl}_2 \text{ (g)}$ , medido a  $0^\circ\text{C}$  y 1 bar, se desprende en el ánodo?  
Datos: 1 bar = 0,987 atm.

### Solución:

- a) Las semiecuaciones que se dan en el cátodo y en el ánodo son:



Reacción global:



- b) Los datos que nos aportan son:

- masa depositada de zinc: 24,5 g
- intensidad de corriente: 3,00 A
- moles de electrones necesarios para que se forme 1 mol de Zn: 2 moles
- $P_{\text{mZn}} = 65,4 \text{ g/mol}$
- $F = 96500 \text{ C/mol}$

Primero tenemos que calcular los moles depositados de Zn:

$$24,5 \text{ g Zn} \cdot (1 \text{ mol Zn}) / (65,4 \text{ g Zn}) = 0,375 \text{ moles de Zn se han depositado}$$

Según la estequiometría, por cada mol de Zn formado, se han necesitado 2 moles de electrones para que se lleve a cabo la reacción. Por tanto, para saber los moles de electrones que se han necesitado para la reacción:

$$0,375 \text{ moles de Zn} \cdot (2 \text{ moles de electrones}) / (1 \text{ mol de Zn}) = 0,749 \text{ moles de electrones}$$

Con los moles de electrones y la constante de Faraday, podemos averiguar la carga del circuito:

$$Q = n_e \cdot F = 0,749 \text{ moles de electrones} \cdot 96500 \text{ C}/(\text{moles de electrones}) = 72301,22 \text{ C}$$

Con la carga del circuito y la intensidad de la corriente, podemos saber el tiempo que se ha necesitado para llevar a cabo dicha reacción:

$$T = Q/I = (72301,223 \text{ C}) / (3,00 \text{ A=C/s}) = 24100,408 \text{ s}$$

Si pasamos esta unidad a horas:

$$24100,408 \text{ s} \cdot (1 \text{ h}) / (3600 \text{ s}) = 6,695 \text{ h}$$

c) Los datos que nos aportan son:

- $T = 0^\circ\text{C} = 273 \text{ K}$
- $P = 1 \text{ bar}$

Para deducir la cantidad de cloro formada, nos valemos de la estequiometría de la reacción. Sabemos que, por cada mol de Zn formado se forma otro mol de cloro. Por tanto, sabemos que se han formado los mismos moles de cloro gaseoso que de zinc sólido.

$$0,375 \text{ moles de Zn formado} = 0,375 \text{ moles de cloro gaseoso formado}$$

Por la ley de los gases ideales podremos calcular el volumen de cloro. Así:

$$PV = nRT$$

$$V = nRT/P = (1 \text{ mol} \cdot 0,082 \text{ (atm} \cdot \text{L)}) / (\text{K} \cdot \text{mol}) \cdot (0^\circ\text{C} + 273) \text{ K} / (1 \text{ bar} \cdot 1 \text{ atm} / (0,987 \text{ bar})) = 8,50 \text{ L}$$

se forman de cloro

### Actividad 3

La corrosión del hierro en presencia de aire y humedad es de naturaleza electroquímica. Durante el proceso de corrosión se forma una pila galvánica.

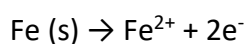
- a) Escribe las semiecuaciones de las semirreacciones catódica y anódica.
- b) Razona cómo afecta el valor del pH a la semirreacción de reducción.

#### Solución:

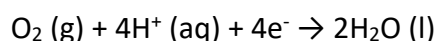
a) La corrosión del hierro es un proceso que tiene importancia desde el punto de vista económico. Se sabe que el hierro no experimenta corrosión, aunque esté en contacto con el agua y si esta no contiene oxígeno. Por otra parte, el hierro sumergido en aceite exento de agua, tampoco se corroe, aunque éste contenga oxígeno.

La corrosión del hierro es de naturaleza electroquímica:

Una región de la superficie del hierro sirve de ánodo. Allí se produce la oxidación del hierro.

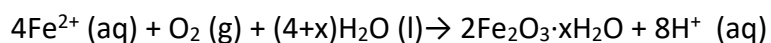


Los electrones viajan a través del metal a otra zona de la superficie que sirve de cátodo. Ahí, el oxígeno se reduce.



b) La segunda semiecuación muestra los iones que participan en la reducción del oxígeno. Al disminuir la concentración de iones  $\text{H}^{+}$  (al aumentar el pH), la reducción del oxígeno se hace menos favorable. Esto explica porque a pH superiores a nueve no hay corrosión del hierro.

En el transcurso de la corrosión, el hierro ferroso ( $\text{Fe}^{2+}$ ), formado en el ánodo, se oxida a hierro férrico ( $\text{Fe}^{3+}$ ), que forma óxido de hierro (III) hidratado, conocido como herrumbre.



#### Actividad 4

Indica qué afirmación es cierta y justifica tu respuesta:

- a) Los electrones transferidos del reductor al oxidante pasan por un hilo conductor, creando una corriente.
- b) Primero se efectúa la oxidación en el ánodo y luego la reducción en el cátodo.
- c) La conducción a través del electrolito es debida al movimiento de los electrones.
- d) La reacción redox que ocurre en el interior de una pila galvánica, en la que los procesos de oxidación y reducción tienen lugar en recipientes separados, también tiene lugar cuando todos los reactivos se encuentran en el mismo recipiente.

#### Solución:

- a) Falso. Existen reacciones químicas espontáneas redox que se dan en la naturaleza que no necesita de un hilo conductor. Por ejemplo, la oxidación del hierro para formar herrumbre.
- b) Falso. La reacción es concertada, es decir, a la vez que se produce la oxidación en el ánodo, se produce la reducción en el cátodo simultáneamente.
- c) Verdadero. Se produce un gradiente de potencial entre el cátodo y el ánodo y lo que ocurre es una migración de los cationes en la disolución y de los electrones por el hilo conductor.
- d) Verdadero. No existe ningún impedimento a la hora de juntar dos recipientes y llevar a cabo la reacción si la única reacción que puede ocurrir es nuestra reacción redox.

A continuación, en la Tabla 6 se muestran los criterios de evaluación para las actividades específicas de evaluación.

*Tabla 6. Criterios de evaluación de las actividades de evaluación.*

Secuencia de actividades	Criterios de evaluación	Indicadores para la evaluación		
		Conocimientos	Capacidades	Actitudes
1	1. Reconoce cuál es el oxidante y el reductor. 2. Sabe calcular la espontaneidad de una reacción redox mediante los potenciales de reducción.	Sabe identificar cuál es el oxidante y el reductor en una reacción redox. (C1) Sabe relacionar los distintos potenciales de acción con la espontaneidad de una reacción redox. (C3) Es capaz de calcular la diferencia de potencial estándar de un par redox y asociarlo con la espontaneidad. (A3) (A4)		
2	1. Reconoce cuál es el oxidante y el reductor, así como qué se produce tanto en el ánodo como en el cátodo, y la reacción que se lleva a cabo. 2. Relaciona la carga eléctrica con la cantidad de producto que se deposita en el cátodo utilizando la ley de Faraday. 3. Mediante la ley de los gases ideales es capaz de averiguar el volumen de producto formado.	Sabe identificar cuál es el oxidante y el reductor en una reacción redox. (C1) Sabe relacionar la carga eléctrica con la cantidad de Zn depositado en el cátodo. (C3) Aplica tanto la ley de Faraday con la ley de los gases ideales para resolver el problema, explicando así el comportamiento del sistema. (A3) (A4)		
3	1. Reconoce qué reacción se da en el cátodo y en el ánodo, además de los componentes que llevan a cabo dicha reacción. 2. Razona por qué distintos factores	Sabe identificar cuál es el oxidante y el reductor en una reacción redox, así como la reacción global. (C1) Explica por qué la reacción de corrosión no se da bajo condiciones de basicidad. (C3) Mediante el principio de Le Chatelier puede explicar por qué no se produce corrosión si		



	externos pueden afectar a una reacción.	estamos en un medio ácido. (A3) (A4). Puede llegar a la conclusión aplicando sus conocimientos y extrapolar el resultado a la vida real, véase la corrosión de un material. (R7)
4	<p>1. Es capaz de dar soluciones a problemas teóricos utilizando sus conocimientos previos.</p> <p>2. Reconoce el comportamiento de los electrones en cualquier tipo de reacción.</p> <p>3. Comprende el mecanismo por el cual se lleva a cabo la reacción.</p> <p>4. Entiende la naturaleza del electrolito y cómo se mueve dentro de la disolución.</p> <p>5. Deduce las condiciones en las cuales se puede llevar a cabo una reacción redox, tanto si es de una celda como de dos celdas.</p>	<p>Sabe relacionar qué fenómenos de la naturaleza se dan y las condiciones necesarias para que se lleven a cabo. (C1) (C3).</p> <p>Puede aplicar distintos conceptos galvanoplásticos y aplicarlos en juicios teóricos para dar con la solución. (A3) (A4)</p> <p>Formula hipótesis basándose en la información que él está aportando y contrastándola con sus conocimientos sobre la materia. (R4) (R7)</p>

## 6. Bibliografía

Allsop, R. T.; George N. H. (1982). Redox in Nuffield advanced chemistry. *Education in Chemistry*, 19, 57–59.

Andersson B. (1986). Pupils' explanations of some aspects of chemical reactions. *Science Education*, 70(5), pp.549-563.

Beane, J. A. (1995). Curriculum the disciplinise integration of knowledg and as an advocate for curriculum integration. *The Phi Delta Kappan*, 76(8), 616–622.

Brown, T. L., Woodward, P., & Fernández Enríquez Laura. (2009). *Química: la ciencia central* (11a. edición). Pearson Educación. Retrieved 2022. 802 – 804, 844 – 864

Bockris, J. (2019). *Electroquímica moderna. Volumen 1*. Editorial Reverté. Retrieved 2022, from. 9 – 13  
Evans, U. R., & Company Bueno José. (2018). *Corrosiones metálicas*. Editorial Reverté. Retrieved 2022, 34 – 36.

De Jong, O.; Acampo, J.; Verdonk, A. (1995). Problems in Teaching the Topic of Redox Reactions: Actions and Conceptions of Chemistry Teachers. *J. Res. Sci. Teach.*, 32: 1097-1110.

Decreto 64/2022, de 20 de julio, del Consejo de Gobierno, por el que se establecen para la Comunidad de Madrid la ordenación y el currículo del Bachillerato. *Boletín Oficial de la Comunidad de Madrid*, 176, de 26 de julio de 2022.

Driver, R., A. Squires, P. Rushworth y V. Wood Robinson (1994). *Making Sense of Secondary Science*, Routledge & Kegan Paul, Londres

Fernández Domene, R. M., Roselló Márquez, G., Batista Grau, P., Sánchez Tovar, R., & García Antón, J. (2020). *Fundamentos de teoría electroquímica*. UNIVERSITAT POLITÈCNICA DE VALÈNCIA. Retrieved 2022. 35 – 39

Garnett, P.J., Garnett, P.J., & Treagust, D.F. (1990a). Implications of research of students' understanding of electrochemistry for improving science curricula and classroom practice. *International Journal of Science Education*, 12, 147-156.

Harris, D. C. (2016). *Análisis químico cuantitativo* (3a. ed.). Editorial Reverté. Retrieved 2022. 283 – 297.

HESSE, J. J. y ANDERSON, C. W. (1992). Students' conceptions of chemical change. *Journal of Research in Science Teaching*, 29(3), pp.277-299.

Ministerio de Salud y Protección Social Dirección de Promoción y Prevención Subdirección de Salud Ambiental. (2015). *GUÍA PARA EL DESARROLLO DE ACTIVIDADES DE PROMOCIÓN y PREVENCIÓN EN LA INDUSTRIA DE GALVANOPLASTÍA*. <https://www.minsalud.gov.co/sites/rid/Lists/BibliotecaDigital/RIDE/VS/PP/SA/9guia-actividades-pyp-galvanoplastia.pdf>

Ogude, A. N., & Bradley, J. D. (1994). Ionic conduction and electrical neutrality in operating electrochemical cells. *Journal of Chemical Education*, 71, 29–31.

Ogude A. N., & Bradley, J. D. (1996). Electrode processes and aspects relating to cell emf, current, and cell components in operating electrochemical cells: pre-college and college student interpretation. *Journal of Chemical Education*, 73, 1145-1149.

Orden EFP/755/2022, de 31 de julio, por la que se establece el currículo y se regula la ordenación del Bachillerato en el ámbito de gestión del Ministerio de Educación y Formación Profesional. *Boletín Oficial del Estado*, 187, de 5 de agosto de 2022, 114514-115115.

Petrucci, R.H.; Herring, F. G.; Madura, J.D.; Bissonnette, C. (2011). *Química General*. Pearson. Madrid.

Real Decreto 243/2022, de 5 de abril, por el que se establecen la ordenación y las enseñanzas mínimas del Bachillerato. *Boletín Oficial del Estado*, 82, de 6 de abril de 2022.

Rodrigo, M. J. y Cubero, R. (2000). Constructivismo y enseñanza de las ciencias. En F. J. Perales y P. Cañal (dir.), *Didáctica de las Ciencias Experimentales* (pp. 85-107). Alcoy: Marfil.

Roudgarmi, P. (2011). Qualitative research for environmental sciences: A review. *Journal of Food, Agriculture & Environment*, 9(3-4), 871-879.

Sanders, M. (2009). STEM, STEM education, STEMAnia. *The Technology Teacher*, 68(4), 20–27.

Sanger, M. J., & Greenbowe, T. J. (1997a). Common student misconceptions in electrochemistry: Galvanic, electrolytic, and concentration cells. *Journal of Research in Science Teaching*, 34(4), 377-398.

Sanger, M. J., & Greenbowe, T. J. (1997b). Students' misconceptions in electrochemistry: Current flow in electrolyte solutions and the salt bridge. *Journal of Chemical Education*, 74, 819-823.

SCHMIDT, H. (1997). Students' misconceptions. Looking for a pattern. *Science Education*, 81(2), pp.123-136.

Shollum, B. (1982). *Reactions: Working Paper of the Learning in Science Project*, Nº. 37, University of Waikato, Hamilton, Nueva Zelanda.