



Curso 2015-2016

Universidad de Valladolid

Trabajo Fin de Máster

Máster de Profesor en Educación Secundaria

Obligatoria y Bachillerato, Formación

Profesional y Enseñanza de Idiomas

“TEORÍA REDOX MEDIANTE APRENDIZAJE BASADO EN PROBLEMAS”

Nereida Pérez Lemus

Tutor: Enrique Barrado Esteban

JULIO 2016

ÍNDICE

1. Introducción	4
2. Objetivos	7
3. Metodología	10
4. Desarrollo	17
a. Introducción	18
b. Experiencias básicas	21
c. Planteamiento de los problemas	26
5. Descripción	29
5.1. Pilas voltaicas o galvánicas	30
5.2. Procesos electrolíticos	44
5.3. Descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno	50
6. Evaluación	54
6.1. Proceso de evaluación del ABP	57
7. Conclusiones	61
8. Anexos	65
9. Bibliografía	71

1. Introducción

“La causa principal de la crisis no está en la falta de dinero, ni en los padres o en los estudiantes, ni siquiera en los sindicatos. El gran error es que ha cambiado el mundo cuando la educación sigue siendo básicamente la misma”

Eduardo Punset, Global Education Forum

1. INTRODUCCIÓN

La **Química** es una ciencia que profundiza en el conocimiento de los principios fundamentales de la naturaleza, amplía la formación científica de los estudiantes y les proporciona una herramienta para la comprensión del mundo en que se desenvuelven, no sólo por sus repercusiones directas en numerosos ámbitos de la sociedad actual sino también por su relación con otros campos del conocimiento como la Biología, la Medicina, la Ingeniería, la Geología, la Astronomía, la Farmacia o la Ciencia de los Materiales.

La Química es capaz de utilizar el conocimiento científico para identificar preguntas y obtener conclusiones a partir de pruebas, con la finalidad de comprender y ayudar a tomar decisiones sobre el mundo natural y los cambios que la actividad humana producen en él, la ciencia y la tecnología están hoy en la base del bienestar de la sociedad.

La enseñanza de la ciencia, en particular la de la Química, entraña una mayor dificultad que la de otras materias. En general, la población valora de una forma positiva la ciencia, sus logros y los responsables de estos logros, pero la mayoría de los jóvenes muestra muy poco interés por estudiar materias científicas, lo que se va acentuando a medida que aumenta la edad de los estudiantes. Aunque la ciencia sea valorada positivamente, a nivel popular se está comenzando a hablar de la Química como algo artificial y con connotaciones negativas, parece estar extendiéndose lo que se podría llamar el término **quimiofobia**, que lleva a relacionar esta ciencia con aspectos negativos, con frecuencia a causa de la ignorancia y la incompreensión.

La falta de interés por el estudio de las materias científicas ha sido constatada por numerosas investigaciones y actualmente parece probado que este desinterés está yendo en aumento. Una causa de dicho desinterés es la visión que tienen los estudiantes de las materias científicas, las que ven como “aburridas”. Esta actitud puede llevar a la falta de motivación de los alumnos, siendo uno de los pilares de la didáctica debido a que sin motivación no hay aprendizaje efectivo.

La motivación es un factor muy importante en la práctica del proceso de **enseñanza–aprendizaje**, tanto en los profesores para dar a conocer y enseñar como en los alumnos para querer aprender.

Una de las primeras tareas de un docente es trabajar la **atención del alumno**. La idea de prestar atención significa actuar como una cámara inmóvil y está tan arraigada en nosotros que, cuando prestamos atención con éxito, generalmente estamos, sin querer, cambiando el contexto o encontrando características novedosas en nuestro sujeto. Si ofrecemos a nuestros alumnos contenidos clásicos pero camuflados en la novedad y en la renovación, entonces estaremos variando su punto de enfoque y habremos creado una situación refrescante y motivante para ellos captando así su atención. Los cambios de perspectiva o de contexto son los que nos llevan a darnos cuenta de la novedad. Las variables novedad y variedad son las que atraen la atención y la dedicación.

Otra de las tareas de las tareas del docente es trabajar la **motivación del alumno**. La conducta de exploración comprende todas las actividades que incluyen respuestas destinadas a provocar cambios estimulares y la curiosidad se considera como el determinante motivacional que activa dicha conducta.

Si el alumno dirige su actividad hacia el conocimiento particular y preciso del estímulo, debido a la complejidad o la novedad excesivas que presenta, produce tal grado de incertidumbre que eleva su activación hasta puntos excesivamente elevados. Esto es lo que se pretende con la utilización de otros métodos de aprendizaje que se muestran en apartados posteriores.

2. Objetivos

2. OBJETIVOS

Las orientaciones de la Unión Europea instan, como condición indispensable, en la necesidad de la adquisición de las competencias clave por parte de los individuos para lograr que alcancen un pleno desarrollo personal, social y profesional que se ajuste a las necesidades de un mundo globalizado y haga posible el desarrollo económico, vinculado al conocimiento. Las competencias clave deben estar relacionadas con los objetivos definidos para la Educación Primaria, la Educación Secundaria Obligatoria y el Bachillerato.

La relación de las competencias clave con los objetivos de las etapas educativas hace necesario el diseño de estrategias para suscitar y evaluar las competencias desde las etapas educativas iniciales e intermedias hasta su consolidación en etapas superiores, que llevarán a al alumnado a desarrollar actitudes y valores, además de conocimiento conceptual y uso de técnicas y estrategias, que favorecerán su incorporación a la vida adulta, y servirán de partida para su aprendizaje a lo largo de su vida. Además, una adquisición eficaz de las competencias clave por parte del alumnado y su contribución al logro de los objetivos de las etapas educativas requiere del diseño de actividades de aprendizaje integradas que permitan progresar hacia la adquisición de los estándares de aprendizaje evaluables y criterios de evaluación de más de una competencia al mismo tiempo.

Las competencias del currículo son las siguientes:

- a. Comunicación lingüística
- b. Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología.
- c. Competencia digital.
- d. Aprender a aprender.
- e. Competencias sociales y cívicas.
- f. Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor.
- g. Conciencia y expresiones culturales.

Las competencias clave deben encontrarse en las áreas o materias de las propuestas curriculares, y en ellas deben definirse, explicitarse y desarrollarse suficientemente los estándares de aprendizaje evaluables y criterios de evaluación en todas las materias que los alumnos y alumnas deben adquirir.

En nuestro caso, nos centraremos en la **competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología**, en la que el alumno debe acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales, dominando las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.

- Los **objetivos** que el propio alumnado debe alcanzar son los siguientes:
 - Comprender los elementos y procedimientos fundamentales de la investigación y de los métodos científicos.
 - Conocer y valorar de forma crítica cuál es la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, así como consolidar la sensibilidad y el respeto hacia el medio ambiente.
 - Fortalecer el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa, trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.
- Estos **objetivos** tienen que estar relacionados con los que deben alcanzar en la materia de **Química** impartida en **2º Bachillerato**:
 - Definir oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.
 - Ajustar por el método del ion-electrón reacciones redox.
 - Relacionar la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.
 - Diseñar una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.
 - Distinguir entre pila galvánica y celda electrolítica.
 - Explicar las principales aplicaciones de estos procesos en la industria.

3. Metodología

3. METODOLOGÍA

Los métodos de aprendizaje se entienden como procesos de formación que abarcan y estructuran una acción formativa completa. El método más tradicional es el expositivo, *la clase magistral*, siendo un método útil y eficaz cuando se realiza de forma adecuada. Consiste en una exposición lineal de contenidos al hilo de la cual se introducen las actividades prácticas, los debates y las pruebas que garantizan la transmisión de conocimientos y destrezas.

Existen otros métodos capaces también de estructurar una acción formativa de principio a fin, diseñados para aumentar el interés de los alumnos y promover su compromiso con el proceso de aprendizaje. Estos métodos son formas de diseñar acciones formativas completas (un curso entero, un módulo o una unidad de un módulo), y cada uno de ellos, partiendo siempre de los objetivos de aprendizaje iniciales, tiene su propia manera de ordenar y dar sentido a los contenidos, las actividades y las pruebas de evaluación de que se compone la acción formativa. A continuación, se exponen diferentes métodos de aprendizaje:

a. Aprendizaje basado en problemas (ABP)

Es una estrategia para promover la enseñanza situada, en la que el facilitador plantea un problema real y pertinente a los estudiantes y ellos deben encontrar la solución, para lo cual construyen su propio conocimiento y desarrollan actividades.

b. Aprendizaje por indagación

Es un enfoque que requiere que los estudiantes piensen en forma sistemática o investiguen para llegar a soluciones razonables a un problema. La enseñanza por indagación se centra en el estudiante, no en el profesor, se basa en problemas, no en soluciones y promueve la colaboración entre los estudiantes.

c. Aprendizaje basado en el análisis y discusión de casos (ABAC)

Es una estrategia para promover la enseñanza situada, la propuesta consiste en el planteamiento de un caso a los alumnos, el cual es analizado y discutido en pequeño y posteriormente en el grupo-clase. Hay tres importantes momentos: La preparación del caso, el análisis del caso en grupos cooperativos y, por último, discusión del caso en el grupo-clase.

d. Modelización

El proceso de aprendizaje consiste en la elaboración de una sucesión de modelos mentales de los estudiantes, los cuales tienen lugar a través de cuatro etapas: La elaboración de un modelo mental del estudiante a partir de sus ideas previas, la representación del modelo mental mediante dibujos, esquemas, ecuaciones o maquetas, la puesta a prueba (empírica o mental) del modelo y la evaluación del alcance y de las limitaciones del modelo elaborado.

e. Ambientes de aprendizaje enriquecidos por TICs

Un ambiente de aprendizaje enriquecido con tecnología permite ofrecer al educador nuevas formas de enseñar y reflexionar sobre su propia práctica educativa, permitiéndole facultar al estudiante en el uso de dicha tecnología para estimular el proceso de aprendizaje. La incorporación de tecnología puede estar asociado con un alto nivel de interacción posibilitando un aprendizaje activo.

f. El aprendizaje basado en proyectos

El trabajo por proyectos sitúa a los alumnos en el centro del proceso de aprendizaje gracias a un planteamiento mucho más motivador en el que entran en juego el intercambio de ideas, la creatividad y la colaboración.

❖ Aprendizaje Basado en Problemas (ABP)

Lo más valioso de muchos métodos de enseñanza que se imparten no radica en los contenidos explícitos, conscientes de que pueden olvidarse, sino en la inducción y potenciación de procesos mentales que crean inercias y contenidos implícitos, que son los realmente duraderos y que solo se ponen de manifiesto cuando surgen nuevas situaciones de aprendizaje. Con el paso del tiempo se olvidan los contenidos concretos que se han aprendido, pero sin embargo, la inteligencia y la capacidad de razonar siguen vivas e incluso han podido crecer si se ha ejercitado la mente adecuadamente.

La disciplina que estudia cómo la educación cambia el cerebro a nivel fisiológico y cómo esos cambios modifican el comportamiento de las personas es la **psicobiología**. Los cambios más importantes son los que hacen posible el aprendizaje y la memoria, presentes en todos los procesos de enseñanza y en todos los niveles.

Uno de los objetivos de la psicobiología es estudiar qué le ocurre al cerebro cuando se aprende y qué procedimientos de enseñanza son mejores para procesar la información y generar memorias robustas y duraderas. Posteriormente, el docente establece metodologías adecuadas para llegar a ser eficaces según el ámbito y circunstancias.

Con la finalidad de ofrecer un cambio en el método de aprendizaje dentro del área escogido, **Física y Química**, resulta realmente interesante comenzar conociendo cuál es el mecanismo que sigue nuestro cerebro cuando aprende, cómo se estimula o cuál es el motivo por el que se olvidan algunos contenidos.

El cerebro humano contiene unos 80 000 millones de neuronas que a lo largo de sus prolongaciones conducen información codificada en forma de pequeñas descargas eléctricas llamadas potenciales de acción. Entre una y otra neurona la comunicación tiene lugar mediante conexiones funcionales llamadas **sinapsis**, de las que se calcula que hay unas 10^{14} en todo el cerebro. En cada sinapsis hay dos neuronas implicadas: la que aporta información y aquella que la recibe.

Cuando los potenciales de acción que llevan la información alcanzan la terminación de la neurona emisora, ésta libera una pequeña cantidad de sustancia química, **el neurotransmisor**, que se difunde por el espacio entre ambas neuronas hasta llegar a la neurona receptora, que uniéndose a ella, modifica su actividad.

No se sabe realmente cuál es la capacidad de almacenamiento de información del cerebro humano pero no hay duda de que su gran cantidad de conexiones sinápticas le confiere una formidable capacidad para combinar, asociar y almacenar información de diferente tipo y procedencia.

Está demostrado que cuando se obliga a una sinapsis a trabajar intensamente liberando su neurotransmisor, ocurren en ella cambios que potencian su capacidad para transmitir la información, esa potenciación es más duradera cuanto más se obliga a trabajar la sinapsis, es decir, cuanto más se estimula la neurona emisora, pudiendo durar minutos, horas e incluso días. Este descubrimiento se denomina **potenciación sináptica a largo plazo** y constituye un mecanismo por el cual las neuronas y sus sinapsis retienen o almacenan la información que el individuo adquiere. Aunque también existen otras estimulaciones que debilitan las sinapsis, dando lugar a la depresión sináptica a largo plazo.

Es trascendente utilizar métodos que activen áreas del cerebro como la corteza prefrontal y el lóbulo temporal medial, necesarios para aprender y crear memorias. Entre estos procedimientos se encuentran, por ejemplo, el entrenamiento en memoria de trabajo y razonamiento, la guía del aprendizaje mediante preguntas relevantes, la práctica sistemática del recuerdo y la reconstrucción de lo aprendido o, incluso, leer y comentar textos de diferentes áreas de conocimiento entre otros.

No hay que olvidar que no sólo favorece el aprendizaje hacer trabajar al cerebro, sino también que se “divierta” o que “descanse”. Es necesario tener en cuenta dos medios muy poderosos y asequibles, el ejercicio físico y el sueño. El ejercicio físico provoca la liberación de sustancias neurotrópicas benefactoras de los procesos mentales y el sueño potencia la memoria, integra la información aprendida con la que ya tenemos en el cerebro, extrae reglas y genera nuevo conocimiento.

La finalidad de los docentes es lograr que los alumnos sean capaces de aprender la información, consiguiendo que sea relevante. Cuando la información en el ambiente de una persona es significativa, es más probable que dicha información la recuerde. Para ello, conseguir que las ideas y los hechos parezcan importantes es interpretar ideas de modo que su relación con la vida, intereses y curiosidades de la mayoría de los estudiantes sea fácilmente evidente. Otra manera consiste en cambiar la actitud de los estudiantes hacia el material en cuestión, es decir, enseñar a los estudiantes a que ellos mismos hagan el material significativo.

De los métodos de aprendizaje mencionados anteriormente como alternativa a la clase magistral para conseguir un mayor interés de los alumnos a la hora de impartir conocimientos, nos centraremos en el ***Aprendizaje Basado en Problemas (ABP)***.

Los **objetivos** que se pretenden alcanzar con el ABP son los siguientes:

- Promover en el alumno su propio la responsabilidad de su propio aprendizaje.
- Desarrollar habilidades para la evaluación crítica y la adquisición de nuevos conocimientos con un compromiso de aprendizaje de por vida.
- Desarrollar habilidades para relaciones interpersonales.
- Involucrar al alumno en un reto (problema, situación o tarea) con iniciativa y entusiasmo.
- Monitorear la existencia de objetivos de aprendizaje adecuados al nivel de desarrollo de los alumnos.
- Orientar la falta de conocimiento y habilidades hacia una búsqueda de mejora eficaz.
- Estimular el desarrollo del sentido de colaboración como un miembro de un equipo.

El ABP consiste en la ***preparación de una situación***: se selecciona un problema, se realiza un planteamiento de la situación problemática (situación relevante y compleja) y se definen los propósitos de la estrategia.

A continuación, se produce un ***establecimiento de la situación entre los alumnos***: se realiza una presentación de la estrategia con documentación, se imparte una explicación a los alumnos y, por último, se lleva a cabo una conformación de los grupos.

Por último, se realiza el ***proceso de resolución***: se llevan a cabo intentos iniciales, posibles análisis, se definen los objetivos grupales, se efectúa una búsqueda documental exhaustiva hasta llegar a un planteamiento de estrategia de resolución y se concluye con la comunicación de resultados.

En resumen, el **ABP** consiste en que el profesor plantea un problema abierto, el propio alumno busca la información, con esta metodología el alumno es activo ya que aprende por cuenta propia, existe trabajo en equipo por parte de los alumnos y el aprendizaje es colaborativo.

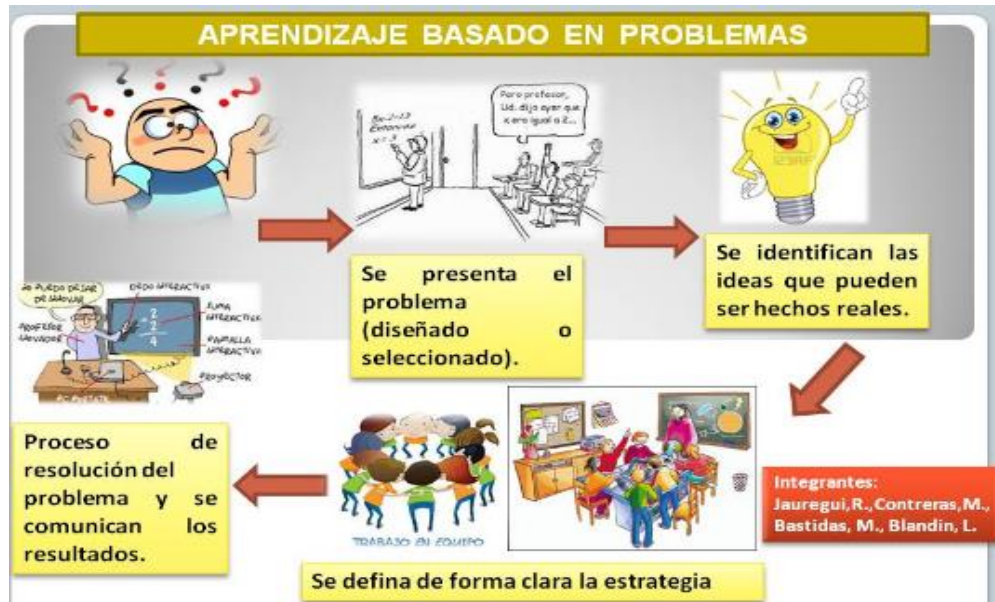


Figura 3.1. Etapas correspondientes al ABP

Las **ventajas** que conlleva el ABP son las siguientes:

- El estudiante expresa mejor sus ideas y pensamientos.
- El alumno desarrolla habilidades de comunicación y trabajo en equipo.
- El estudiante desarrolla habilidades para la búsqueda y selección de la información.
- El estudiante se siente más comprometido con su aprendizaje al ser más independiente.
- Se crea un sentimiento de seguridad y colaboración.

4. Desarrollo

4. DESARROLLO

a. Introducción

La energía es la capacidad que tienen todos los cuerpos para realizar transformaciones en ellos mismos o en otros cuerpos. La energía se manifiesta de diferentes formas: energía mecánica, térmica, eléctrica, química...

La energía no se crea ni tampoco se destruye, simplemente se transforma, en esta transformación la energía total se mantiene, es decir, que no sufre ningún cambio. En general, el ser humano transforma la energía para poder aprovecharla de la mejor manera posible, conforme a sus necesidades.

Existen muchos ejemplos de transformación de la energía: las placas solares permiten transformar la energía solar en eléctrica, al utilizar los molinos de viento, lo que se transforma es la energía eólica en electricidad, la fotosíntesis transforma energía luminosa (solar) en energía química que almacena la planta, en el caso de las pilas, la energía química se transforma en eléctrica, en el caso de un proceso de electrólisis, hay que aportar energía eléctrica (proceso no espontáneo), para transformarse en energía química.

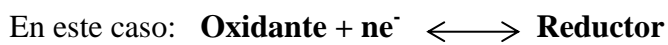
En nuestro caso vamos a estudiar los procesos electroquímicos, basados en las **reacciones de oxidación – reducción (reacciones redox)**. Estos procesos pueden ser de dos tipos:

- Pilas galvánicas (o también simplemente pilas), que producen una corriente eléctrica continua mediante la utilización de una reacción redox. Se produce la transformación de energía química en eléctrica. Es un proceso espontáneo.
- Electrólisis que consiste en la realización de una reacción redox por medio de una corriente eléctrica continua. En procesos electrolíticos se produce la transformación de energía eléctrica en química (electrólisis del agua). Hay que aportar energía porque el proceso no es espontáneo.

Para comenzar a hablar sobre los procesos electroquímicos, ya sean las pilas o células galvánicas o los procesos electrolíticos, primero tenemos que saber qué es una **reacción de oxidación-reducción** y cuándo se produce un **proceso espontáneo**, por eso, a continuación trataremos estas dos cuestiones.

¿Qué es una reacción redox?

Los procesos electroquímicos están basados en reacciones de oxidación-reducción (redox) que consisten en una transferencia de electrones y pueden ser tratadas bajo la teoría:

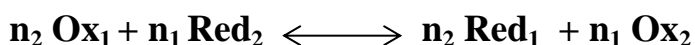
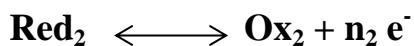
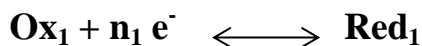


Aceptor

Donador

- ❖ **Agente oxidante** es toda sustancia que tiene tendencia a captar electrones. Al captar los electrones se reduce.
- ❖ **Agente reductor** es toda sustancia que tiene tendencia a ceder electrones. Al perder los electrones se oxida.
- ❖ **La oxidación** es el proceso en que una sustancia aumenta el número de oxidación por cesión de electrones:
- ❖ **La reducción** es el proceso en que una sustancia disminuye el número de oxidación por ganancia de electrones.

Las semirreacciones redox no pueden producirse por sí solas, debe haber un aceptor de electrones (Ox₁) y un donador de electrones (Red₂).



$$k_r = \frac{[Red_1]^{n_2} [Ox_2]^{n_1}}{[Ox_1]^{n_2} [Red_2]^{n_1}}$$

El nº de electrones cedidos por el reductor = nº de electrones aceptados por el oxidante

¿En qué consiste un proceso espontáneo?

El proceso que tiene lugar debe ser espontáneo: $\Delta G < 0$ (**negativo**). El sistema realiza un trabajo eléctrico: $W_{\text{elect}} = nFE$

$$\Delta G = -W_{\text{elect}} = -nFE$$

$$\Delta G = -nFE = (\mu_{\text{Red}}^0 - \mu_{\text{Ox}}^0) + RT \ln \frac{a_{\text{Red}}}{a_{\text{Ox}}}$$

La ecuación de Nerst $E = E_0^0 + \frac{RT}{nF} \ln \frac{a_{\text{Ox}}}{a_{\text{Red}}}$

E_0^0 mide la tendencia del oxidante del sistema redox a tomar electrones y reducirse, por lo que se llama potencial normal de reducción

$$\Delta G_0^0 = -nFE_0^0$$

Cuanto más grande es E_0^0 más tendencia tiene el oxidante a reducirse y cuanto menor sea más tendencia tiene el reductor a oxidarse.

El potencial del cátodo es mayor que el del ánodo y el sistema evoluciona espontáneamente hasta alcanzar el equilibrio.

b. Experiencias básicas

En la vida real se presentan situaciones que no son más que el resultado de **reacciones redox**. ¿Qué podría ocurrir si no contáramos con pilas o baterías? ¿Cómo funcionarían los relojes, las linternas? ¿Cómo purificaríamos los metales? Los aportes tecnológicos no han surgido de la nada, han costado grandes e incansables sacrificios a través del tiempo y nuevos conocimientos.

Actualmente hay una mejor comprensión del uso y producción de energía para la vida. La energía eléctrica puede utilizarse para producir reacciones químicas. El proceso contrario también es posible, producir energía eléctrica a partir de una reacción química, un ejemplo conocido lo constituyen las pilas y acumuladores de tan amplio uso en la vida actual.

A continuación, trataremos tres experiencias básicas con las que se pretende lograr la aplicabilidad de los conocimientos construidos durante el desarrollo de la Unidad Didáctica, de igual modo despertar la creatividad y motivar más y más el estudio de la Química que constituye uno de nuestros principales propósitos de enseñanza y de preocupación constante.

Las experiencias básicas que vamos a tratar son las siguientes:

- Pilas o células galvánicas
- Electrólisis del agua
- Descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno

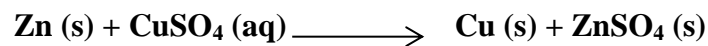
4.1.1. PILAS O CÉLULAS GALVÁNICAS

La célula galvánica o pila galvánica es un dispositivo que utiliza las **reacciones redox** para convertir la energía química en energía eléctrica. La reacción química utilizada es **siempre espontánea**.

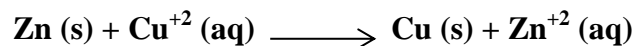
Este dispositivo consiste en dos electrodos de diferentes metales, que proporcionan una superficie sobre la que ocurren las reacciones de oxidación y reducción. Estos electrodos se colocan en dos compartimentos separados, inmersos en un medio que contiene iones en concentraciones conocidas, separados por una placa porosa o membrana, que puede estar compuesta por acristalamiento arcilla, porcelana u otros materiales.

Las dos semiceldas se llaman celdas electroquímicas y los compartimentos están diseñados para separar los dos reactivos que participan en la reacción redox. Por último, los dos electrodos están conectados por un circuito eléctrico, que se encuentra fuera de la célula, llamado circuito externo, garantizando el flujo de electrones entre los electrodos.

Por ejemplo, si se introduce una lámina de zinc en una disolución acuosa de sulfato de cobre (II), se produce la siguiente reacción de forma espontánea ($\Delta G < 0$) porque $\Delta E_{\text{pila}} > 0$. Esto se debe a que $E_{\text{cátodo}}$ es mayor que $E_{\text{ánodo}}$.

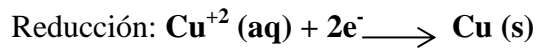
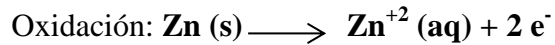


Se puede observar cómo la lámina de zinc se va disolviendo paulatinamente, a la vez que sobre ella se deposita cobre metálico, mientras que el color azul intenso característico de CuSO_4 se va haciendo cada vez más débil, hasta atenuarse casi por completo. La reacción anterior, se puede expresar de forma más sencilla de la manera siguiente:



La transferencia de electrones del zinc al cobre es indetectable, puesto que la reacción tiene lugar directamente y los electrones no abandonan en ningún momento la lámina de zinc. El calor desprendido (reacción exotérmica), se pone de manifiesto en la elevación de temperatura que experimenta la disolución acuosa.

La **energía química** se puede convertir en **energía eléctrica** si se obliga a los electrones que intervienen en la reacción redox a pasar a través de un circuito eléctrico exterior, lo cual se consigue separando los dos procesos que integran la ecuación redox:



Los electrones que cede el zinc al oxidarse, antes de ser captados por los iones de Cu^{+2} , se ven forzados a pasar a través de un conductor por el que circulará una corriente eléctrica detectable mediante un voltímetro.

Este dispositivo constituye el esquema del funcionamiento de una **pila galvánica** llamada **pila Daniell** en honor de su inventor, el químico inglés John Frederic Daniell (1790-1845) y constituida por un electrodo de zinc sumergido en una disolución de iones de Zn^{+2} y otro electrodo de cobre sumergido en una de iones de Cu^{+2} .

4.1.2. ELECTRÓLISIS DEL AGUA

La electrólisis es un proceso electroquímico que consiste en forzar, por medio del suministro de energía eléctrica, la realización de una **reacción** química termodinámicamente **no espontánea** ($\Delta G > 0$).

En el caso del agua para que este proceso transcurra se deben cumplir las siguientes condiciones:

- El agua no puede estar en estado puro, o sea debe tener pequeñas concentraciones de sales u otros minerales.
- Se debe usar corriente directa en este proceso.

Una de las aplicaciones más importantes de la electrólisis es la descomposición del agua, permite que se obtenga los elementos químicos que la componen de forma pura o sea el hidrógeno (H_2) a través del cátodo y el oxígeno (O_2) a través del ánodo, ambos en estado gaseoso.

- **Reacción electroquímica (procesos catódico, anódico y global)**

Cátodo (-), reducción: $2 H_2O (l) \longrightarrow O_2 (g) + 4 H^+ + 4 e^-$

Ánodo (+), oxidación: $4 H^+ (aq) + 4 e^- \longrightarrow 2 H_2 (g)$

Reacción global: $2 H_2O (l) \longrightarrow 2 H_2 (g) + O_2 (g)$

Este proceso se le puede aplicar tanto al agua dulce como al agua salada obteniéndose resultados diferentes teniendo en cuenta los productos. En el caso del agua salada las sustancias que se obtienen a través del ánodo y el cátodo son el cloro (Cl_2) y el hidrógeno (H_2) respectivamente, ambos en estado gaseoso, quedando al final del proceso una disolución de hidróxido de sodio (NaOH).

- **Reacción electroquímica (procesos catódico, anódico y global)**

Cátodo (-), reducción: $2 H_2O + 2 e^- \longrightarrow H_2 + 2 OH^-$

Ánodo (+), oxidación: $2 Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2 e^-$

Reacción global: $2 H_2O + 2 Cl^- \longrightarrow H_2 + 2 OH^- + Cl_2$

4.1.3. DESCOMPOSICIÓN CATALÍTICA DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

Existe un popular experimento de química básica conocido como **volcán de espuma**, basado en la producción de una gran cantidad de espuma por la acción de la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno en un medio jabonoso.

El experimento consiste en mezclar peróxido de hidrógeno concentrado con jabón líquido, posteriormente, se añade una pequeña cantidad del **catalizador** (yoduro de potasio) para conseguir la descomposición rápida del peróxido de hidrógeno. Entonces el peróxido de hidrógeno se descompone produciendo oxígeno en forma de gas y agua. El agua jabonosa atrapa el oxígeno originando gran cantidad de burbujas, formándose así la espuma. Si se añade algo de colorante alimenticio antes de añadir el catalizador se obtiene espuma del color deseado.

Este experimento muestra la reacción de descomposición del peróxido de hidrógeno catalizada por el yoduro potásico. El peróxido de hidrógeno (H_2O_2) normalmente se descompone produciendo oxígeno molecular y agua, pero esta reacción es tan lenta y como sus productos son incoloros no se aprecia con facilidad. Los iones yoduro procedentes del yoduro potásico actúan como catalizadores que aceleran el proceso sin consumirse en el mismo.

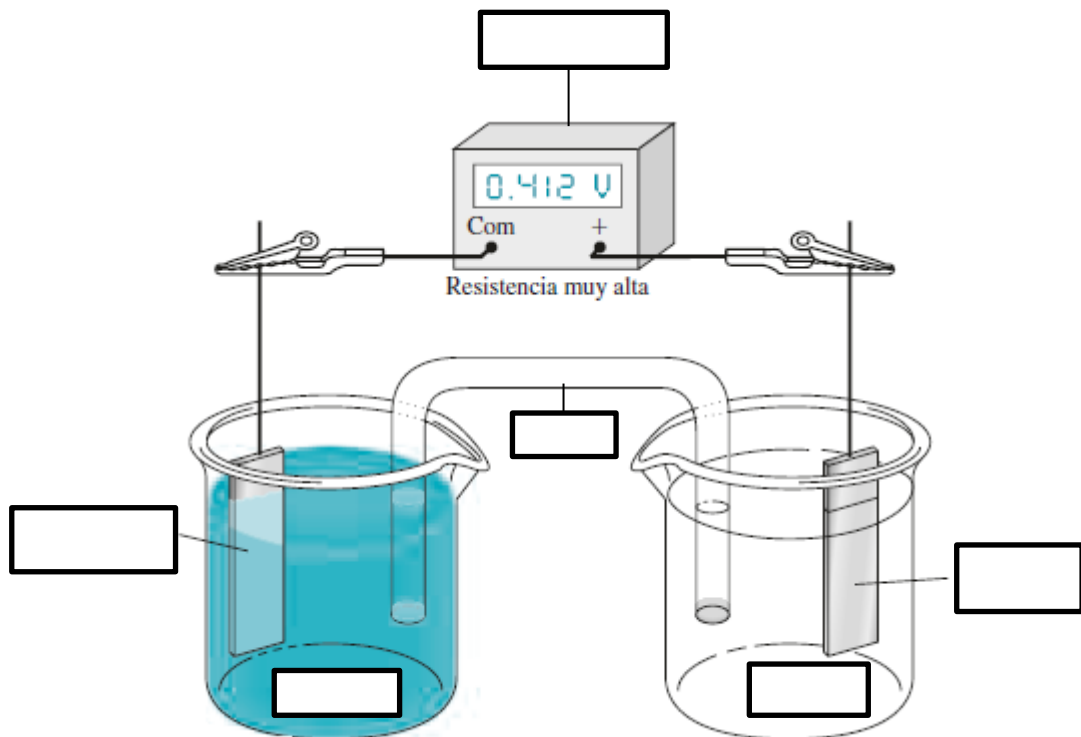
Se desprende rápidamente oxígeno que forma una gran cantidad de espuma al ponerse en contacto con el detergente diluido. El torrente de espuma caliente muestra que la reacción es exotérmica (produce calor).

c. Planteamiento de los problemas

La metodología que nos vamos a utilizar es el *Aprendizaje Basado en Problemas* (ABP), para ello, planteamos un problema de cada una de las experiencias mencionadas anteriormente, los alumnos deberán llegar a un proceso de resolución comunicando cuáles son los resultados obtenidos.

4.1.4. Pila voltaica

- Identifica los componentes de la siguiente célula galvánica formada por un electrodo de Cu en una disolución de CuSO_4 y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0 M. Las disoluciones están a 25° C.



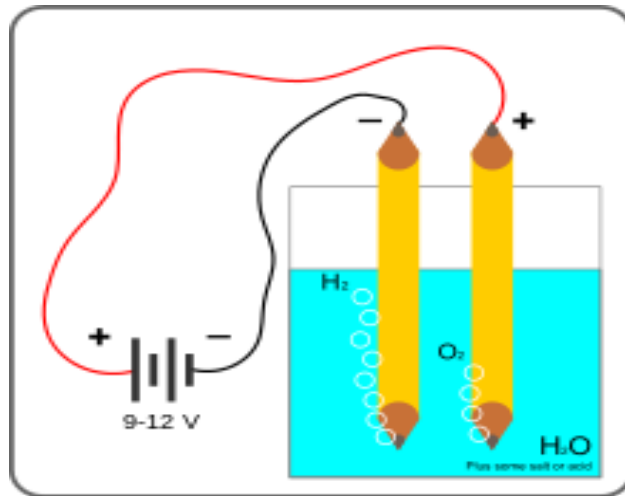
- **Determina:**

- Cuál es el cátodo y cuál es el ánodo
- Escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones
- Calcula la f.e.m de la pila.

Datos: $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = 0,34 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$

4.1.5. Electrólisis del agua

La siguiente figura muestra la electrólisis del agua:



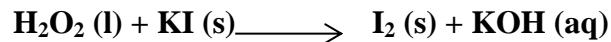
- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones **NO ES CORRECTA** con respecto a este proceso?
- a) Requiere de energía externa para que ocurra
 - b) Alrededor del polo negativo se produce hidrógeno
 - c) Se desprende el mismo volumen de H₂ y de O₂
 - d) Alrededor del polo positivo se produce oxígeno
 - e) Se realiza en una cuba, la cual contiene el electrolito disuelto o fundido y dos electrodos

4.1.6. Descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno

La descomposición del agua oxigenada (H_2O_2), una sustancia que seguramente tienes en el botiquín de casa, se descompone según la siguiente reacción:



La reacción que se produce es muy lenta, se puede comprobar cuando abrimos una botella de agua oxigenada, ya que no percibimos burbujas en la superficie. Sin embargo, la reacción se acelera al añadir yoduro de potasio (KI).



➤ **Responder a las siguientes cuestiones:**

- ¿Cuál es la función del yoduro de potasio?
- ¿Cómo se denomina esta especie?
- ¿Cómo sería el ajuste de esta reacción química redox?

5. Descripción

5. DESCRIPCIÓN

5.1. PILAS VOLTAICAS O GALVÁNICAS

La electroquímica es el campo de la química que tiene en cuenta las reacciones químicas que producen o son causadas por energía eléctrica y todas las reacciones electroquímicas son reacciones de oxidación-reducción (redox). Los dispositivos que utilizan reacciones químicas para producir una corriente eléctrica se llaman pilas voltaicas o células galvánicas, cuyos nombres son en honor a Alessandro Volta (1745-1827) y Luigi Galvani (1737-1798). Todas las celdas voltaicas funcionan de la misma manera: Utilizan reacciones redox y los electrones producidos por el agente reductor se transfieren a través de un circuito eléctrico al agente oxidante.

5.1.1. **Funcionamiento de una celda voltaica simple**

Una celda voltaica convierte la energía química en energía eléctrica, el proceso opuesto, en el que la energía eléctrica produce energía química es la electrólisis (este proceso se comentará más adelante). Un ejemplo de este último proceso es la electrólisis del agua, en el que la energía eléctrica se utiliza para descomponer el agua en los gases de oxígeno e hidrógeno. La electrólisis también se utiliza para la electrodeposición del cobre, obtener aluminio a partir de su mineral común (bauxita, sobre todo Al_2O_3) y para preparar productos químicos importantes, tales como cloro.

Para explicar el funcionamiento de una celda voltaica simple, vamos a usar la reacción de cobre metálico e iones de plata. Para ello, ponemos los componentes de las dos semirreacciones en compartimentos separados como se puede observar en la siguiente figura:

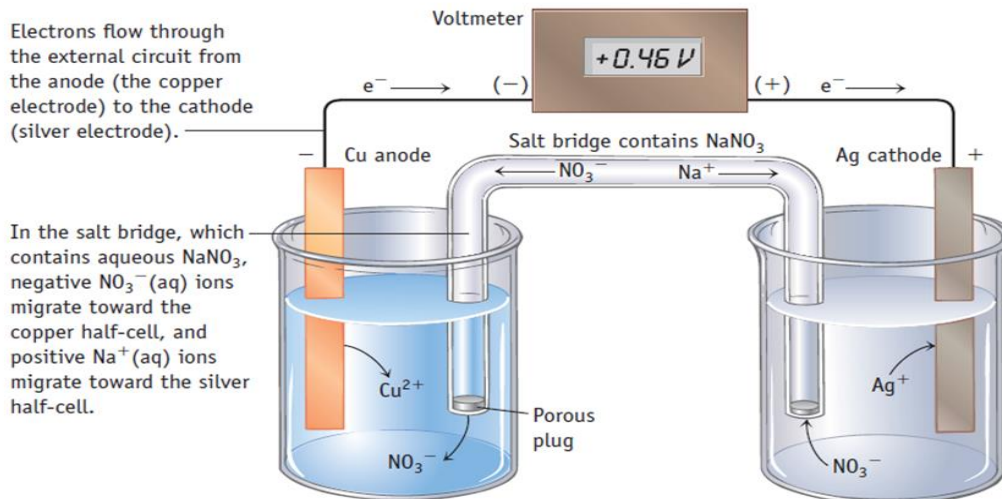
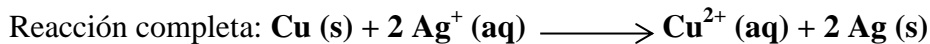
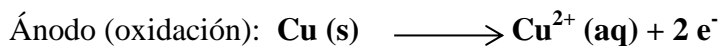
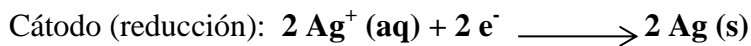


Figura 5.1. Celda voltaica $\text{Cu (s) | Cu}^{2+} \text{(aq)}$ y $\text{Ag (s) | Ag}^+ \text{(aq)}$. La celda se establece usando $\text{Cu(NO}_3)_2 \text{(aq) 1,0 M}$ y soluciones de $\text{AgNO}_3 \text{(aq) 1,0 M}$. En estas condiciones, la celda genera 0,46 voltios a 25°C .



La semicelda de la izquierda se compone de metal de cobre que sirve como electrodo de cobre y una solución que contiene iones de cobre (II). La semicelda de la derecha se compone de un electrodo de plata y una solución que contiene iones de plata (I). Los electrones se transfieren a través de un circuito externo del ánodo al cátodo. La corriente eléctrica en el circuito externo de una célula voltaica consiste en electrones moviéndose desde el cátodo al ánodo.

El ánodo es el electrodo en el que se produce la oxidación. El electrodo en el que se produce la reducción es siempre el cátodo. El signo negativo se le asigna al ánodo en una célula voltaica, y el cátodo está marcado con signo positivo. La oxidación química que ocurre en el ánodo, que produce electrones, le da una carga negativa.

Las dos semiceldas están conectadas con un puente salino que permite que los cationes y aniones se puedan mover entre las dos semiceldas. El electrolito elegido para el puente salino debe contener iones que no reaccionen con reactivos químicos en ambas semiceldas. En este ejemplo se utiliza NaNO_3 .

Los electrones son producidos por la oxidación del Cu(s) a $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ que atraviesan el circuito externo hasta llegar al electrodo de plata, donde reducen los iones de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ a Ag(s) . Para equilibrar el grado de oxidación y reducción, dos iones de $\text{Ag}^+(\text{aq})$ se reducen por cada ion $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ formado.

El proceso que se produce es espontáneo porque el potencial de la pila es $\Delta E > 0$ ya que el potencial del cátodo es mayor que el potencial del ánodo, el sistema evoluciona hasta alcanzar el equilibrio.

5.1.2. Las celdas voltaicas comerciales

La célula voltaica descrita hasta ahora es poco probable que tenga un uso práctico. En la mayoría de situaciones, es importante que la célula produzca una tensión constante pero un problema con las células descritas hasta ahora es que el voltaje producido varía a medida que las concentraciones de iones en solución cambian.

El trabajo de electricidad que se puede extraer de una célula voltaica depende de la cantidad de reactivos consumidos. Una célula voltaica debe tener una gran masa de reactivos para producir corriente durante un periodo prolongado.

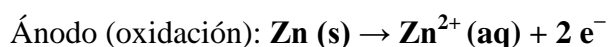
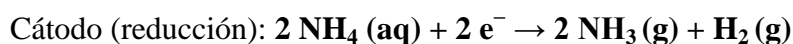
Comenzamos hablando sobre las **baterías** ya sean **primarias o secundarias**. Las baterías primarias no pueden regresar a su estado original mediante la recarga, por lo que cuando se consumen los reactivos, la batería está "muerta" y debe ser desechada. En cambio, las baterías secundarias son, a menudo, llamadas baterías de almacenamiento o baterías recargables. Las reacciones en estas baterías se pueden invertir, por lo que las baterías se pueden recargar.

Durante años se han desarrollado diferentes celdas voltaicas comerciales para satisfacer las necesidades específicas, cuya descripción se puede observar a continuación:

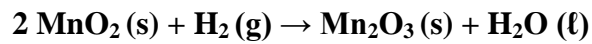
❖ *Las baterías primarias: Las pilas secas y pilas alcalinas*

➤ *Pila seca o pila de Leclanché*

Si compramos una batería de linterna de bajo coste o **pila seca**, es una moderna versión de una pila voltaica inventada por George Leclanché en 1866. El ánodo de la celda es un contenedor de zinc que está en contacto con dióxido de manganeso (MnO_2) y como electrolito, una disolución de NH_4Cl y ZnCl_2 en agua mezclada con almidón para que adquiera una consistencia pastosa y espesa y que no haya fugas. El cátodo es una barra de carbón inmersa en el electrolito en el centro de la celda. La célula genera un potencial de 1,5 V utilizando las siguientes semirreacciones:



Los productos que se obtienen en el cátodo son gases, pudiéndose generar presión en la celda y conseguir que se rompa. Para evitar que esto ocurra, tienen lugar otras dos semirreacciones en la celda que son las siguientes:



Las pilas secas fueron ampliamente utilizadas debido a su bajo coste pero tienen varias desventajas. Si la corriente de la batería se extrae rápidamente, los productos gaseosos no se puede consumir la suficientemente rápido, por lo que la resistencia y la tensión de gotas de la pila aumenta. Además, los iones de los electrodos de zinc y de amonio están en contacto en la celda, y estos productos químicos reaccionan lentamente. El ion amonio NH_4^+ es un ácido de Brönsted débil y reacciona lentamente con el zinc, debido a esta reacción, estas celdas voltaicas no se pueden almacenar de forma indefinida. Cuando la capa exterior de zinc se deteriora, en la batería puede filtrarse ácido y tal vez dañar el aparato en el que está contenido.

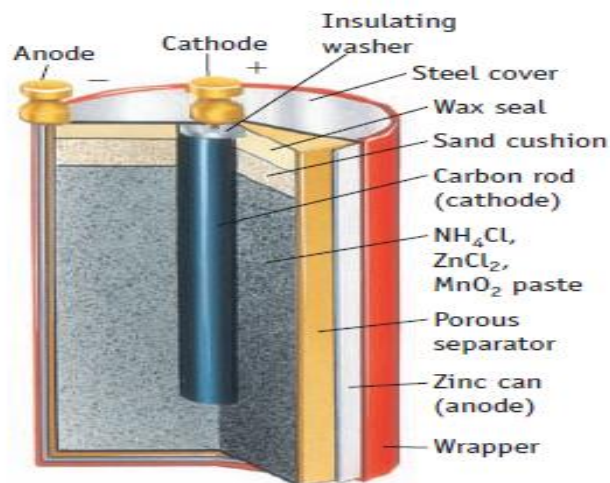


Figura 5.2. Pila seca común. A veces, conocida como batería de zinc-carbono.

En la actualidad, es más frecuente utilizar pilas alcalinas en una cámara o en una linterna, ya que generan una corriente de hasta 50% más larga que en el caso de una pila seca del mismo tamaño.

➤ **Pila alcalina**

La química de las células alcalinas es bastante similar a la que tiene lugar en la pila seca, excepto que el material dentro de la célula es básico (alcalino). Las **pilas alcalinas** usan la oxidación del zinc y la reducción de MnO_2 para generar una corriente y se utiliza NaOH o KOH en lugar de NH_4Cl .

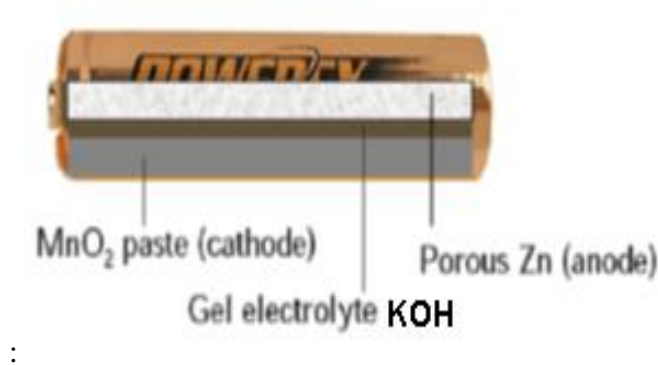
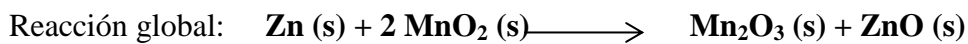
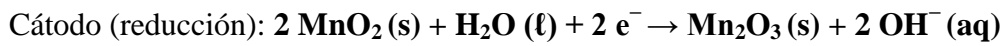


Figura 5.3. Pila alcalina de Zn-Mn. El voltaje es aproximadamente de 1,5 V.

Las pilas alcalinas, que producen 1,54 V (aproximadamente la misma tensión que la pila seca), tienen la ventaja adicional de que el potencial de la pila no disminuye debido a altas cargas de corriente porque no se forman gases.

➤ **Pila de mercurio**

Antes del año 2000, las **pilas** que contenían **mercurio** fueron ampliamente utilizadas en las calculadoras, cámaras, relojes, marcapasos y otros dispositivos, sin embargo, fueron prohibidas en los Estados Unidos en la década de 1990 debido a problemas ambientales.

Las reacciones que se producen durante la descarga son las siguientes:

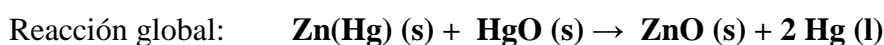
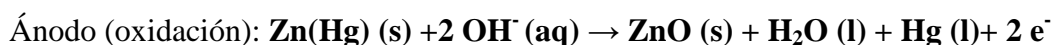




Figura 5.4. Pila de mercurio. El voltaje es aproximadamente de 1,34 V.

Se llegaron a sustituir por otros tipos de pilas como las de óxido de plata o baterías de zinc-oxígeno, operando ambas en condiciones alcalinas y utilizando zinc como ánodo.

➤ **Pila de óxido de plata**

En el caso de las **pilas de óxido de plata**, que produce un voltaje de 1,5 V, las reacciones que se llevan a cabo son las siguientes:

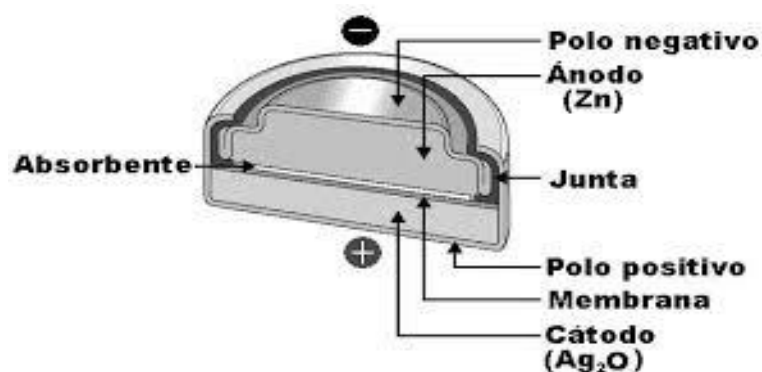
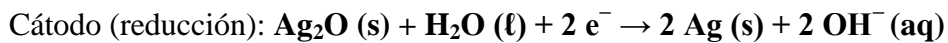


Figura 5.5. Pila de óxido de plata. El voltaje es de 1,5 V.

➤ **Batería de Zinc - oxígeno**

En el caso de la **batería de zinc-oxígeno**, que produce entre 1,15 y 1,35 V, es único en que el agente oxidante sea el oxígeno atmosférico y no un óxido de metal como en el caso anterior. Estos ejemplos son muy utilizados en el caso de audífonos o en dispositivos médicos.

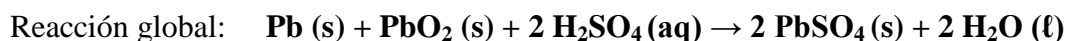
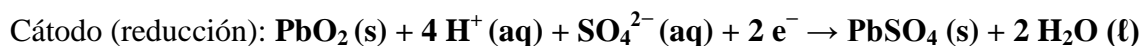
❖ *Baterías secundarias: Pilas recargables*

Cuando una pila seca o pila alcalina deja de producir electricidad, dejan de funcionar y, por lo tanto, se descartan. Por el contrario, algunos tipos de células pueden ser recargadas, a menudo cientos de veces, esta recarga requiere la aplicación de una corriente eléctrica desde una fuente externa para restaurar la célula a su estado original. Se pueden encontrar una serie de conocidos tipos de baterías secundarias de uso común.

➤ **Las baterías de almacenamiento de plomo**

La batería de un automóvil es el ejemplo más conocido de una batería recargable. Una característica esencial es la producción de una gran cantidad de corriente inicial.

El ánodo en este caso es plomo metálico y el cátodo está fabricado de plomo pero cubierto con una capa de comprimido insoluble de óxido de plomo (IV) (PbO₂). Los electrodos sumergidos en una solución acuosa de ácido sulfúrico. Cuando la célula suministra energía eléctrica, el plomo del ánodo se oxida a sulfato de plomo (II), una sustancia insoluble que se adhiere a la superficie del electrodo. El movimiento de los dos electrones producidos por el átomo de plomo se produce a través del circuito externo hasta el cátodo, donde el PbO₂ se reduce a iones Pb²⁺ que, en presencia de H₂SO₄, también forman PbSO₄.



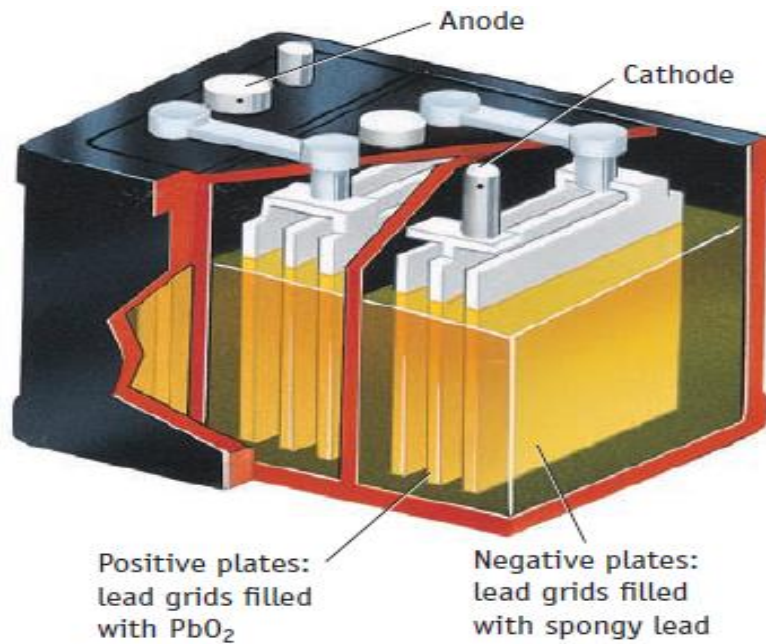


Figura 5.6. Batería de almacenamiento de plomo (batería secundaria o recargable). Cada celda de la batería genera 2V.

Cuando se genera corriente, el ácido sulfúrico se consume y se forma agua, el agua es menos densa que el ácido sulfúrico, la densidad de la solución disminuye durante el proceso. Por lo tanto, una manera de determinar si una batería de almacenamiento de plomo necesita ser recargada es medir la densidad de la solución.

Esta batería se recarga mediante el suministro de energía eléctrica. El $PbSO_4$ reviste la superficie de los electrodos y se convierte de nuevo a Pb metálico y PbO_2 , el ácido sulfúrico se regenera. La recarga es posible debido a que los reactivos y los productos permanecen unidos a la superficie del electrodo. La vida útil de una batería de almacenamiento de plomo es limitada, y los científicos e ingenieros les gustaría encontrar una alternativa a estas baterías, especialmente para el uso en automóviles.

La batería de almacenamiento de plomo tiene la desventaja de ser grande y pesada. Además, el plomo y sus compuestos son tóxicos y su eliminación es otra complicación adicional. Sin embargo, en este momento, las ventajas de estas baterías a menudo superan sus inconvenientes.

➤ Las baterías de Ni-Cd

Se utilizan en una variedad de aparatos inalámbricos tales como teléfonos, cámaras de vídeo y herramientas eléctricas inalámbricas, son ligeras y recargables. El funcionamiento se basa en la oxidación de cadmio y reducción de óxido de níquel (III) en condiciones básicas.

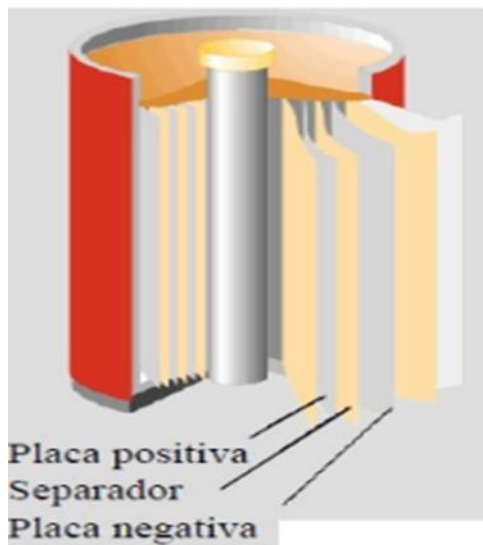
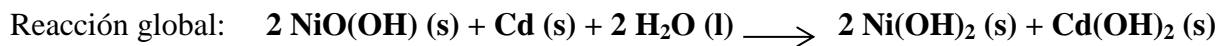
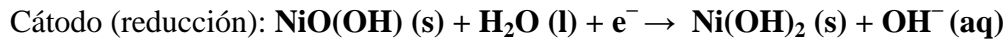


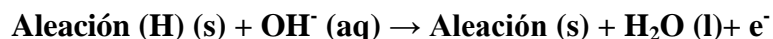
Figura 5.7. Batería de Ni-Cd. Voltaje prácticamente constante

Las baterías de Ni-Cd producen un voltaje casi constante, sin embargo, su costo es relativamente alto y hay restricciones para su disposición ya que los compuestos de cadmio son tóxicos y peligrosos para el medio ambiente.

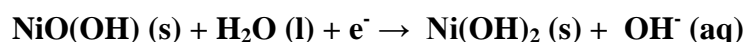
➤ **Baterías de níquel e hidruro metálico (Ni-MH)**

En la actualidad son de uso común, se pueden encontrar en una cámara o en un reproductor de música portátil. Sin embargo, su uso más importante es en los coches eléctricos o híbridos.

En la batería de níquel e hidruro de metal, los electrones se generan cuando interactúan átomos de H con iones OH⁻ en el ánodo de aleación de metal.



La reacción en el cátodo es la misma que en las baterías de Ni-Cd:



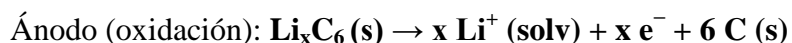
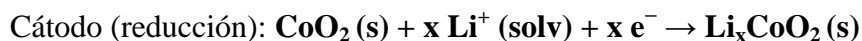
La "aleación" en las baterías Ni-MH es generalmente una mezcla de un metal de tierra rara tal como lantano, cerio, neodimio y otro metal tal como níquel, cobalto, manganeso o aluminio.



Figura 5.8. Batería de Ni-MH. Voltaje de 1,2 V

➤ **Baterías de Litio**

Gran parte de la investigación se centra en estos momentos en las baterías de litio habiendo dos tipos de uso común: La batería de iones de litio y una batería de polímero Li-ion, en ambos, la química es la misma.



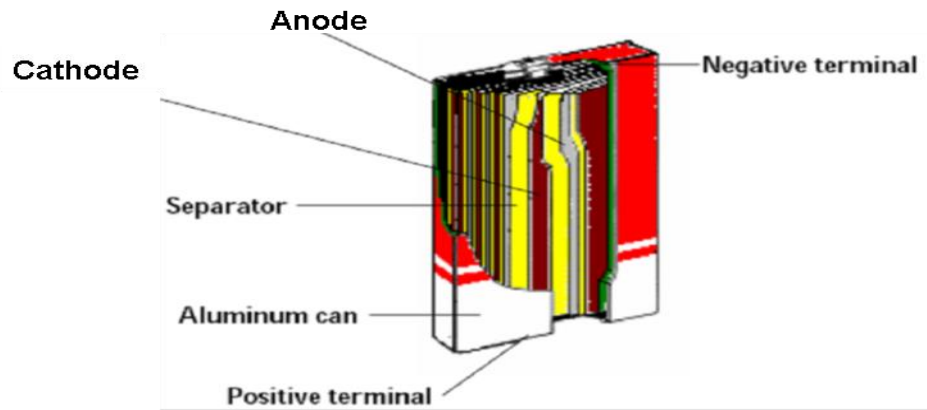


Figura 5.9. Batería de ion-Litio. El voltaje es de 3,7 V.

Las baterías de polímero de ion-Li son populares porque se pueden hacer de cualquier forma y así encajar en productos como los dispositivos portátiles de Apple. También ofrecen una densidad de corriente mayor que las baterías de iones de litio y pueden ser cargadas y descargadas a través de muchos ciclos.

Una razón importante para el desarrollo de baterías a base de litio es su peso ligero, el litio tiene una densidad mucho menor ($0,53 \text{ g / cm}^3$) que el cadmio ($8,69 \text{ g / cm}^3$), níquel ($8,91 \text{ g / cm}^3$) o plomo ($11,34 \text{ g / cm}^3$). Esto es importante no solamente en dispositivos portátiles donde las personas no quieren llevar objetos pesados, sino también en torno a la industria del automóvil, un peso más ligero para una batería de coche hace que la energía para mover el coche sea mayor que la que se utiliza simplemente para el transporte la batería.

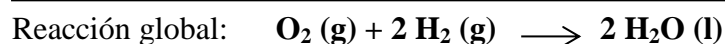
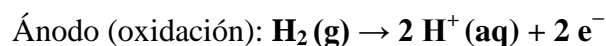
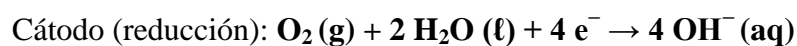
La mayor parte del desarrollo y la producción actual de estas baterías se está haciendo en Japón, Corea del Sur y China pero gran parte de la tecnología básica se desarrolló en los Estados Unidos y la inversión está siendo cada vez mayor.

❖ Células de combustible

Una ventaja de las celdas voltaicas es que son pequeñas y portátiles, pero su tamaño también es una limitación. La cantidad de corriente eléctrica producida está limitada por la cantidad de reactivos contenidos en la célula. Cuando uno de los reactivos se consume completamente, la célula ya no va a generar corriente. Las pilas de combustible evitan esta limitación debido a que los reactivos (combustible y oxidante) pueden ser suministrados continuamente a la célula de un depósito externo.

A pesar de que las primeras celdas de combustible se construyeron por primera vez hace más de 150 años, se hizo muy poco para desarrollar esta tecnología hasta que el programa espacial reavivó el interés en estos dispositivos. Las células de combustible de hidrógeno-oxígeno se han utilizado en Apolo y en programas del transbordador espacial. No sólo son ligeras y eficientes, pero también tienen la ventaja añadida de la generación de agua potable para la tripulación del buque.

En una célula de combustible de hidrógeno-oxígeno, el hidrógeno se bombea en el ánodo de la célula y oxígeno (o aire) se dirige hacia el cátodo, donde se producen las siguientes reacciones:



Las dos semiceldas de la célula están separadas por una membrana de intercambio de protones (PEM). Los protones H^+ (aq) formados en el ánodo atraviesan la PEM y reaccionan con los iones de hidróxido OH^- producidos en el cátodo, formando agua. La reacción en la célula es la formación de agua a partir de H_2 y O_2 . Las células usan intervalos de temperatura de 70 - 140°C y producen aproximadamente 0,9 V.

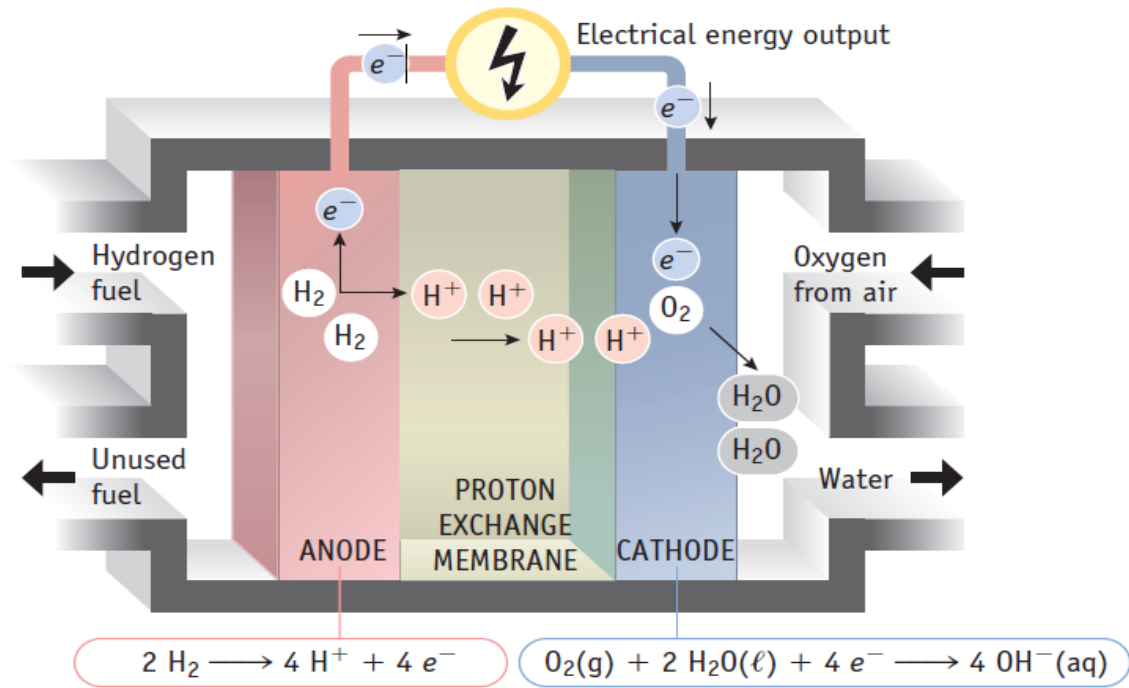


Figura 5.10. Diseño de una célula de combustible. El gas de hidrógeno es oxidado a H⁺ (aq) en la superficie del ánodo. En el otro lado de la membrana de intercambio de protones (PEM), el gas de oxígeno se reduce a OH⁻ (aq). Los iones H⁺ (aq) viajan a través del PEM y se combinan con OH⁻ (aq), agua formando.

Las pilas de combustible de hidrógeno-oxígeno en el uso de automóviles operan con una eficiencia del 40-60%, a temperatura ambiente o ligeramente por encima, comenzando rápidamente y desarrollando una alta densidad de corriente. Sin embargo, el coste es un problema serio como es la ausencia de conseguir hidrógeno libre de carbono.

Al final entre el coste y la dificultad de la construcción de una infraestructura nacional para la distribución de hidrógeno, siguen siendo los principales obstáculos que hay que superar para que las pilas de combustible de hidrógeno sean de uso generalizado en los automóviles.

5.2. PROCESOS DE ELECTRÓLISIS

La electrólisis es un proceso que consiste en el paso de la corriente eléctrica por una disolución o por un electrolito fundido para producir una reacción de oxidación-reducción no espontánea. En este caso la energía eléctrica se transforma en energía química. La electrólisis del agua es un experimento de química clásica y la galvanoplastia de metales es otro ejemplo de la electrólisis.

La electrólisis también es importante porque es ampliamente utilizada en el refinado de metales como el caso del aluminio y en la producción de productos químicos, como el cloro.

5.2.1. Electrólisis de sales fundidas

Todos los experimentos de electrólisis están configurados de una manera similar. El material que se electroliza, ya sea una sal fundida o una solución, está contenido en una célula de electrólisis. Como era en el caso de células fotovoltaicas, los iones deben estar presentes en el líquido o solución para una corriente de flujo, ya que es el movimiento de iones dentro de la célula que constituye la corriente eléctrica.

La celda tiene dos electrodos que están conectados a una fuente de corriente continua. Si la tensión aplicada es lo suficientemente alta, se producen reacciones químicas en los dos electrodos. La reducción se produce en el cátodo cargado negativamente, con electrones transfiriéndose desde ese electrodo a una especie química en la celda y la oxidación se produce en el ánodo positivo, con los electrones transfiriéndose en este caso, desde una especie química a ese electrodo.

A continuación, centraremos nuestro interés en las reacciones químicas que se producen en los electrodos en el caso de la electrólisis de una sal fundida. El cloruro de sodio (NaCl) se funde a aproximadamente 800 ° C y los iones de sodio (Na⁺) y los iones cloruro (Cl⁻) son liberados de su disposición rígida en la red cristalina. Por lo tanto, si un potencial es aplicado a los electrodos, los iones de sodio son atraídos hacia el electrodo negativo, y iones cloruro se sienten atraídos por el electrodo positivo.

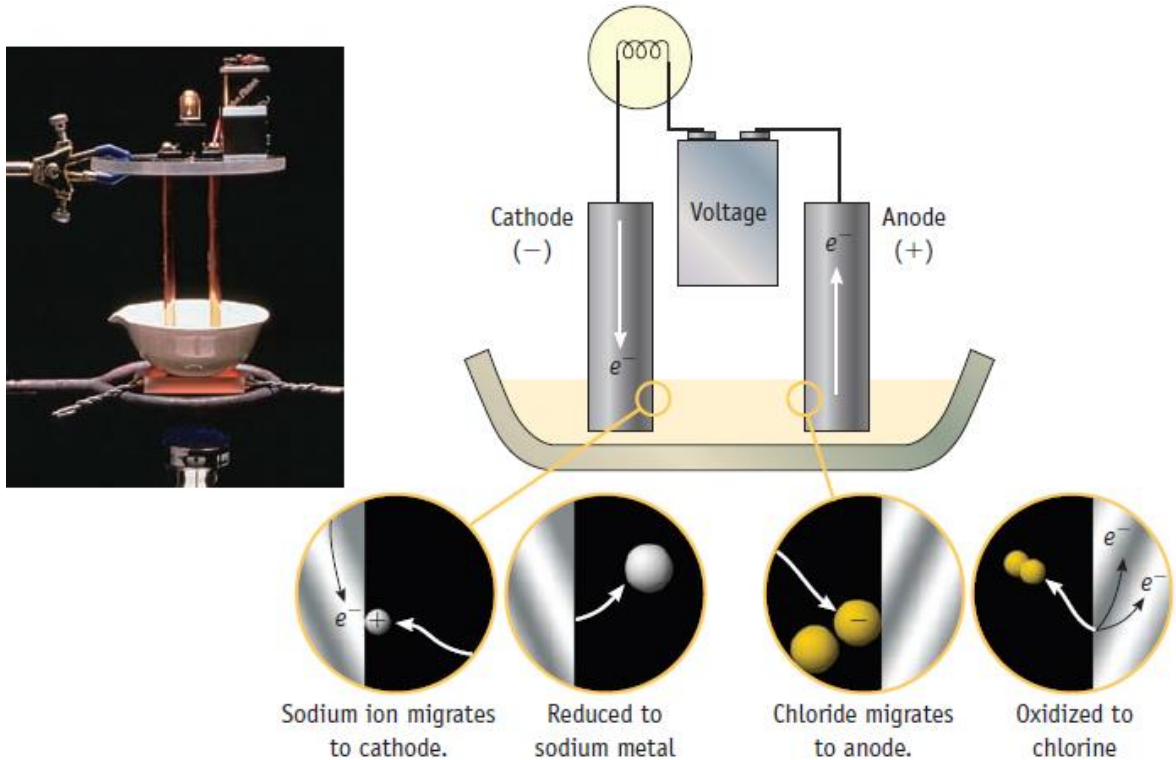


Figura 5.11. Preparación de sodio y cloro por electrólisis de NaCl fundido

Si el potencial es lo suficientemente alto, se producen reacciones químicas en cada electrodo. En el cátodo (-), iones Na^+ aceptan electrones y se reducen a metal de sodio (un líquido a esta temperatura). Al mismo tiempo, en el ánodo (+), los iones Cl^- ceden electrones y forman cloro elemental.

Cátodo (-) reducción: $2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + 2 \text{e}^- \rightarrow 2 \text{Na} (\ell)$

Ánodo (+) oxidación: $2 \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow \text{Cl}_2 (\text{g}) + 2 \text{e}^-$

Reacción global: $2 \text{Na}^+ (\text{aq}) + 2 \text{Cl}^- (\text{aq}) \rightarrow 2 \text{Na} (\ell) + \text{Cl}_2 (\text{g})$

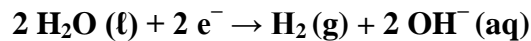
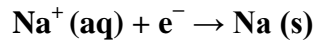
Los electrones se mueven a través del circuito externo gracias a la fuerza ejercida por el potencial aplicado y el movimiento de los iones positivos y negativos en la sal fundida constituye la corriente dentro de la célula.

Es importante conocer que la reacción no es espontánea. La energía necesaria para que se produzca esta reacción ha sido proporcionada por la corriente eléctrica.

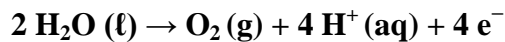
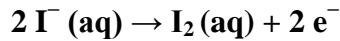
5.2.2. Electrólisis de disoluciones acuosas

Los iones de sodio (Na^+) y los iones cloruro (Cl^-) son especies primarias presentes en NaCl fundido. Sólo los iones de cloruro pueden ser oxidados y solamente los iones de sodio pueden ser reducidos. La electrólisis de una sustancia en solución acuosa es más complicada que la electrólisis de una sal fundida porque el agua está presente. El agua es una sustancia electroactiva, es decir, que puede ser oxidada o reducida en un proceso electroquímico.

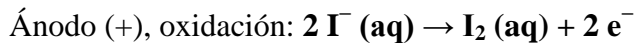
Consideramos la electrólisis de yoduro de sodio acuoso, la celda electrolítica contiene moléculas de Na^+ (aq), I^- (aq), y H_2O . Las posibles reacciones de reducción en el cátodo negativo incluyen:



Las posibles reacciones de oxidación en el ánodo son:



En la electrólisis de NaI acuosa, H_2 (g) y OH^- (aq) se forman por reducción de agua en el cátodo y el yodo se forma en el ánodo. Así, el proceso global puede resumirse en las siguientes ecuaciones:



donde el potencial de la celda E° tiene un valor negativo.

$$E^\circ_{\text{celda}} = E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = (-0,8277 \text{ V}) - (+0,621 \text{ V}) = \mathbf{-1,449 \text{ V}}$$

En condiciones estándar, este proceso no es espontáneo y que se debe aplicar a la célula al menos un potencial de 1,45 V para que estas reacciones se produzcan.

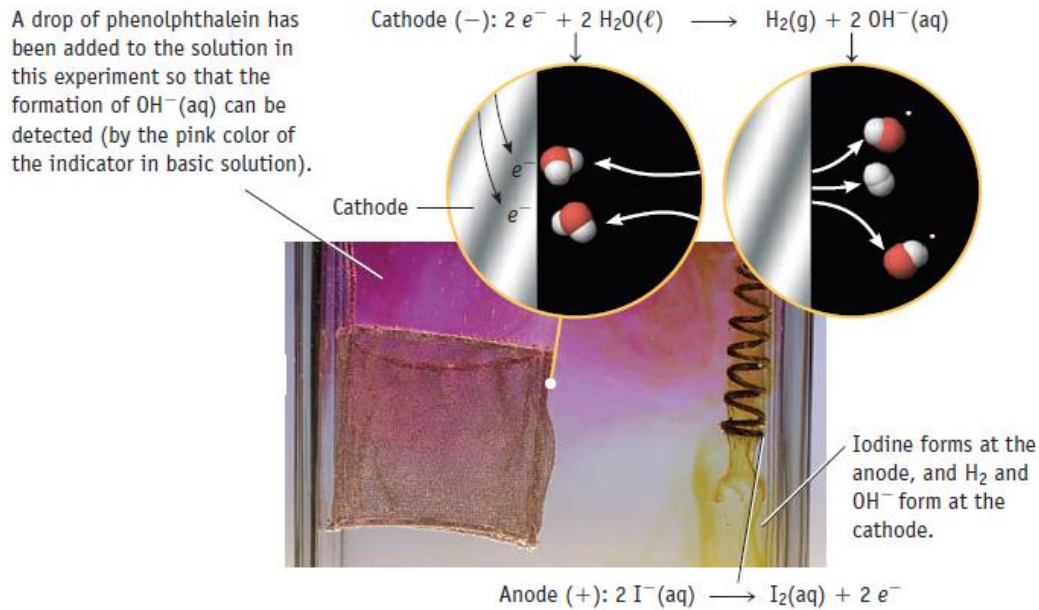


Figura 5.12. Electrólisis de NaI acuosa

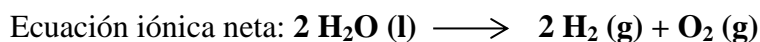
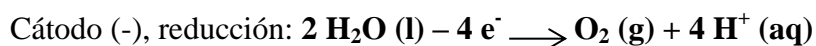
Si el proceso implica la oxidación del agua en lugar de ion yoduro en el ánodo, el potencial requerido sería $-2,057 \text{ V}$ ($E^\circ_{\text{cátodo}} - E^\circ_{\text{ánodo}} = (-0,8277 \text{ V}) - (1,229 \text{ V})$). Si se produce la reacción que implica la reducción de Na^+ y la oxidación de I^- , el potencial necesario sería de $-3,335 \text{ V}$ ($E^\circ_{\text{cátodo}} - \text{ánodo de } E^\circ = (-2,714 \text{ V}) - (0,621 \text{ V})$).

La reacción que siempre se produce es el que requiere el menor potencial aplicado, por lo que la reacción de la pila neta en la electrólisis de $\text{NaI} (\text{aq})$ es la oxidación de yoduro (I^-) y la reducción de agua (H_2O).

5.2.3. Aplicaciones de la electrólisis

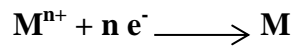
➤ Electrólisis del agua

El agua pura no contiene suficientes iones libres como para conducir la electricidad. Por ello, para lograr su electrólisis suele añadirse una pequeña cantidad de ácido sulfúrico (H_2SO_4) $0,1\text{M}$. En esta disolución acuosa se sumergen los electrodos inertes, donde se producen estas reacciones:



➤ **Obtención electrolítica de metales**

Los metales más activos, o sea, los que encabezan la serie electromotriz de los elementos, debido a su potencial de reducción tan elevado, se suelen obtener casi exclusivamente por métodos electroquímicos. La reducción en el cátodo de una cuba electroquímica hace que se deposite el metal descargado:



Debido a su alta reactividad, estos metales son capaces de descomponer el agua, no es posible, si se quiere obtenerlos, utilizar las disoluciones acuosas de sus sales, sino que se electrolizan sus halogenuros fundidos.

La obtención del sodio se lleva a cabo por electrólisis del cloruro de sodio fundido, al que se añade carbonato de sodio para rebajar el punto de fusión o bien del hidróxido de sodio fundido. En el primer caso, se desprende cloro en el ánodo, y en el segundo oxígeno.

Para obtener aluminio se electroliza una disolución de Al_2O_3 en criolita ($Na_3[AlF_6]$) fundida (método de Hall). En los ánodos de carbón se desprenden oxígeno, que reacciona con ellos, formando CO y CO_2 , por ello, los ánodos se van gastando y hay que reponerlos con frecuencia.

➤ **Refinación electrolítica de metales**

Consiste en la **purificación de metales por métodos electroquímicos**. Se emplea en especial para el cobre, el aluminio, la plata o el oro.

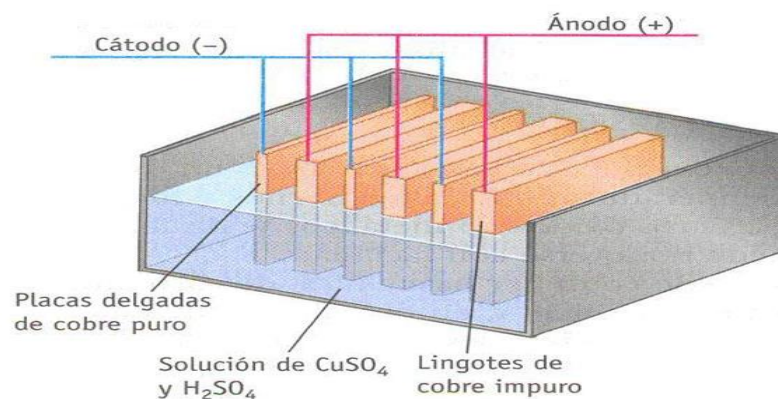


Figura 5.13. Refinación electrolítica del cobre

➤ Depósito electrolítico de metales

La **galvanoplastia** consiste en recubrir un objeto de metal con una placa más o menos espesa de otro metal más precioso (níquel, cromo, plata, oro, etc.) mediante procesos electrolíticos.

El cromado de metales, el plateado y el dorado de otros menos nobles, constituyen ejemplos importantes de la aplicación de esta técnica.

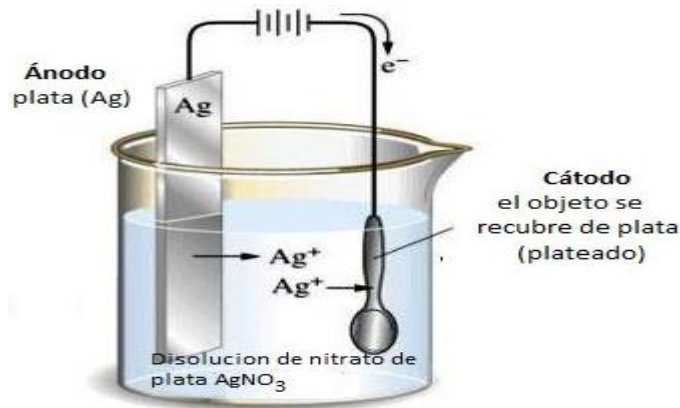


Figura 5.14. Recubrimiento de un objeto en un baño de nitrato de plata (AgNO_3)

La **galvanoplastia** consiste en la reproducción de objetos mediante el depósito electrolítico de un metal sobre un molde de madera, yeso, cera, etc., del que luego se separa el recubrimiento metálico obtenido.

La galvanoplastia se utiliza para reproducir estatuillas, medallas, matrices de discos fonográficos, planchas tipográficas y otros objetos en relieve.

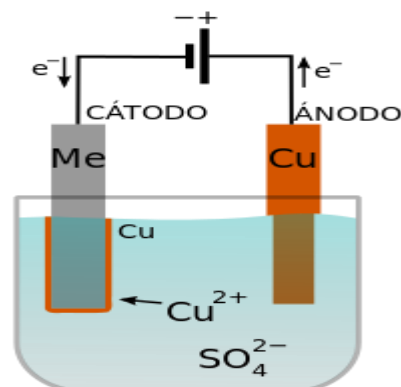
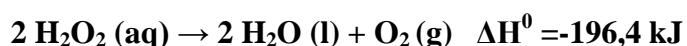


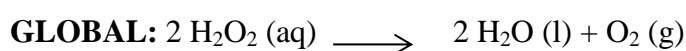
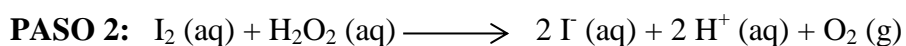
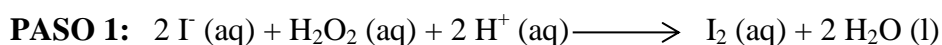
Figura 5.15. Ejemplo del funcionamiento de la galvanoplastia

5.3. DESCOMPOSICIÓN CATALÍTICA DEL PERÓXIDO DE HIDRÓGENO

Se trata de una reacción **REDOX**. En este caso, el agua oxigenada es la especie oxidante y se encarga de oxidar el yoduro a yodo, de ahí el color amarillo. El agua oxigenada se reduce a agua, se desprende oxígeno que, al arrastrar el detergente, produce gran cantidad de espuma. Se trata de una descomposición catalítica del agua oxigenada.



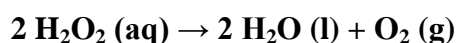
Para explicar la ecuación experimental de velocidad se supone que esta reacción de descomposición no se produce en un solo paso elemental, sino en dos, de los cuales el primero es el determinante de la velocidad. Al añadir yoduro de potasio (KI) sólido, éste se disuelve en el agua, allí empieza la catálisis, al disponer del ion yoduro (I^-). El ion yoduro reacciona primero con el agua oxigenada, obteniéndose una reacción en dos pasos:



Se observa que el ion yoduro participa como reactivo en el **paso 1**, pero se produce nuevamente en el **paso 2**, por tanto, no se altera durante la reacción (requisito para ser catalizador). Además, la reacción global se obtiene sumando ambos pasos, la reacción global es igual a la que ocurría sin el catalizador.

A continuación, se explica el procedimiento que se lleva a cabo para explicar el ajuste de esta reacción en medio ácido. El ajuste se produce por el *método ion-electrón*.

La reacción de descomposición catalítica del agua oxigenada será la que utilizaremos para el ajuste:

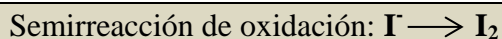


➤ Comenzaremos el **ajuste** con la reacción redox que se produce en el primer paso.

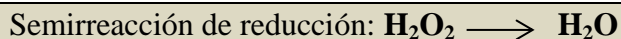
1. Se escribe la ecuación redox en forma iónica, teniendo en cuenta que sólo se disocian los ácidos y las sales.



2. Se identifican las semirreacciones de oxidación y de reducción, se escribe cada una por separado.

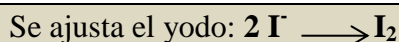


El Γ se transforma en I_2 variando su número de oxidación desde -1 a 0.



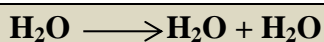
El H_2O_2 se transforma en H_2O , variando el número de oxidación del O desde -1 a -2. El O se reduce.

3. Se ajustan los átomos de cada elemento, excepto hidrógeno y oxígeno que requieren un ajuste especial.

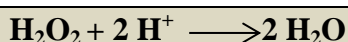


4. Ajuste del oxígeno: Por cada átomo de oxígeno que falte, se añade una molécula de H_2O .

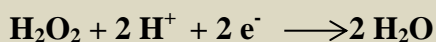
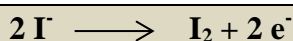
En la semirreacción de reducción, se ajusta el oxígeno añadiendo una molécula de H_2O al segundo miembro.



5. Ajuste del hidrógeno: Por cada átomo de hidrógeno que falta, se añade un ion H^+ . En la misma semirreacción, se ajusta el hidrógeno añadiendo 2 iones H^+ al primer miembro.

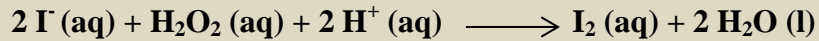


6. Ajuste de las cargas: Se añaden los electrones necesarios para que el número de cargas en los dos miembros de cada reacción sea el mismo. Se añaden electrones para igualar las cargas:



7. Se iguala el número de electrones en las dos semirreacciones y se suman éstas para obtener la reacción iónica global.

La reacción iónica global:

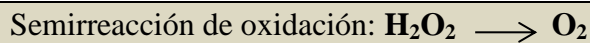


➤ En el caso de la reacción redox que se produce en el segundo caso es el siguiente:

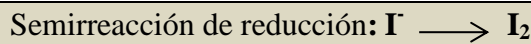
1. La ecuación redox en forma iónica es la siguiente:



2. Las semirreacciones de oxidación y reducción son las siguientes:



El H_2O_2 se transforma en O_2 , variando el número de oxidación del O desde -1 a 0. El O se oxida.



El I^- se transforma en I_2 variando su número de oxidación desde -1 a 0.

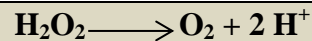
3. Ajustamos el yodo.



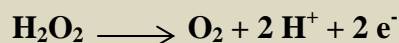
4. No se necesita ajustar el oxígeno porque es el mismo en ambos miembros.



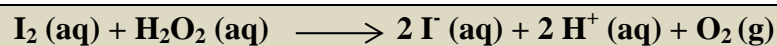
5. En el ajuste del hidrógeno, hay que añadir 2H^+ en el segundo miembro.



6. El ajuste de cargas es el siguiente:



7. La reacción iónica global es:





El ion yoduro es un catalizador que ha disminuido la energía de activación de la reacción. Asimismo, es una catálisis homogénea, ya que tanto el ion yoduro como el agua oxigenada (el reactivo) están disueltos en agua (misma fase).

La descomposición catalítica del agua oxigenada consigue que se utilice como desinfectante, pues el oxígeno formado es el que oxida y mata a los microorganismos. La cuestión clave es la velocidad de este proceso. Las disoluciones de agua oxigenada comerciales están estabilizadas para reducir la velocidad de descomposición y aumentar de esta manera la duración del producto.

Cuando el agua oxigenada se aplica en una herida, el peróxido de hidrógeno se pone en contacto con una enzima presente en la sangre (la catalasa), que lo descompone rápidamente, produciéndose el oxígeno que es responsable de la limpieza, del escozor y de las burbujas que observamos.

El agua oxigenada se envasa en recipientes opacos para evitar la descomposición fotoquímica del peróxido de hidrógeno.



Figura 5.16. Descomposición catalítica de agua oxigenada

6. Evaluación

6. EVALUACIÓN

Para el desarrollo de la materia de Química se considera fundamental relacionar los contenidos con otras disciplinas y que el conjunto esté contextualizado, ya que su aprendizaje se facilita mostrando la vinculación con nuestro entorno social y su interés tecnológico o industrial. El acercamiento entre la ciencia en Bachillerato y los conocimientos que se han de tener para poder comprender los avances científicos y tecnológicos actuales contribuye a que los individuos sean capaces de valorar críticamente las implicaciones sociales que comportan dichos avances, con el objetivo de dirigir la sociedad hacia un futuro sostenible.

La Química es una ciencia experimental y, como tal, el aprendizaje de la misma conlleva una parte **teórico-conceptual** y otra de **desarrollo práctico** que implica la realización de experiencias de laboratorio así como la búsqueda, el análisis y la elaboración de información.

El uso de las Tecnologías de la Información y de la Comunicación como herramienta para obtener datos, elaborar la información, analizar resultados y exponer conclusiones se hace imprescindible en la actualidad. Como alternativa y complemento a las prácticas de laboratorio, el uso de aplicaciones informáticas de simulación y la búsqueda en internet de información relacionada fomentan la competencia digital del alumno, y le hace más partícipe de su propio proceso de aprendizaje.

Los **criterios de evaluación** correspondientes a los contenidos de las reacciones de oxidación-reducción son los siguientes:

- Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.
- Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.
- Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.
- Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.

- Conocer algunas de las aplicaciones de la electrólisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distinto tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

6.1. El proceso de evaluación del Aprendizaje Basado en Problemas

Como estudiantes que en un futuro quieren ejercer la docencia, la pregunta de **¿por qué evaluar?** puede parecer innecesaria, sin embargo, hay dimensiones de la cuestión sobre las que no pensamos a menudo, como por ejemplo:

- Si queremos que las competencias, actitudes o valores, no se queden en un nivel superficial sino que echen raíces en nuestros alumnos, tendremos que tomárnoslas en serio. Los alumnos aprenderán aquello que es importante viendo lo que se valora en la práctica docente.
- Evaluar sirve para ver si se han conseguido los objetivos pero podemos hacer de la evaluación una herramienta de consecución de objetivos: ¿Cómo saben los estudiantes que están acercándose a los objetivos planteados? ¿Cómo mejoran sus habilidades y afrontan sus puntos débiles? ¿Cómo juzgan el estado de sus conocimientos? ¿Cómo puede la valoración de los compañeros modelar la participación de cada estudiante? Todo esto no es posible sino a través de procesos evaluativos y autoevaluativos.
- Los estudiantes deben participar como agentes de la evaluación. De esta manera, aprenden a establecer unos criterios de calidad, a reflexionar sobre su propia ejecución y a intentar mejorarla y, también, crecen en autonomía y corresponsabilidad.

Podemos tener excelentes ideas acerca de lo que los alumnos deberían saber hacer, pero si se supera la asignatura aunque ciertas competencias que nos parecen importantes no se han adquirido, nuestros buenos deseos para la docencia se quedan justamente en eso, en deseos.

Hay muchos modos de evaluar, dependiendo del contexto y los objetivos docentes. La relación entre el ABP y un modo de evaluación innovador es recíproca, el ABP hace posible otro modo de evaluar, y al mismo tiempo lo exige.

6.1.1. ¿Qué es lo que se evalúa en ABP?

En las reflexiones didácticas de hoy en día, ha tomado fuerza el concepto de **evaluación “auténtica”**. Es aquella que pretende que los estudiantes realicen tareas que responden a demandas del mundo real, lo que implica aplicar de forma significativa el conocimiento y demostrar la posesión de habilidades y competencias, ejerciéndolas.

Una evaluación auténtica persigue que los estudiantes trabajen sobre problemas complejos, empleando pensamiento crítico, sintetizando informaciones diversas, y encontrando soluciones originales. Este planteamiento de la evaluación despierta hoy día mucho interés entre los docentes y entre los planificadores de la enseñanza, quienes piensan que es mucho más idóneo para preparar a los estudiantes para las necesidades del mundo real.

Aunque el ABP no es la única metodología que puede ser compatible con este enfoque evaluativo, está claro que ambos comparten muchos rasgos y que trabajar con la perspectiva del ABP contribuiría a realizar una evaluación más auténtica de las competencias de los alumnos. Conocemos que el ABP parte de plantear problemas complejos, similares a los que tendrá que afrontar el profesional más tarde y fomenta la autonomía de los estudiantes para llevar el proceso.

La evaluación del ABP se basa en la adquisición de las competencias que se plantean en la materia por parte del alumno. Así que lo primero que tiene que hacer el profesorado es especificar las competencias que los alumnos deben adquirir y mediante qué actividades se van a ejercitar. Esas competencias tendrán que concretarse en *items evaluables* que desempeñarían el papel de criterios de evaluación. Esos criterios deben ser conocidos por los estudiantes desde el comienzo para que los estudiantes asuman los objetivos como propios y se comprometan con ellos.

La evaluación de conocimientos en el marco ABP no debería limitarse a una evaluación única, estandarizada, mediante una prueba objetiva, donde las preguntas aluden a fragmentos de conocimiento discretos y descontextualizados. El objetivo de un proceso ABP es que el estudiante alcance la comprensión profunda de los fenómenos, la interrelación de las disciplinas, y en especial la capacidad de activar el conocimiento adquirido para el análisis y la solución de problemas nuevos en contextos lo más reales posibles, es decir, una “evaluación auténtica”.

Si el estudiante hace un examen o el grupo entrega un informe, tenemos un “producto” que es fruto de un “proceso”, de un conjunto de acciones que han conducido a ese resultado.

La evaluación tradicional se ciñe al producto (corregir un trabajo, un examen, puntuar una exposición, etc.). Ahora bien, las competencias relativas a las habilidades, valores y actitudes del estudiante, por su propia naturaleza, son cosas que “suceden” durante el tiempo de trabajo de los estudiantes, se muestran en su comportamiento durante las sesiones de grupo y no dejan huella en el producto final (aunque influyan en él).

El tutor tiene que observar los procesos que tienen lugar durante el ABP para entrenar y evaluar esas competencias. Para ello tendremos que incorporar nuevos momentos y herramientas de evaluación, por ejemplo, el tutor puede utilizar tablas de observación que reflejen la labor autónoma de los estudiantes y sus interacciones en el grupo, tanto en lo cognitivo (aporta información, sugiere ideas, etc.) como en lo relacional (crítica a otros, anima la participación, espera su turno, etc.). Esto nos da la base para mejorar el manejo de las interacciones sociales por parte de los alumnos y generar en ellos actitudes más dialogantes y constructivas.

6.1.2. ¿Cuándo se produce la evaluación?

Tradicionalmente habíamos considerado que **evaluar** es dar una “sentencia”, una puntuación que refleja los méritos o deméritos del alumno, que resume su logro al final del curso. El modelo ABP está más en sintonía con un concepto formativo y correctivo de la evaluación, como retroalimentación para mejorar, lo que lleva a considerar la evaluación como un proceso continuo y omnipresente. *El objetivo del docente no es encontrar la medida perfecta, sino conseguir que adquieran las competencias.*

6.1.3. Momentos de la evaluación

Idealmente, se puede evaluar todo, y en todo momento pero en la práctica real hay que concretarlo en momentos y herramientas, eligiendo momentos que sean significativos y herramientas que sean variadas (cuestionarios, hojas de observación, test, etc.).

Un buen ritmo puede ser hacer un alto en el camino y reflexionar con los estudiantes sobre sus progresos y deficiencias, al final del tratamiento de cada problema. Suponiendo que a lo largo del curso se aborden varios problemas y que cada uno ocupe un lapso de algunas

semanas, eso permitiría tener suficiente retroalimentación del proceso sin sobrecargar a los implicados.

6.1.4. Evaluación cuantitativa y cualitativa

Los docentes están acostumbrados a expresar numéricamente las evaluaciones porque han de resumir el rendimiento de un estudiante en una nota numérica al final del curso y los estudiantes están acostumbrados a ser medidos con ese patrón. Pero lo que permite al estudiante mejorar su actuación es el conocimiento cualitativo y pormenorizado de qué está haciendo bien y qué está haciendo mal o al menos no lo suficientemente bien, *los “puntos fuertes” y los “puntos débiles”*. La cuantificación es necesaria sólo para indicar en qué grado se da o deja de darse una conducta o actitud, pero el significado lo da la reflexión cualitativa.

En algunos casos, se utiliza el ABP como marco facilitador del aprendizaje, pero en el momento de la **evaluación la “unidad de análisis”** es cada individuo, su proceso y sus logros. En otros casos, interesa específicamente potenciar las competencias de trabajo en equipo, porque son vitales para el perfil del futuro profesional, aquí el trabajo de grupo no es sólo la ocasión del aprendizaje, sino un fin en sí mismo, para adquirir habilidades de coordinación, liderazgo, gestión del tiempo, expresión de las ideas y argumentación, toma de decisiones, etc.; en una palabra, competencias y actitudes imposibles de ejercer en solitario. En este caso el grupo es también “unidad de análisis”.

Nuestro diseño del sistema de evaluación refleja esta decisión, asignando porcentajes variados de la nota final. Si el grupo es sólo un contexto oportuno, la nota puede ser 100% individual. Por contra, si queremos que el individuo se involucre realmente en el éxito o fracaso del grupo, para forzar procesos de cooperación, de comunicación de información, de síntesis de informaciones, etc., entonces daremos un porcentaje determinado a la nota grupal.

El estudiante no debe preocuparse únicamente de su aprendizaje, sino de que todo el producto del grupo sea bueno y sus compañeros aprendan también. Una manera de forzar una auténtica cooperación, en la que todos los miembros aprendan unos de otros, es que el profesor designe a posteriori a alguien del grupo para que exponga el trabajo o pedir a uno de ellos que explique los contenidos que inicialmente eran competencia de otro, etc. El grupo tendrá la nota que esa persona obtenga. Así todos se responsabilizan del aprendizaje de los demás y cooperan.

7. Conclusiones

7. CONCLUSIONES

En los primeros apartados de la memoria se han desarrollado los métodos de aprendizaje, siendo el más común, **la clase magistral**. Esta metodología tradicional no siempre funciona y conlleva una pérdida de motivación de los alumnos por la ciencia, en nuestro caso concreto, por la Química. Es evidente que se está produciendo un cambio continuo en nuestro entorno y la metodología utilizada en la educación (en este caso en ciencias) no es una excepción.

Existen nuevos métodos de aprendizaje que ofrecen nuevas perspectivas a los estudiantes que les pueden ser útiles para desenvolverse en su día a día, creando personas independientes con un criterio propio, capaces de abrir su mente y de encontrar soluciones a los problemas que les puedan surgir.

De los diferentes métodos de aprendizaje comentados en los apartados iniciales, elegimos el **Aprendizaje Basado en Problemas (ABP)** para el desarrollo de los contenidos referentes a las **reacciones de transferencia de electrones**, en lugar de utilizar la metodología tradicional. Lo que se pretende con todo esto es incentivar al alumno con propuestas o preguntas que se le puede ocurrir en cualquier momento sobre fenómenos o situaciones que han visto en algún momento de su vida como, por ejemplo, al recargar la batería de un coche o de su propio teléfono móvil.

Una vez despierto el interés o la intriga de nuestro alumnado hay que introducir el fundamento teórico correspondiente pero siempre haciendo referencia al fenómeno o aplicación, es decir, buscando continuamente un realismo a los problemas o enunciados. Gracias a esto los alumnos encontrarán mucho más interés por la ciencia.

La metodología que vamos a utilizar comienza con una ligera introducción del fundamento teórico, en este caso, tres situaciones relacionadas con las reacciones de transferencia de electrones como son el caso de las pilas o células galvánicas, los procesos electrolíticos, principalmente la electrólisis del agua y, por último, una reacción redox como es la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno que todo el mundo conoce como agua oxigenada (muy utilizado como desinfectante).

La introducción sirve como entrada para los **problemas** que se quieren plantear para que los alumnos comiencen a identificar las ideas, definan la estrategia a seguir y concluyan con los resultados obtenidos y sus conclusiones. El alumno, con ayuda de esta metodología construye su propio conocimiento y desarrolla actividades para una evaluación crítica del conocimiento adquirido.

Una vez presentadas las conclusiones a las que han llegado los alumnos, nos tenemos que hacer la siguiente pregunta *¿se han alcanzado los objetivos planteados inicialmente?*

Los objetivos principales son la adquisición de las competencias clave (en nuestro caso, la **competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología**) por parte de los alumnos para lograr que alcancen un pleno desarrollo personal, social y profesional que se ajuste a las necesidades que surjan en situaciones de la vida cotidiana. Como se ha mencionado anteriormente, estas competencias clave están relacionadas con los objetivos marcados en el Bachillerato.

A continuación, se muestran algunas de las habilidades adquiridas por los alumnos:

- Comprender de manera significativa las ideas básicas de la comunidad científica sobre las reacciones oxidación-reducción y su aplicación a situaciones de la vida cotidiana.
- Planificar y realizar experiencias sencillas en grupos, valorando las aportaciones propias y ajenas y mostrando una actitud de cooperación.
- Elaborar informes sobre las actividades de investigación realizadas y resolución de problemas al contrastar y evaluar la información para desarrollar criterios personales sobre los contenidos científicos.
- Utilizar los conocimientos sobre las aplicaciones de las reacciones oxidación-reducción, discernir entre aquellas que pueden ser contaminantes presentando alternativas de soluciones.

Una vez finalizado el trabajo sobre el tema abordado, se puede llegar a comprender la importancia de las reacciones de oxidación-reducción para todos nosotros, ya que las podemos observar en cualquier parte como en la batería de nuestro reproductor de música, en los alambres de cobre de nuestras instalaciones o incluso en un corazón artificial de alguien que lo necesite.

Las reacciones redox son aquellas en las que se produce una transferencia de electrones y han tenido un gran avance e importancia en el caso de la medicina (marcapasos o corazones artificiales) o en las pilas, mencionadas anteriormente, como una significativa fuente de energía. Aunque también tienen un efecto negativo en algún metal haciendo que se deterioren, a causa de una reacción química o electroquímica del mismo con su medio ambiente, conociendo a este fenómeno como corrosión.

Otra aplicación es en el caso de la minería para lograr la mayor cantidad de material posible y aprovechar al máximo los productos, como por ejemplo, en la minería del cobre. En resumen podemos decir que las reacciones de oxidación-reducción no las veamos directamente, convivimos diariamente con ellas (cables, objetos de cobre o hierro, pilas...).

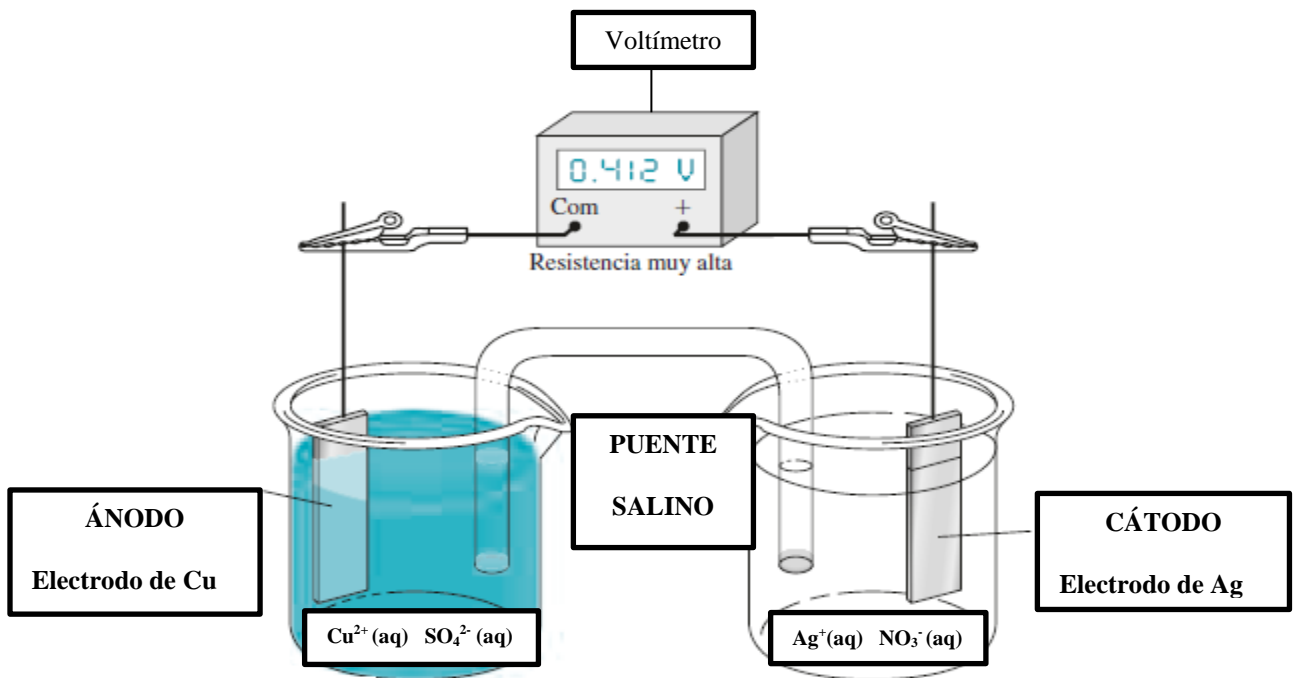
8. Anexos

8. ANEXOS

En este apartado se muestran las soluciones a los problemas planteados anteriormente.

8.1. Pilas voltaicas

- Identifica los componentes de la siguiente celda galvánica formada por un electrodo de Cu en una disolución de CuSO_4 y un electrodo de plata en disolución de AgNO_3 1,0 M. Las disoluciones están a 25° C.



- **Determina:**

Datos: $E^0 (\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = -0,76 \text{ V}$; $E^0 (\text{Ag}^+/\text{Ag}) = 0,80 \text{ V}$.

- Cuál es el cátodo y cuál es el ánodo

Cátodo (+) es el electrodo de Ag y el ánodo (-) es el electrodo de Cu.

- Escribe las reacciones de la pila, indica el sentido de flujo de los electrones:

- Cátodo (reducción): $2 (\text{Ag}^+ (\text{aq}) + 1 \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag} (\text{s}))$
- Ánodo (oxidación): $\text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow \text{Cu}^{2+} (\text{aq}) + 2 \text{e}^-$
- Reacción global: $2 \text{Ag}^+ (\text{aq}) + \text{Cu} (\text{s}) \longrightarrow 2 \text{Ag} (\text{s}) + \text{Cu}^{2+} (\text{aq})$

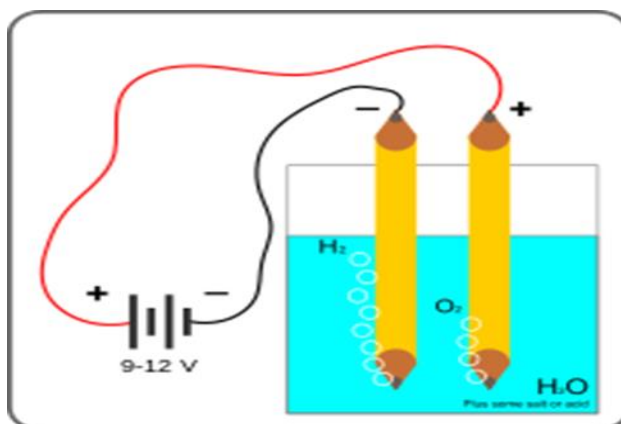
El flujo de los e^- se produce del ánodo (-) al cátodo (+). Los electrones circulan por el circuito externo desde el electrodo de cobre hasta el electrodo de plata, mientras que los iones encargados de restablecer la neutralidad eléctrica circulan en sentido contrario a través del tabique poroso o del puente salino.

c) Calcula la f.e.m de la pila.

$E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = [0,80 - (0,34)] \text{ V} = \mathbf{0,46 \text{ V}}$. El potencial de la pila es positivo, por tanto, el proceso es espontáneo.

8.2. Electrólisis del agua

La siguiente figura muestra la electrólisis del agua:



- ¿Cuál de las siguientes afirmaciones **NO ES CORRECTA** con respecto a este proceso?
- Requiere de energía externa para que ocurra
 - Alrededor del polo negativo se produce hidrógeno
 - Se desprende el mismo volumen de H₂ y de O₂
 - Alrededor del polo positivo se produce oxígeno
 - Se realiza en una cuba, la cual contiene el electrolito disuelto o fundido y dos electrodos

La respuesta que **no es correcta es la letra c** porque no se desprende el mismo volumen de H₂ que de O₂.

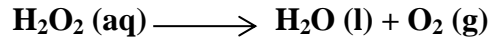
Descomposición del agua para obtener hidrógeno y oxígeno.

- En el ánodo (oxidación): $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow \text{O}_2 (\text{g}) + 4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^-$
- En el cátodo (reducción): $4 \text{H}^+ (\text{aq}) + 4 \text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 (\text{g})$
- Reacción global: $2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) \longrightarrow 2 \text{H}_2 (\text{g}) + \text{O}_2 (\text{g})$

Se puede observar que el volumen que se desprende de H₂ es el doble que el volumen que se desprende de O₂.

8.3. Descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno

La descomposición del agua oxigenada (H_2O_2), una sustancia que seguramente tienes en el botiquín de casa, se descompone según la siguiente reacción:



La reacción que se produce es muy lenta, se puede comprobar cuando abrimos una botella de agua oxigenada, ya que no percibimos burbujas en la superficie. Sin embargo, la reacción se acelera al añadir yoduro de potasio (KI).



➤ **Responder a las siguientes cuestiones:**

a) ¿Cuál es la función del yoduro de potasio?

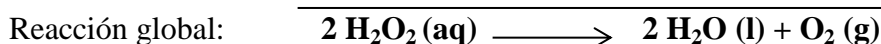
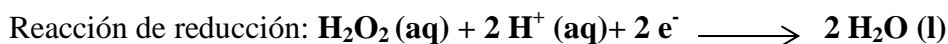
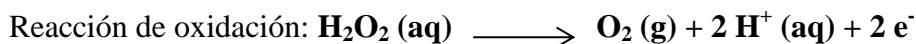
La función del yoduro de potasio es aumentar la velocidad de descomposición de agua oxigenada ya que la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno es una reacción lenta.

b) ¿Cómo se denomina esta especie?

Aquella sustancia que aumenta la velocidad de una reacción se conoce como catalizador. Esta sustancia que interviene en el mecanismo de la reacción pero no se consume. Además, no altera el rendimiento de la reacción.

c) ¿Cómo sería el ajuste de esta reacción química redox?

El ajuste de la reacción en medio ácido es el siguiente:



Experimento: Descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno

1. Objetivo

Analizar el efecto de un catalizador sobre la velocidad de la reacción.

2. Reactivos y material

- Peróxido de hidrógeno (H_2O_2) de 100 volúmenes
- 0,5 gr de yoduro de potasio (KI)
- Detergente lavavajillas
- Probeta de 250 mL
- Cronómetro

3. Fundamento teórico

En esta práctica se muestra la acción de los catalizadores sobre la velocidad de las reacciones químicas. En concreto, esta reacción está catalizada por diferentes compuestos de metales de transición y también por enzimas peroxidasa que se encuentran en algunos seres vivos. En este caso, se dispone de una probeta que contenga un poco de detergente líquido de lavavajillas y una pequeña cantidad de un catalizador para la descomposición del peróxido de hidrógeno.

4. Procedimiento experimental

Se coloca una probeta de 250 mL y se añade aproximadamente 1 mL de detergente de lavavajillas. A continuación, se vierte 25 mL de peróxido de hidrógeno de 100 volúmenes en la probeta. Se añaden 0,5 gramos de yoduro de potasio. Se mide el tiempo que tarda la espuma en alcanzar la parte superior de la probeta y se anota el resultado en la siguiente tabla. Se puede repetir el procedimiento utilizando otros catalizadores.

Catalizador	Tiempo(s)
KI	

9. Bibliografía

9. BIBLIOGRAFÍA

(1) Kotz, John C., Treichel, Paul M., y Townsend, John R. (2012). *Chemistry & Chemical Reactivity*. (8º ed.) Belmont, Brooks/Cole.

(2) Skoog, Douglas A., West, Donald M., Holler, F. James y Crouch, Stanley R. (2015). *Fundamentos de química analítica* (9ª ed.) México D.F., Cengage Learning.

(3) Petrucci, Ralph H., Harwood, William S., y Herring, F. G. (2003). *Química General*. (8ª ed.) Madrid, Pearson Educación, S.A.

(4) Fernández, M.R., y Fidalgo, J.A. (1999). *Química General*. (5ª ed.) León, Everest, S.A.

(5) Bryson, B. (2003). *Una breve historia de casi todo*. (3ª ed). Barcelona, RBA libros S.A.

(6) Morado, I. (2014). *Aprender, recordar y olvidar*. Barcelona, Ariel.

(7) Langer, E. (2000). *El poder del aprendizaje consciente*. Barcelona, Gedisa.

(8) García Pozo, T. y García Serna Colomina, J.R. (1998). *Química Bachillerato*. Barcelona, Edebé.

(9) Metodologías de aprendizaje y descripción de actividades presenciales (s.f.) Instituto Nacional de Administración Pública. Recuperado en Mayo de 2016 de <http://www.inap.es/alfresco/d/d/workspace/SpacesStore/e166787e-f9b0-4594-8890-729acce6d330/Metodologias-aprendizaje.pdf>

(10) El proceso de evaluación en la metodología de Aprendizaje Basado en Problemas (s.f) Facultad de Psicología. Universidad de Murcia. Recuperado en Junio de 2016 de <http://ocw.um.es/cc.-sociales/la-metodologia-de-aprendizaje-basado-en-problemas/material-de-clase-1/tema-6.pdf>

(11) *Electrólisis del agua* (s.f). EcuRed. Recuperado en Junio de 2016 de http://www.ecured.cu/Electr%C3%B3lisis_del_agua

(12) Cedrón, J.C., Landa, V. y Robles, J. (2011). Química General. Material de enseñanza. Pontificia Universidad Católica del Perú. Recuperado en Junio de 2016 de <http://corinto.pucp.edu.pe/quimicageneral/contenido/27-catalisis.html>

(13) Electrólisis del agua con sal (s.f). Ακαδημος. Recuperado en Junio de 2016 de <http://akademos.ramiskuey.com/Experimentos/Electrolisis/>

(14) Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato. Boletín Oficial del Estado. 3 de Enero de 2015, núm. 3, p.p. 169-546.

(15) Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato. Boletín Oficial del Estado. 29 de Enero de 2015, núm. 25, p.p. 6986-7003.