



---

**Universidad de Valladolid**

Facultad de Ciencias

## **TRABAJO FIN DE MÁSTER**

Máster de profesorado de Educación Secundaria Obligatoria y  
Bachillerato Formación Profesional y Enseñanza de Idiomas  
(Especialidad: Física y Química)

Curso 2017-2018

**“REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN Y APLICACIONES”**

***Autor:***

*Rosalía Mostaza Mangas*

***Tutor:***

*María Jesús Baena Alonso*



## ÍNDICE

RESUMEN .....	2
1. INTRODUCCIÓN .....	4
2- OBJETIVOS Y COMPETENCIAS.....	6
3- UNIDAD DIDÁCTICA.....	13
3.1. INTRODUCCIÓN .....	13
3.2.OBJETIVOS.....	14
3.3. CONTENIDOS .....	15
3.3.1. Concepto de oxidación-reducción .....	15
3.3.2. Estado de oxidación.....	16
3.3.3. Ajuste de reacciones de oxidación - reducción .....	18
3.3.4. Valoraciones redox.....	22
3.3.5. Pilas galvánicas o voltaicas.....	24
3.3.6. Potenciales estándar de reducción .....	27
3.3.7. Tabla de potenciales estándar de reducción y espontaneidad de las reacciones redox .	28
3.3.8. Electrolisis .....	31
3.3.9. Leyes de Faraday .....	34
3.3.10. Corrosión de metales .....	35
3.3.11. Aplicaciones .....	37
4- METODOLOGIA .....	39
5- TEMPORALIZACIÓN .....	48
6- EVALUACIÓN .....	50
7- CONCLUSIONES .....	55
8- BIBLIOGRAFÍA .....	57
9- ANEXOS .....	59

# RESUMEN

En este TFM se ha elaborado una unidad didáctica. Para ello es fundamental tener en cuenta la legislación vigente de la Comunidad Autónoma en la que se va a ejercer la docencia, así como el currículum en función del curso de los alumnos a los que va dirigida. En concreto, se presenta la unidad didáctica “Reacciones de oxidación-reducción” correspondiente al segundo curso de Bachillerato que se imparte en la Comunidad Autónoma de Castilla y León.

Se ha tenido en cuenta que los estudiantes no sólo tienen que alcanzar unos objetivos a nivel académico sino también adquirir unas competencias en diversos aspectos y formarse como ciudadanos responsables.

Los contenidos están adaptados al desarrollo intelectual de los alumnos que van a recibir la clase. La metodología seguida es fundamental para conseguir una buena actitud y predisposición por parte del alumno hacia la asignatura, por eso se han propuesto algunas dinámicas en grupo que motiven al alumno en la realización de los ejercicios y problemas claves en esta unidad.

# 1. INTRODUCCIÓN

**“La educación científica de los jóvenes es al menos tan importante, quizá incluso más, que la propia investigación”.**

**Glenn Theodore Seaborg**

## 1.-INTRODUCCIÓN

La Química es la ciencia que se encarga de estudiar la composición de la materia, su estructura, las propiedades que poseen y los cambios que pueden sufrir cuando se produce una reacción química.

El estudio de la Química va más allá del conocimiento de los conceptos relacionados con la materia; debe suponer la adquisición de unas competencias científicas, tales como la observación, el análisis, la interpretación de los resultados, la capacidad para resolver problemas y aplicar los conocimientos aprendidos para encontrar una solución.

Se podría decir que el estudio de esta ciencia conlleva un desarrollo intelectual que ayuda a potenciar el razonamiento de los alumnos y dar las herramientas para que aprendan a aprender.

La enseñanza de la Química supone además un reto para los docentes ya que, de manera general, los estudiantes califican a las asignaturas científicas como pesadas y aburridas.

Como futuros profesores nos enfrentamos a esa falta de interés y de motivación a la hora de impartir esta ciencia. La clave para lograr un aprendizaje significativo y duradero consiste en ser capaces de cambiar esta actitud, es decir, conseguir alumnos motivados y activos ante la asignatura.

Es muy importante conocer el nivel de desarrollo psicológico de los alumnos a los que se les da clase para poder seleccionar estrategias metodológicas que nos ayuden a que aprendan los conocimientos de manera significativa y que puedan aplicar a circunstancias reales; es vital que encuentren la utilidad de lo que se les enseña.

Algunos aspectos que hay que mejorar respecto a la metodología tradicional es favorecer la interacción alumno-profesor y alumno-alumno; esto aporta una componente cultural y social que favorece el aprendizaje significativo. Por otra parte, es necesario diseñar actividades, incluso de investigación, que les permitan experimentar y observar todo lo que estudian y en las que ellos mismos participen en la construcción del conocimiento.

Una forma de conseguir esto, es planificando actividades en grupo, porque aportan un carácter activo y participativo que tanto puede favorecer la adquisición de conocimiento a los más rezagados como reforzar lo aprendido a los que llevan un ritmo más rápido. Por eso, en la parte de metodología se proponen algunas alternativas para realizar problemas y ejercicios de manera grupal y colaborativa buscando una mayor motivación por parte del alumno.

# 2. OBJETIVOS Y COMPETENCIAS

## 2.-OBJETIVOS Y COMPETENCIAS

Desde la Unión Europea se ha constituido un marco estratégico para la cooperación europea en el ámbito de la educación y formación que se fijó en el año 2009.

Los objetivos del programa de trabajo se basan en el reto de conseguir que el conocimiento y el aprendizaje permanente sea una realidad para todos.

Teniendo en cuenta este programa “Educación y Formación 2010”, la educación deber ser intersectorial, todos los ámbitos sociales y partes interesadas deben involucrarse para conseguir el desarrollo de los sistemas de educación, cuya finalidad es la de conseguir:

- La realización personal, social y profesional de todos los ciudadanos.
- La prosperidad económica sostenible y la empleabilidad, promoviendo valores democráticos, cohesión social, diálogo entre diferentes culturas y una ciudadanía activa.

Esto se encuentra reflejado en la legislación educativa en Castilla y León, concretamente en la ORDEN EDU/362/ 2015 y ORDEN EDU/363/2015, de 4 de mayo, por la que se establece el currículo y se regula la implantación, evaluación y desarrollo de la Educación Secundaria Obligatoria y Bachillerato en la Comunidad de Castilla y León.

Dado que en este Trabajo de Fin de Máster se van a tratar contenidos de 2º de Bachillerato, los objetivos para los alumnos en esta etapa son los siguientes:

- a) Ejercer la ciudadanía democrática, desde una perspectiva global y adquirir una conciencia cívica responsable, inspirada por los valores de la Constitución española así como por los derechos humanos que fomente la corresponsabilidad en la construcción de una sociedad justa y equitativa.
- b) Consolidar una madurez personal y social que les permita actuar de forma responsable y autónoma y desarrollar su espíritu crítico. Prever y resolver pacíficamente los conflictos personales, familiares y sociales.
- c) Fomentar la igualdad efectiva de derechos y oportunidades entre hombres y mujeres, analizar y valorar críticamente las desigualdades y discriminaciones existentes, y en particular la violencia contra la mujer e impulsar la igualdad real y la no discriminación de las personas por cualquier condición o circunstancia personal o social, con atención especial a las personas con discapacidad.



- d) Afianzar los hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje, y como medio de desarrollo personal.
- e) Dominar, tanto en su expresión oral como escrita, la lengua castellana y en lenguas extranjeras.
- f) Utilizar con solvencia y responsabilidad las tecnologías de la información y la comunicación.
- g) Conocer y valorar críticamente las realidades del mundo contemporáneo sus antecedentes históricos y los principales factores de su evolución. Participar de forma solidaria en el desarrollo y mejora de su entorno social.
- h) Acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y dominar las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.
- i) Comprender los elementos y procedimientos fundamentales de la investigación y de los métodos científicos. Conocer y valorar de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, así como afianzar la sensibilidad y el respeto hacia el medio ambiente.
- j) Afianzar el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa, trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.
- k) Desarrollar la sensibilidad artística y literaria, así como el criterio estético, como fuentes de formación y enriquecimiento cultural.
- l) Utilizar la educación física y el deporte para favorecer el desarrollo personal y social.
- m) Afianzar actitudes de respeto y prevención en el ámbito de la seguridad vial.

Relacionados con estos objetivos, la materia de Química de 2º de Bachillerato contribuye de forma sustancial a que los alumnos adquieran ciertas competencias generales según lo establecido en la Orden ECD/65/2015, de 21 de enero como son:

### **Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología.**

Se trabaja la manipulación de expresiones algebraicas

- El análisis de gráficos
- La realización de cálculos

- Los cambios de unidades
- Las representaciones matemáticas

Por otro lado se favorecen:

- Los juicios críticos sobre los hechos científicos y tecnológicos
- Utilización de datos, conceptos y hechos
- El diseño y montaje de experimentos
- El contraste de teorías o hipótesis
- El análisis de resultados para llegar a conclusiones
- La toma de decisiones basadas en pruebas y argumentos

### **Competencia en comunicación lingüística**

Es importante que el alumno sea capaz de expresarse conforme al lenguaje propio de cada asignatura tanto de manera oral como escrita.

- Adquisición del vocabulario específico
- Valoración de la claridad en la expresión oral y escrita
- Rigor en el empleo de los términos
- La realización de síntesis
- Elaboración y comunicación de conclusiones
- Uso del lenguaje exento de prejuicios, inclusivo y no sexista

### **Aprender a aprender:**

La comprensión y aplicación de planteamientos y métodos científicos desarrolla en el alumnado esta competencia.

- Habilidad para iniciar, organizar y distribuir tareas
- La perseverancia en el aprendizaje
- La responsabilidad
- La motivación
- El gusto por aprender
- Consideración del error como fuente de aprendizaje

### **Competencia digital:**

- Utilización de las Tecnologías de la Información y la Comunicación

- Uso de aplicaciones virtuales interactivas
- Posibilidad de realizar experiencias prácticas que por razones de infraestructura no serían viables en otras circunstancias
- Uso de las TIC como herramienta eficaz para obtener datos, extraer y utilizar información de diferentes fuentes y presentar trabajos

#### **El sentido de iniciativa y espíritu emprendedor:**

- Capacidad de transformar las ideas en actos
- Realización de proyectos científicos que en esta etapa tiene que estar adaptados a la madurez del alumnado
- Capacidad para la gestión
- Capacidad creadora y de innovación
- La autonomía y el esfuerzo
- Capacidad de desarrollar sus aptitudes y habilidades

#### **Competencias sociales y cívicas:**

- Resolver conflictos pacíficamente
- Contribuir a construir un futuro sostenible
- Conocimiento de las revoluciones científicas contribuye a entender la evolución de la sociedad y analizar la actual.

En nuestra sociedad, cada ciudadano puede adquirir una amplia gama de competencias a través de la educación y la formación para adaptarse de modo flexible a un mundo que está cambiando constantemente, a gran velocidad y que muestra múltiples interconexiones.

La materia de Química va a contribuir al desarrollo de las competencias del currículo, necesarias para la realización y desarrollo personal y el desempeño de una ciudadanía activa, pero sobre todo debe cumplir con los **objetivos específicos** de la asignatura:

1. Adquirir y poder utilizar los conceptos, leyes, teorías y modelos más importantes y generales de la Química, así como las estrategias empleadas en su construcción, con

el fin de tener una visión global del desarrollo de esta rama de la ciencia, de su relación con las otras y de su papel social.

2. Utilizar, con mayor autonomía, estrategias de investigación propias de las ciencias (resolución de problemas que incluyan el razonamiento de los mismos y la aplicación de algoritmos matemáticos; formulación de hipótesis fundamentadas; búsqueda de información; elaboración de estrategias de resolución y de diseños experimentales; realización de experimentos en condiciones controladas y reproducibles, análisis de resultados, etc.) relacionando los conocimientos aprendidos con otros ya conocidos y considerando su contribución a la construcción de cuerpos coherentes de conocimientos y a su progresiva interconexión.
3. Manejar la terminología científica al expresarse en ámbitos relacionados con la Química, así como en la explicación de fenómenos de la vida cotidiana que requieran de ella, relacionando la experiencia cotidiana con la científica, cuidando tanto la expresión oral como la escrita y utilizando un lenguaje exento de prejuicios, inclusivo y no sexista.
4. Utilizar las Tecnologías de la Información y la Comunicación en la interpretación y simulación de conceptos, modelos, leyes o teorías para obtener datos, extraer y utilizar información de diferentes fuentes, evaluando su contenido, adoptando decisiones y comunicando las conclusiones incluyendo su propia opinión y manifestando una actitud crítica frente al objeto de estudio y sobre las fuentes utilizadas.
5. Planificar y realizar experimentos químicos o simulaciones, individualmente o en grupo, con autonomía y utilizando los procedimientos y materiales adecuados para un funcionamiento correcto, con una atención particular a las normas de seguridad de las instalaciones.
6. Comprender y valorar el carácter tentativo y creativo del trabajo científico, como actividad en permanente proceso de construcción, analizando y comparando hipótesis y teorías contrapuestas a fin de desarrollar un pensamiento crítico, así como valorar las aportaciones de los grandes debates científicos al desarrollo del pensamiento humano.

7. Comprender el papel de esta materia en la vida cotidiana y su contribución a la mejora de la calidad de vida de las personas. Valorar igualmente, de forma fundamentada los problemas que sus aplicaciones pueden generar y cómo puede contribuir al logro de las sostenibilidad de estilos de vida saludables, así como a la superación de los estereotipos, prejuicios y discriminaciones, especialmente los que por razón de sexo, origen social o creencia han dificultado el acceso al conocimiento científico a diversos colectivos a lo largo de la historia.
8. Conocer los principales retos a los que se enfrenta la investigación de este campo de la ciencia en la actualidad, así como su relación con otros campos del conocimiento.

# 3. UNIDAD DIDÁCTICA

### 3.-UNIDAD DIDÁCTICA. Reacciones de transferencia de electrones. Oxidación-Reducción

#### 3.1. INTRODUCCIÓN

A lo largo de esta unidad didáctica se van a tratar reacciones químicas que van a explicar algunos procesos que se pueden observar en la vida cotidiana. Por ejemplo, el funcionamiento de las pilas, la oxidación de metales como el hierro, etc.

Hay que mencionar que los alumnos de 2º de Bachillerato ya han adquirido algunos conceptos de los diferentes tipos de reacciones que se pueden encontrar, por lo que conocen en qué consiste una reacción de oxidación - reducción.

Uno de los objetivos clave de este tema va a ser el ajuste de reacciones redox para poder realizar cálculos posteriores. Hasta este momento el ajuste lo han hecho por tanteo, siendo ahora necesario el aprendizaje del ajuste de reacciones redox con métodos específicos.

Al mismo tiempo es importante que reconozcan la utilidad de estas reacciones y sepan las aplicaciones que hay en la actualidad de los procesos redox.

Todo ello, sin olvidar que deben adquirir de manera efectiva las competencias matemáticas y básicas en ciencia y tecnología, aprender a aprender, la competencia digital, el sentido de iniciativa y espíritu emprendedor entre otras. Por lo que la unidad incluye el diseño de actividades de aprendizaje que permitan al alumno avanzar hacia los resultados definidos

#### 3.2. OBJETIVOS

- ✓ Identificar las reacciones de oxidación - reducción o redox.
- ✓ Ajustar la estequiometría de las reacciones redox.
- ✓ Determinar la concentración de una disolución valorándola mediante un proceso redox.
- ✓ Relacionar procesos redox espontáneos con los generadores de corriente continua.

- ✓ Utilizar tablas de potenciales de reducción estándar para evaluar la espontaneidad de procesos redox.
- ✓ Diseñar una pila Daniell y describir sus elementos
- ✓ Analizar procesos electrolíticos cualitativa y cuantitativamente.
- ✓ Estudiar otros procesos de oxidación-reducción de importancia económica, tecnológica o biológica.

### 3.3. CONTENIDOS

Para elaborar la unidad didáctica se han consultado varios libros de texto de la asignatura de Química de 2º de Bachillerato y también otros de Química General que están recogidos más adelante en el apartado de bibliografía

#### 3.3.1. Concepto de oxidación-reducción

El término de oxidación fue utilizado por primera vez por Lavoisier para explicar el proceso de la combustión y, en general, todos aquellos procesos en los que una sustancia se combina con el oxígeno. De forma independiente, se identificaban los procesos de reducción como aquellos en los que un óxido de metal se convertía en un metal con una disminución resultante en peso, de ahí probablemente su nombre.

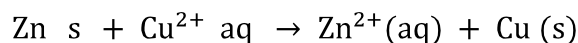
Sin embargo, debido a que había algunas reacciones similares a la combustión que no se podían explicar con la definición anterior, fue necesario establecer otra definición diferente a la de Lavoisier para que englobara a las reacciones que actualmente se conocen como reacciones redox.

Definición: Las reacciones redox son aquellas en las que se produce una transferencia de uno o más electrones entre los reactivos, por lo que tiene lugar un cambio en el estado de oxidación de éstos.

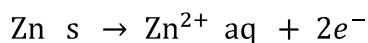
El concepto de reacciones redox recuerda al de las reacciones ácido - base de Bronsted-Lowry. Ambas implican la transferencia de una o más partículas cargadas desde un dador a un aceptor, siendo éstas los electrones en las redox y los protones en las ácido - base.



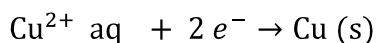
Una reacción redox engloba dos semirreacciones:



- **Semirreacción de oxidación:** tiene lugar cuando un elemento cede electrones, por lo que su estado de oxidación aumenta.



- **Semirreacción de reducción:** se produce cuando un elemento acepta electrones, por lo que su estado de oxidación disminuye.



Siempre que un elemento se oxida, otro se reduce, es decir, si un elemento cede electrones otro los tiene que aceptar, son procesos simultáneos. Al elemento que se oxida se le denomina reductor, mientras que el que se reduce se le considera el oxidante (Figura 1).

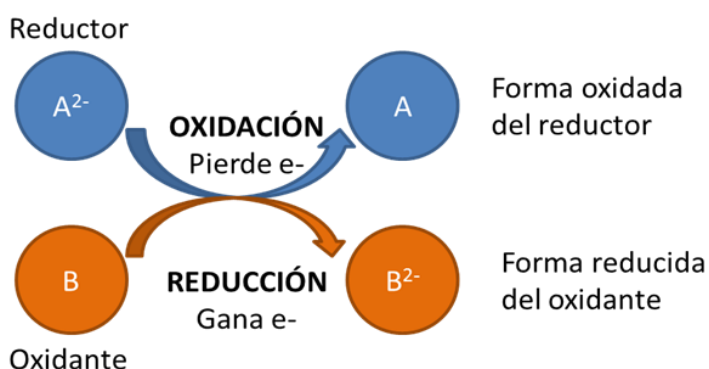


Figura 1. Oxidación y reducción

### 3.3.2. Estado de oxidación

Para identificar qué elemento se oxida o se reduce se puede recurrir al cálculo de su estado de oxidación.

Cuando en un proceso redox intervienen sustancias covalentes a veces es difícil detectar las especies involucradas en la transferencia electrónica. Para salvar esta adversidad se introdujo el concepto de número de oxidación, también llamando estado de oxidación. Este

representa la carga que tendría un átomo considerando que los únicos enlaces que forman la especie química en la que interviene dicho elemento son iónicos.

El estado de oxidación puede ser positivo, negativo o nulo y puede ser entero o fraccionario. Por ejemplo: el estado de oxidación del azufre en los sulfuros ( $S^{2-}$ ) es  $-2$ , en el azufre elemental ( $S_8$ ) es  $0$ , en el anión sulfato ( $SO_4^{2-}$ ) es  $+6$  y en el anión tetrationato ( $S_4O_6^{2-}$ ) es  $5/2$ .

Llegados a este punto, puede surgir la duda de cuál es la diferencia entre estado de oxidación y valencia de un elemento: La valencia es el número de electrones perdidos o ganados por el elemento (valencia iónica) o el número de electrones compartidos (valencia covalente) por el elemento en un compuesto.

Para que termine de entenderse la diferencia, en la Tabla 1 se muestran algunos ejemplos:

Tabla 1. Valencia y estado de oxidación

Compuesto	Valencia C	EO (C)	EO (H)	EO (Cl)
$CH_4$	4	$-4$	$+1$	-
$CH_3Cl$	4	$-2$	$+1$	$-1$
$CH_2Cl_2$	4	$0$	$+1$	$-1$
$CHCl_3$	4	$+2$	$+1$	$-1$
$CCl_4$	4	$+4$	-	$-1$

En los casos propuestos, el carbono presenta su valencia más habitual, que es  $4$  (en las moléculas de estos cuatro compuestos, el átomo de carbono se combina con otros cuatro átomos). Sin embargo, el estado de oxidación del carbono es distinto en cada compuesto. En todos ellos, el hidrógeno tiene estado de oxidación  $+1$ , y el cloro  $-1$ , por lo que para que la molécula sea neutra, el carbono tiene distintos estados de oxidación ( $-4$ ,  $-2$ ,  $0$ ,  $+2$  y  $+4$  respectivamente)

Para determinar el estado de oxidación se pueden aplicar las siguientes reglas:

- La carga eléctrica total de una molécula y de los elementos libres es nula.
- Los iones monoatómicos tienen como estado de oxidación la carga del ión.

- Los metales alcalinos tienen estado de oxidación +1.
- Los metales alcalinotérreos tienen estado de oxidación +2.
- El estado de oxidación del oxígeno es -2, excepto en los peróxidos que es -1 y en los compuestos con flúor que es +2.
- El estado de oxidación del hidrogeno es +1 en los hidruros covalentes y -1 en los hidruros iónicos y los que forma con elementos del grupo 13.
- Para los halógenos, el estado de oxidación es -1. Sin embargo, cuando el Cl, Br o I se combinan con el oxígeno o con el flúor puede tener estados de oxidación positivos.
- La suma algebraica de los estados de oxidación de todos los átomos que constituyen la especie química deberá ser igual a la carga de dicha especie.

### 3.3.3. Ajuste de reacciones de oxidación – reducción

Las reacciones redox pueden ser bastante complejas de ajustar, por lo que hay diferentes métodos para hacerlo de una manera más sencilla.

Los dos métodos para ajustar ecuaciones redox más utilizados son:

- A) Método del número de oxidación.
- B) Método del ión - electrón.

En la reacción ajustada se ha de cumplir la ley de conservación de la masa, conservación de las cargas eléctricas (la suma algebraica de las cargas eléctricas en los dos miembros de la ecuación ha de ser la misma) y que el número de electrones cedidos en la semirreacción de reducción sea igual al número de electrones captados en la semirreacción de oxidación.

Se trata de ajustar la masa y la carga de las dos semirreacciones que tienen lugar y después igualar el número de electrones de ambas, para que al sumarlas, los electrones desaparezcan.

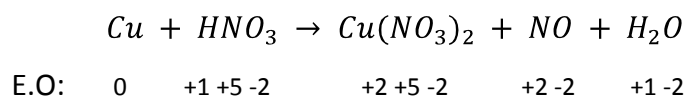
#### A) Método del número de oxidación:

Se utiliza sobre todo en las reacciones redox entre sustancias que no forman iones, como las que se producen en fase gaseosa.

Los pasos a seguir son los siguientes:

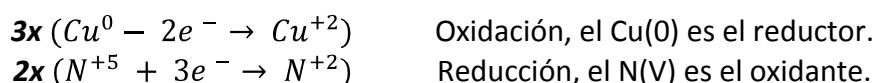
1. Asignar los números de oxidación a los átomos e identificar cuáles son los que cambian su número de oxidación.
2. Escribir las semirreacciones con los átomos que cambian su estado de oxidación. Luego se ajusta con electrones la carga en ambos miembros.
3. Multiplicar cada semirreacción por el menor número que haga que los electrones cedidos por los átomos que se oxidan sean iguales a los electrones ganados por los átomos que se reducen.
4. Sumar las semirreacciones eliminando los electrones.
5. Disponer en la ecuación molecular los coeficientes obtenidos anteriormente. Se ajustan para que el número de los átomos de un mismo elemento sea igual a ambos lados de las semirreacciones.
6. Ajustar adecuadamente los demás compuestos que intervienen en la reacción.

7. Ejemplo:



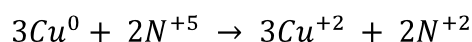
Los elementos que cambian de estado de oxidación son el **N** y **Cu**.

Por lo que las semirreacciones son las siguientes:

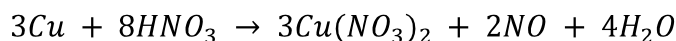


Para que los electrones cedidos por el reductor sean igual que los ganados por el oxidante, hay que multiplicar la semirreacción de la oxidación por 3 y la semirreacción de la reducción por 2.

Sumando las dos semirreacciones se obtiene:



Teniendo en cuenta los coeficientes obtenidos y las especies químicas presentes en la reacción, esta quedaría ajustada de la siguiente manera:



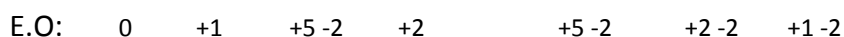
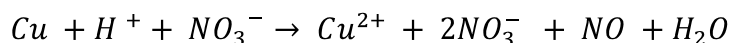
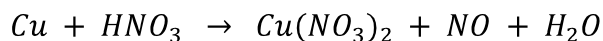
### **B) Método del ión-electrón:**

La secuencia a seguir es la siguiente:

1. Escribir la ecuación de forma iónica, asignar los números de oxidación a los átomos e identificar cuáles son los que cambian su número de oxidación.
2. Escribir las semirreacciones con las especies iónicas o moleculares que cambian su estado de oxidación. Se ajustan para que el número de los átomos que no sean H y O sea igual a ambos lados de las semirreacciones. Para el H y O:
  - a) Si la reacción tienen lugar en medio ácido, añadir  $\text{H}_2\text{O}$  al miembro de la ecuación deficiente en O y  $\text{H}^+$  para ajustar los hidrógenos.
  - b) Si la reacción tiene lugar en medio básico o neutro, por cada O en exceso se añade  $2\text{OH}^-$  en el miembro deficiente en O y  $\text{H}_2\text{O}$  para ajustar los hidrógenos.
  - c) Entonces, ajustar con electrones la carga eléctrica en ambos miembros.
3. Multiplicar cada semirreacción por el menor número que haga que los electrones cedidos por los átomos que se oxidan sean iguales a los electrones ganados por los átomos que se reducen.
4. Sumar las semirreacciones eliminando los electrones.

5. Disponer en la ecuación molecular los coeficientes obtenidos anteriormente. Eliminar las especies que aparecen en ambos lados de la ecuación. Y completar con los iones complementarios a las especies con las que se ha trabajado.

6. Ejemplo:



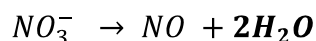
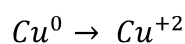
Los elementos que cambian de estado de oxidación son el **N** y **Cu**.

Se identifican las dos semirreacciones:

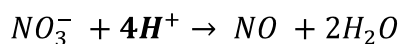
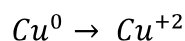


Ahora se ajusta el O, el H y los electrones:

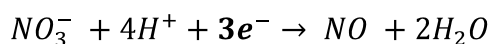
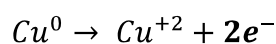
- Ajustar el oxígeno añadiendo tantas moléculas de agua, en el lado deficitario, como oxígenos falten.



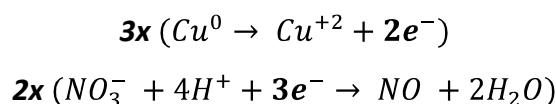
- Ajustar el hidrógeno, añadiendo iones  $H^+$ , en el lado deficitario:



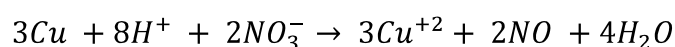
- Ajustar las cargas con electrones:



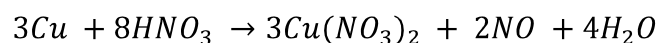
Una vez se llega a este punto hay que multiplicar ambas ecuaciones con el menor número posible para que el número de electrones intercambiados en las semirreacciones sea el mismo.



Sumando las semirreacciones:



Y por último se escribe la reacción en su forma molecular:



Llegados a este punto del curso, los alumnos ya han aprendido en temas anteriores qué sustancias son iónicas y cuáles son covalentes, lo cual es básico para realizar el ajuste por este método.

Dado que este tema se explica justo después de las reacciones ácido-base, los alumnos, al menos, deben diferenciar cuáles son los ácidos y bases más habituales y si son electrolitos fuertes o débiles.

#### 3.3.4. Valoraciones redox

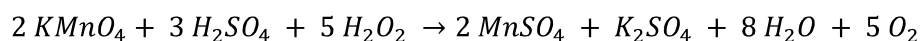
Las reacciones redox pueden utilizarse como método de análisis, si la sustancia a analizar es un oxidante o reductor, utilizando un reductor u oxidante respectivamente, lo que se denomina valoración redox. Su finalidad, como en todas las valoraciones, es añadir la cantidad necesaria de sustancia valorante para consumir exactamente la cantidad de sustancia que se quiere valorar.

Las valoraciones redox son útiles para conocer la concentración de sulfitos en los vinos, para saber el contenido de materia orgánica (y otras sustancias reductoras) de un agua calculando la demanda química de oxígeno, o para conocer la concentración de metales tóxicos como As, Sb y Sn.

El punto de equivalencia es el momento en que el agente oxidante ha reaccionado estequiométricamente con todo el agente reductor.

El punto final es el momento en que se aprecia un cambio de color en una de las sustancias o en el indicador añadido, lo que marca la finalización de la valoración. El punto final y el punto de equivalencia deben coincidir salvo en una muy pequeña cantidad (una gota) de la disolución en exceso que provoca el cambio de color.

Un ejemplo, sería la valoración de una muestra de  $H_2O_2$  con una disolución que contenga el ión permanganato  $MnO_4^-$ . Lo que ocurre en la reacción es lo siguiente, expresado mediante la siguiente ecuación:



La disolución de permanganato de potasio es de color morado y la concentración es conocida y se añade en la bureta.

La valoración debe llevarse a cabo en medio de ácido sulfúrico diluido y en frío, ya que en otras condiciones se favorece la reacción de dismutación del  $H_2O_2$ .

En un Erlenmeyer se pipetea 10ml de la disolución de peróxido de hidrógeno de la que se desea conocer la concentración y se le añade 5ml de  $H_2SO_4$  diluido (1:5).

- Al caer las primeras gotas de  $MnO_4^-$ , hay exceso de  $H_2O_2$  en la disolución y el ion permanganato se consume totalmente, desapareciendo al poco tiempo el color violeta.

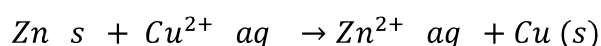


- Cuando se consume todo el  $\text{H}_2\text{O}_2$  al reaccionar con el  $\text{MnO}_4^-$ , si se sigue añadiendo una gota más del agente oxidante, la disolución del Erlenmeyer adquirirá un color violeta a causa del  $\text{KMnO}_4$  que ya no reacciona.

En este caso la disolución valoradora de  $\text{KMnO}_4$  actúa también de indicador del punto final de la valoración, algo muy frecuente en este tipo de valoraciones: los reactivos o productos sirven de indicadores del final de la reacción. Si no es así, hay que añadir un indicador.

### 3.3.5. Pilas galvánicas o voltaicas

Cuando se sumerge una lámina de zinc en una disolución de sulfato de cobre (II), el color azul de la disolución de sulfato de cobre va desapareciendo y sobre la lámina de zinc se deposita una capa pardo-rojiza de cobre metálico. Se trata de una reacción redox espontánea y se expresa mediante la siguiente ecuación química:



Lo que ha ocurrido en esta reacción es la transferencia de electrones del Zn al  $\text{Cu}^{2+}$ . Por lo que los iones de cobre se depositan sobre el Zn como  $\text{Cu}^0$ , ya que cada átomo de cobre ha cogido dos electrones de un átomo de Zn, que se disuelve como  $\text{Zn}^{2+}$ . Es decir, el cobre se reduce y el zinc se oxida.

Como la transferencia de electrones ocurre de manera directa, desde los átomos de Zn a los de  $\text{Cu}^{2+}$ , no se puede aprovechar el flujo de electrones.

Si lo que se quiere es aprovechar el flujo de electrones que se produce de manera espontánea, lo principal es separar los iones de  $\text{Cu}^{2+}$  del contacto directo con la lámina de Zn y que la transferencia de electrones sea indirecta, es decir, a través de un hilo conductor, logrando una corriente eléctrica.

Un dispositivo que cumpla estas características tendría el siguiente esquema (Figura 2):

- a. **Hilo conductor:** por el que pasan los electrones desde los átomos de Zn hasta los iones de Cu (II). Pone en contacto a las dos láminas de Cu y Zn.

- b. **Electrodo de zinc:** lámina de Zn sumergida en una disolución de sulfato de zinc contenida en un recipiente.
- c. **Electrodo de cobre:** lámina de Cu sumergida en una disolución de sulfato de cobre en otro recipiente.
- d. **Puente salino:** consiste en un tubo con forma de U y lleno de una disolución conductora como puede ser una disolución de KCl y los extremos se cierran con unos tapones porosos. Pone en contacto a las dos disoluciones de sulfato de Zn y Cu.
- e. **Voltímetro:** es opcional, indica el voltaje del paso de corriente.

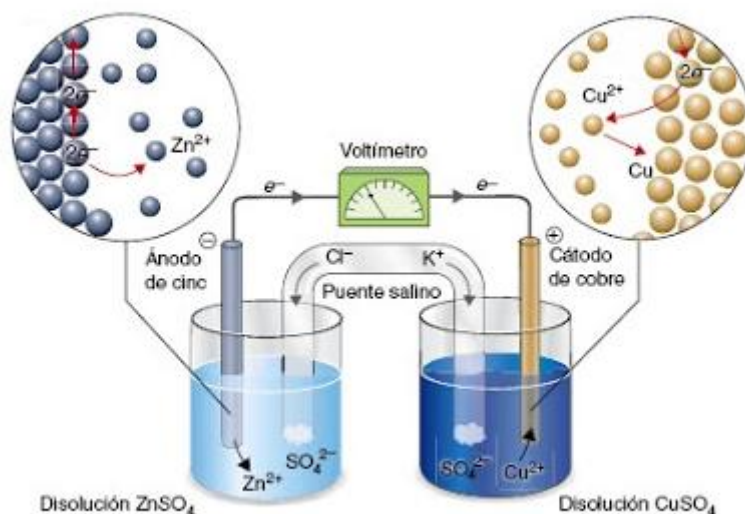
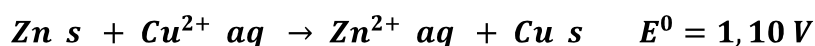
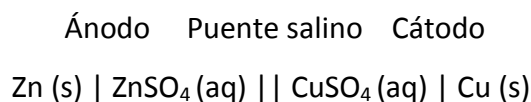


Figura 2. Pila Daniell

A este dispositivo se le conoce como pila Daniell. Fue inventada en 1836 por John Frederic Daniell, que era un químico británico y meteorólogo. La fuerza electromotriz, o voltaje de esta pila es de 1,10 voltios, y la reacción química que tiene lugar es:

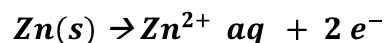


La pila se representaría:



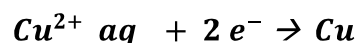
Las dos partes de la pila, donde tienen lugar las dos semirreacciones de oxidación y reducción se denominan semipilas:

a) En el ánodo, se lleva a cabo la semirreacción de oxidación:



El ánodo de Zn se carga negativamente al recibir los electrones cedidos por el Zn que se oxida. Por lo que al ánodo se le denomina electrodo negativo. Es el que tiene menor potencial de reducción

b) En el cátodo, se lleva a cabo la semirreacción de reducción:



El cátodo del Cu se carga positivamente al ceder dos electrones a los iones  $\text{Cu}^{2+}$  que se reducen. Por lo que al cátodo se le denomina electrodo positivo. Es el que tiene mayor potencial de reducción.

Por otra parte hay que remarcar las dos funciones que realiza el puente salino, y son:

1. Mantener los compartimentos del ánodo y cátodo eléctricamente neutros, si esto no es así, llegaría un punto en que no se produciría el flujo de electrones, ya que la disolución del ánodo se carga positivamente porque el zinc se oxida, mientras que el cátodo se carga negativamente al irse consumiendo los iones  $\text{Cu}^{2+}$ . Entonces los iones  $\text{Cl}^{-}$  se mueven hacia el compartimento donde se forman los iones  $\text{Zn}^{2+}$  y los iones  $\text{K}^{+}$  se dirigen la compartimento en el que se consumen los iones  $\text{Cu}^{2+}$ .
2. Cerrar el circuito, ya que permite la circulación de iones  $\text{K}^{+}$  y  $\text{Cl}^{-}$  por su interior.

El flujo de electrones entre los electrodos de una pila se debe a la diferencia de potencial eléctrico, que también se denomina fuerza electromotriz (fem) de la pila y se representa mediante  $E_{\text{pila}}$ .

Como se ha comentado anteriormente para el caso de la pila Daniell, si las concentraciones de las disoluciones son de 1,0 mol/L, la fuerza electromotriz es de +1,10 V.

### 3.3.6. Potenciales estándar de reducción

La electroquímica es la rama de la química que estudia la transformación entre la energía eléctrica y la energía química.

Un proceso electroquímico es una reacción redox mediante la cual se puede transformar la energía química en energía eléctrica o la energía eléctrica en energía química, dependiendo de la espontaneidad o no espontaneidad del proceso electroquímico que se establezca.

La fuerza electromotriz de una pila,  $E_{pila}$ , determina la diferencia de potencial entre sus dos electrodos. Por lo que:  $E_{pila} = E_{cátodo} - E_{ánodo}$

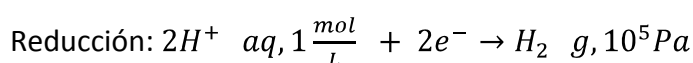
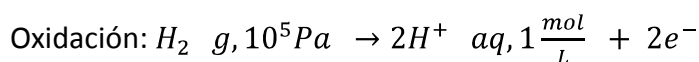
El potencial de los electrodos depende de las concentraciones de todas las especies que participan en las semirreacciones o de su presión si son gaseosas.

Así la fuerza electromotriz estándar de una pila,  $E^0_{pila}$ , es la fem cuando la concentración de todos los iones implicados en la reacción es de 1,0 mol/L y la presión es  $10^5$  Pa, a  $25^\circ\text{C}$ .

En realidad, no se pueden conocer los potenciales de los electrodos, sólo se pueden medir diferencias de potencial. Para eliminar esta dificultad, se elige un electrodo de referencia y se le asigna el valor de 0, que por acuerdo internacional es el electrodo estándar de hidrógeno.

Dicho electrodo está formado por:

- Una lámina de platino sobre la que se burbujea hidrógeno gaseoso a  $10^5\text{Pa}$  de presión y que está sumergida en una disolución de HCl de concentración 1,0 mol/L.
- Su potencial es 0,00 V.
- Las semirreacciones que tienen lugar en el electrodo de Pt son:



Según la semirreacción que se produzca en el otro electrodo, tendrá lugar la reducción o la oxidación respectivamente.

Por ejemplo, para medir el potencial estándar del electrodo de  $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})/\text{Cu}(\text{s})$ , se construye la pila siguiente (Figura 3):

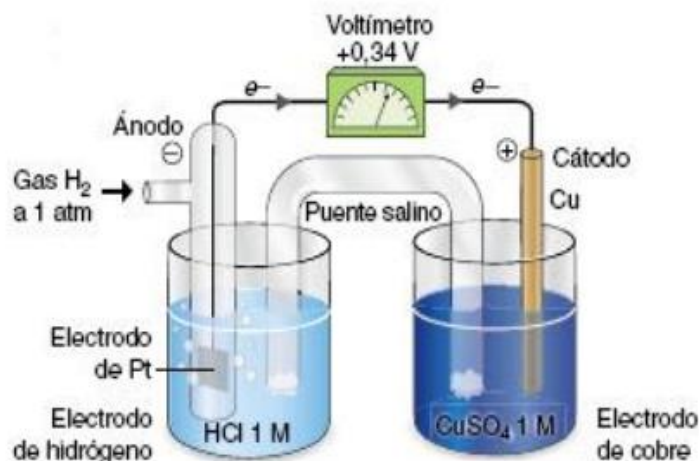
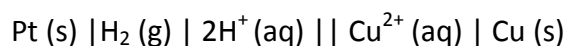


Figura 3. Potencial con electrodos de  $\text{H}_2$  y  $\text{Cu}$

Como el valor de la fem es positivo, esto quiere decir que la reacción es espontánea tal y como está indicada, el hidrógeno se oxida y los iones  $\text{Cu}^{2+}$  se reducen.

Por tanto si:

$$\text{➤ } E_{\text{pila}}^0 = 0,34 \text{ V}$$

$$\text{➤ } E_{\text{pila}} = E_{\text{cátodo}} - E_{\text{ánodo}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - E_{\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 - 0,00$$

$$\text{Se deduce que } E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = +0,34 \text{ V}$$

Es decir, el potencial del electrodo de cobre mide la tendencia del  $\text{Cu}^{2+}$  a aceptar electrones y es 0,34 V más alto que el del electrodo estándar de hidrógeno, por lo que los iones cobre tienen más tendencia a reducirse que los iones hidrógeno. Por eso, a los potenciales de electrodo calculados de esta forma se les llama también potenciales estándar de reducción.

### 3.3.7. Tabla de potenciales estándar de reducción y espontaneidad de las reacciones redox

Los potenciales estándar de reducción de algunas semirreacciones se encuentran recogidos en tablas, y muestran una medida de la capacidad de reducción que tienen ciertas especies, es decir, su capacidad para aceptar electrones:



La fuerza de un agente oxidante es mayor cuanto más positivo sea su potencial de reducción, y la fuerza de un agente reductor es mayor cuanto más negativo sea su potencial de reducción.

Por lo que cuanto más fuerte sea un agente reductor, más débil será el agente oxidante conjugado, y viceversa.

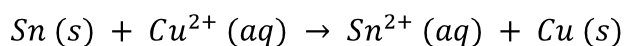
Se denomina par oxidante-reductor conjugados a la especie reductora y oxidante de un elemento, que se diferencian en  $n$  electrones.

Tabla 2. Potenciales de reducción estándar

	OXIDANTE		REDUCTOR	$E^0$ (en V)
↑ Fuerza oxidante creciente	$F_2(g) + 2e^-$	≡≡≡	$2F^-(aq)$	+2,87
	$MnO_4^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^-$	≡≡≡	$Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$	+1,51
	$Au^{3+}(aq) + 3e^-$	≡≡≡	$Au(s)$	+1,50
	$Cl_2(g) + 2e^-$	≡≡≡	$2Cl^-(aq)$	+1,36
	$Br_2(l) + 2e^-$	≡≡≡	$2Br^-(aq)$	+1,07
	$NO_3^-(aq) + 4H^+(aq) + 3e^-$	≡≡≡	$NO(g) + 2H_2O(l)$	+0,96
	$Ag^+(aq) + e^-$	≡≡≡	$Ag(s)$	+0,80
	$Cu^{2+}(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$Cu(s)$	+0,34
	$2H^+(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$H_2(g)$	+0,00
	$Sn^{2+}(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$Sn(s)$	-0,14
	$Cd^{2+}(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$Cd(s)$	-0,40
	$Zn^{2+}(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$Zn(s)$	-0,76
	$Al^{3+}(aq) + 3e^-$	≡≡≡	$Al(s)$	-1,67
	$Mg^{2+}(aq) + 2e^-$	≡≡≡	$Mg(s)$	-2,37
	$Na^+(aq) + e^-$	≡≡≡	$Na(s)$	-2,71
	$Li^+(aq) + e^-$	≡≡≡	$Li(s)$	-3,05

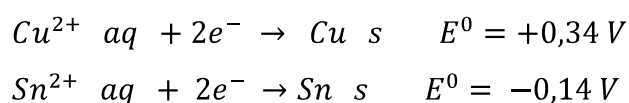
Gracias a esta tabla con los potenciales de reducción (Tabla 2), se puede predecir el sentido en que transcurre una reacción redox; para ello hay que considerarla como suma de las dos semirreacciones que la forman.

Por ejemplo, si se tiene la siguiente reacción:

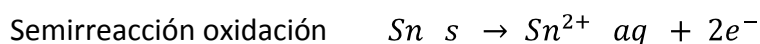
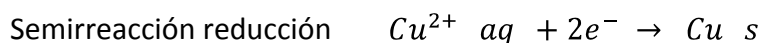


El primer paso consiste en comparar los potenciales estándar de reducción de las dos semirreacciones. La que tenga un potencial de reducción mayor será la semirreacción de reducción.

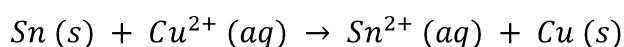
Los potenciales de reducción de los pares implicados son los siguientes:



Ya que la reducción de Cu es la que tiene mayor potencial, será la semirreacción de reducción, por lo que la semirreacción del Sn escrita en el sentido contrario será la de oxidación.



Y la reacción global que se produce de manera espontánea es la misma que se había escrito al inicio:



Otra forma de saber en qué sentido transcurre la reacción es calcular el potencial de la reacción. Si éste es mayor que cero, la reacción será espontánea en ese sentido:



$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = 0,34 - (-0,14) = 0,48 \text{ V}$$

Como se comprobó anteriormente, la reacción es espontánea en el sentido inicial.

La espontaneidad de la reacción está relacionada con la energía libre de Gibbs,  $\Delta G$ .

Una reacción es espontánea cuando su  $\Delta G < 0$ .

Dado que la energía libre de Gibbs está relacionada con el potencial de la reacción redox a través de la fórmula:

$$\Delta G = -zFE_{pila}$$

siendo  $z$  el número de electrones que se intercambia y  $F$  la constante de Faraday, se deduce que una reacción redox es espontánea siempre que su potencial  $E$  sea positivo ( $E_{pila} > 0$ )

### 3.3.8. Electrolisis

La electrolisis es un proceso en el que se transforma la energía eléctrica en energía química. Es el proceso contrario al que se produce en una pila galvánica.

En la electrolisis, es una fuente externa la que genera la corriente eléctrica responsable de que tenga lugar la reacción química no espontánea.

Los dispositivos en los que se lleva a cabo la electrolisis se denominan celdas electrolíticas.

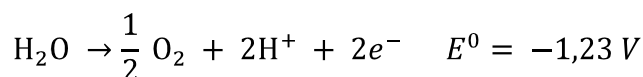
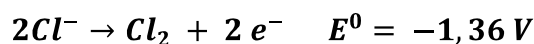
Las celdas electrolíticas constan de un recipiente que contiene un electrolito (sustancia que en su composición contiene iones libres; pueden ser ácidos, bases o sales) disuelto en agua o sales fundidas, y en el que se introducen dos electrodos que se conectan a una fuente de corriente continua.

El agua puede intervenir en las reacciones que tienen lugar en los electrodos al conectar la batería a ellos. En el ánodo se produce la oxidación y es el polo positivo y en el cátodo se produce la reducción y es el polo negativo, al contrario que en las pilas galvánicas.

Un proceso electrolítico de importancia industrial es la electrolisis cloro-álcali para la obtención de cloro. El reactivo que va a proporcionar este gas es NaCl pero, dependiendo de que se encuentre en disolución acuosa o esté fundido, el producto de la oxidación será NaOH o Na, respectivamente.

Si en el recipiente se pone NaCl disuelto en agua, en cada electrodo hay dos posibles reacciones:

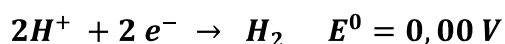
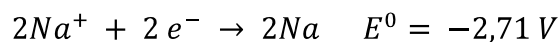
En el ánodo:





Como el ion cloruro tiene menor potencial de reducción será el que se oxide más fácilmente que el agua, por lo que será la reacción que se produzca.

En el cátodo:



El potencial de reducción mayor es el del protón, por lo que será el que se reduzca.

Como resultado de la electrolisis, se produce cloro gas en el ánodo y en el cátodo hidrógeno (Figura 4).

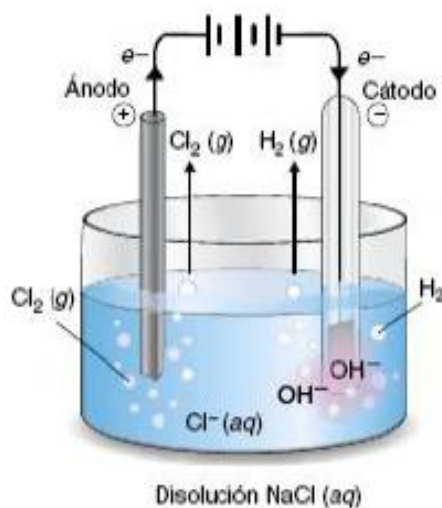
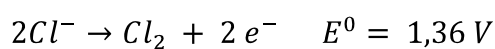


Figura 4. Electrolisis con NaCl disuelto en agua

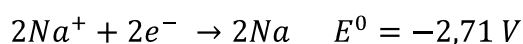
Si la sal se encuentra fundida, sus iones están libres al igual que en disolución. Por tanto, si en el recipiente se introduce NaCl fundido, al circular la corriente eléctrica los iones  $Cl^-$  se dirigen al ánodo, donde se oxidan, mientras que los iones  $Na^+$  se reducen en el cátodo.

Las semirreacciones que tienen lugar en este caso son las siguientes (Figura 5):

En el ánodo, la oxidación (+):



En el cátodo, la reducción (-):



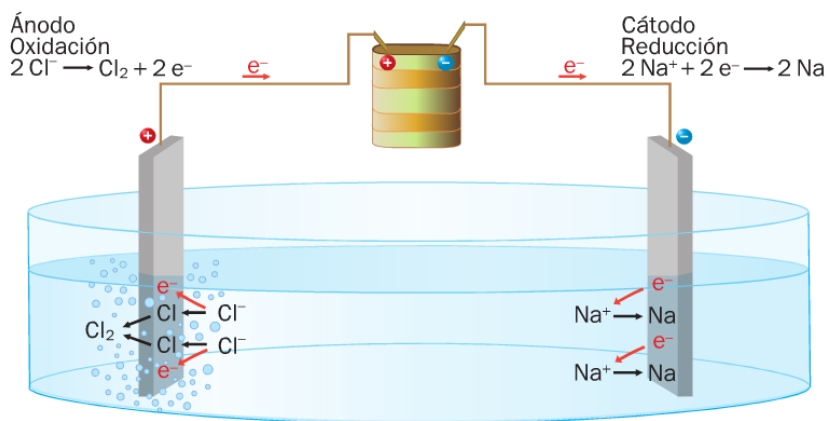


Figura 5. Electrolisis con NaCl fundido

La fuerza electromotriz de la pila asociada a la reacción de descomposición del NaCl es:

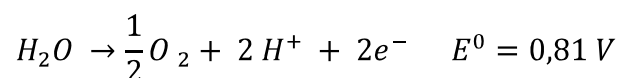
$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = -2,71 - 1,36 = -4,07 \text{ V}$$

Este valor negativo indica que la reacción redox no es espontánea, por lo que es necesario el uso de una batería externa con una fuerza electromotriz mayor de 4,07 V para conseguir la transferencia de electrones desde el ánodo al cátodo y que los iones cloruro se oxiden y se reduzcan los iones sodio.

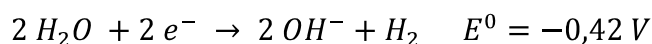
Otra electrolisis de gran importancia (Figura 6) es la electrolisis del agua (descomposición del agua en hidrógeno y oxígeno) principalmente para la obtención de hidrógeno y su utilización como combustible o como reactivo. Para realizar la electrolisis se suele añadir al agua una pequeña cantidad de ácido sulfúrico para aumentar la conductividad.

Las reacciones que se producen son:

En el ánodo, la oxidación (+):



En el cátodo, la reducción (-):



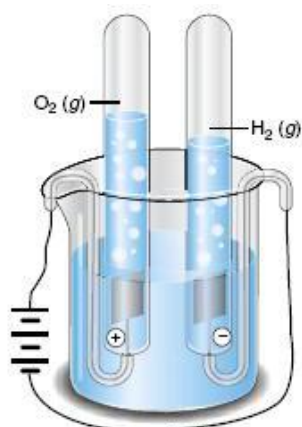


Figura 6. Electrólisis del agua

$$E_{pila}^0 = E_{cátodo}^0 - E_{ánodo}^0 = -0,42 - 0,81 = -1,23 \text{ V}$$

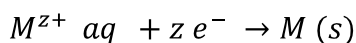
El potencial de la pila para que se produzca la electrólisis debe ser superior a 1,23 V.

En la práctica, la diferencia de potencial debe ser 1,8 V ya que el sobrepotencial con los electrodos de platino es de 0,6 V.

### 3.3.9. Leyes de Faraday

Fue en el siglo XIX, cuando Faraday durante su estudio de la electrólisis, experimentalmente llegó a la conclusión de que la cantidad de sustancia que se oxida o se reduce en cada electrodo, es directamente proporcional a la cantidad de corriente eléctrica que circula por la disolución electrolítica.

Es decir, si la reacción es:



Para que se deposite un mol de átomos de M, se necesitan z moles de electrones.

Por lo que si circulan  $n_e$  moles de electrones, los moles de metal depositados son:

$$n_{metal} = \frac{n_e}{z}$$

Para determinar los electrones que circulan, es necesario tener en cuenta la constante de Faraday (F) y la carga eléctrica (Q)

La constante de Faraday es la cantidad de electricidad necesaria para liberar un equivalente de cualquier sustancia. Tiene un valor de 96500 C.

$$n_e = \frac{Q}{F}$$

La carga eléctrica, Q, se puede obtener sabiendo la intensidad de corriente (I) y el tiempo (t) durante el que circula la corriente.

$$Q = I t$$

### 3.3.10. Corrosión de metales

La corrosión es un proceso espontáneo de deterioro que sufren los metales en contacto con el medio ambiente. El aire está compuesto por nitrógeno, que apenas reacciona con los materiales, por oxígeno que es el responsable máximo de casi todos los procesos de oxidación de los materiales expuestos a su acción, y por dióxido de carbono. Cuando los materiales expuestos al oxígeno se encuentran en un ambiente húmedo, sufren corrosión.

La corrosión más común y destructiva desde el punto de vista económico es la corrosión del hierro. Como consecuencia se produce un derroche de energía y dinero tanto para proteger las piezas de hierro como para reponerlas.

La corrosión del hierro es de naturaleza electroquímica, porque sobre la pieza del metal existen zonas anódicas y catódicas (Figura 7).

El hierro actúa de ánodo, por eso se oxida, cede electrones y los átomos del metal pasan a ser cationes que se disuelven.

A su vez el oxígeno se reduce a agua al captar los electrones que cede el Fe.

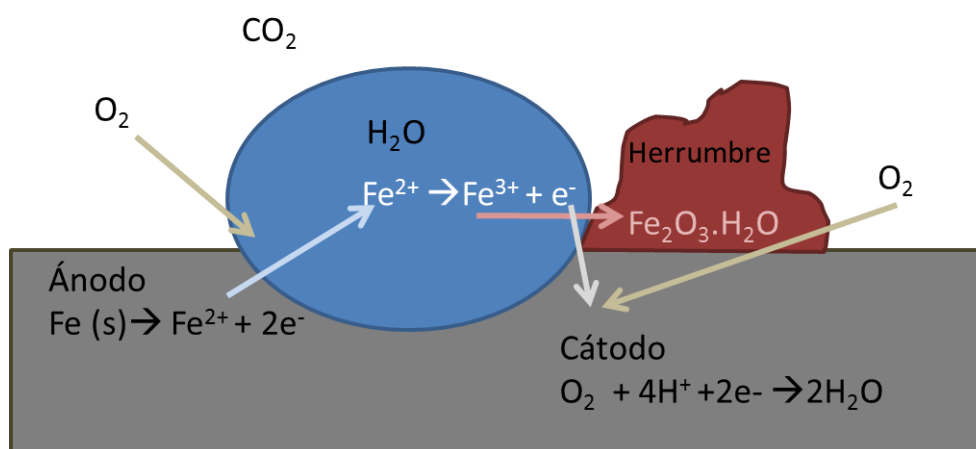
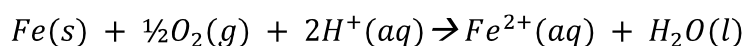


Figura 7. Corrosión del Hierro

La reacción global se representa en la siguiente ecuación:



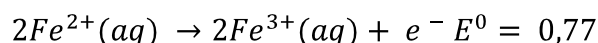
El potencial se puede calcular, sumando los potenciales obtenidos en las semirreacciones haciendo uso de los potenciales de reacción tabulados y se obtiene:

$$E^0 = E^0_{\text{cátodo}} - E^0_{\text{ánodo}} = 1,23 - (-0,44) = 1,67 V \rightarrow \text{Espontánea}$$

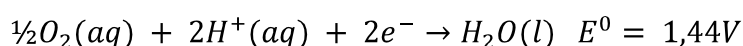
Como se observa en la reacción global, esta primera etapa ocurre en medio ácido, donde los protones requeridos, son aportados por cualquier ácido como el CO<sub>2</sub> atmosférico disuelto en el agua, también pueden ser aportados por la lluvia ácida en las zonas más contaminadas.

Conforme se consume gradualmente el metal, se forma como producto el óxido de hierro (III) hidratado, Fe<sub>2</sub>O<sub>3</sub>·H<sub>2</sub>O de color café rojizo, conocido como herrumbre.

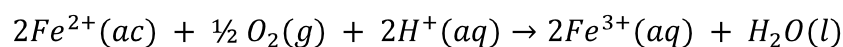
El ión hierro (II) sale de la superficie del metal y migra a la gota de agua, donde se oxida a ión hierro (III):



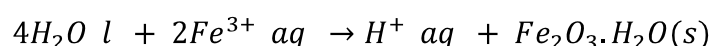
Simultáneamente el oxígeno disuelto en el agua se reduce según:



La ecuación de la reacción global corresponde a:

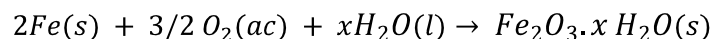


El potencial de la reacción global es alto y positivo, por lo tanto este proceso también es espontáneo. Los iones Fe<sup>3+</sup> precipitan como óxido de hierro (III) hidratado como consecuencia de la desprotonación de las moléculas de agua y se representa mediante la siguiente ecuación:



Esta reacción reestablece los protones necesarios para que la reacción global de la primera etapa vuelva a ocurrir.

El proceso global de corrosión del hierro se resume en la siguiente ecuación:



### 3.3.11. Aplicaciones

En este apartado se va a proponer un trabajo individual de investigación. Para ello, se repartirá un tema a cada alumno, del que deberá buscar y seleccionar la información para realizar una infografía. Los temas propuestos son los siguientes:

- Producción y refinado de metales
- Energía química para producción de electricidad (pilas, baterías, etc)
- Obtención de compuestos químicos ( $Cl_2$ ,  $H_2$ ,  $NaOH$ ,  $NH_3$ ,  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ )
- Galvanotecnia
- Prevención de corrosión
- Antioxidantes alimentarios

Para la elaboración de la infografía, al alumno se le proporcionará una serie de libros y algunas páginas web que desarrollen los temas propuestos. También se les informará sobre las posibles aplicaciones o programas que existen en la actualidad para el diseño de infografías como pueden ser:

- Canva
- Piktochart
- Infogram

En cada una de estos programas hay una guía sobre cómo utilizarla. Pero teniendo en cuenta que son alumnos de 2º de Bachillerato el dominio de estas herramientas tienen que tenerlo controlado. Como agente motivador, se les propondrá que la mejor infografía se subirá a la página web del instituto.

# 4. METODOLOGÍA

## 4.- METODOLOGÍA

Los métodos de enseñanza en Bachillerato tienen que favorecer el desarrollo de la capacidad de los estudiantes para aprender por sí mismos, ser responsables y autónomos, trabajar en equipo y utilizar los métodos científicos aplicados a la Química. Para establecerlos resulta conveniente partir de los conocimientos adquiridos por los alumnos en cursos anteriores, reflexionando sobre su propio aprendizaje y analizando las técnicas y estrategias utilizadas.

Para la materia de Química, es fundamental el carácter experimental y hay que favorecer su conocimiento sobre la investigación científica y su aplicación a la resolución de problemas concretos. El desarrollo de la materia debe mostrar la utilidad de estas ciencias: sus implicaciones sociales y tecnológicas.

Es importante que todo esto se realice de una manera rigurosa pero a la vez accesible y motivadora, teniendo en cuenta la diversidad de las características de los estudiantes. El formalismo matemático no puede ser un problema para la comprensión de los contenidos, de ahí la gran importancia de realizar una buena interpretación química de conceptos y ecuaciones; para ello es clave la visualización por medio de esquemas, gráficas, etc.

La metodología a desarrollar debe implicar la participación continuada del alumno. Al comenzar la unidad se hará un repaso sobre los conocimientos previos que tengan los alumnos, y sobre éstos, incorporar los conceptos nuevos. Todo esto se llevará a cabo a través de la interacción profesor-alumno, intentando encontrar la relación con situaciones conocidas por los alumnos.

En cuanto a las actividades prácticas, se han programado varias experiencias:

- Simulaciones por ordenador que apoyen la explicación del profesor y sirvan de repaso en casa de los contenidos vistos en clase. Los enlaces se encuentran en los anexos
- Sesión de laboratorio para que adquieran un conocimiento permanente, ya que no sólo lo aprenden de manera teórica sino que al llevarlo a cabo de manera experimental el aprendizaje es significativo. Sobre todo en Química, ciencia de gran carácter experimental, es muy importante saber llevar a la práctica los aspectos



teóricos, por eso se proponen tres prácticas de laboratorio, en función de los conceptos más importantes de la unidad didáctica que se quieran trabajar, cuyos guiones se encuentran en los anexos. Es fundamental tener varias prácticas disponibles porque el material del laboratorio del instituto puede limitar o condicionar la realización de las prácticas.

- También se proponen ejercicios en grupo para favorecer el trabajo colaborativo y cooperativo ya que está tomando una gran importancia a nivel laboral y supone un factor motivacional para los estudiantes. Estas dinámicas en grupo se han seleccionado de las propuestas de libros sobre el aprendizaje colaborativo en el aula que se encuentran recogidos en la Bibliografía.

Por todo ello, me voy a centrar en plantear varias formas de trabajar en grupo algunos de los ejercicios que se han seleccionado en esta unidad didáctica y que se encuentran en los Anexos.

El trabajo en grupo es una manera motivadora y activa para los alumnos de adquirir ciertas habilidades que en un futuro le serán muy útiles, algunas de ellas son:

#### Responsabilidad individual:

Los miembros del grupo deben ser conscientes de que su esfuerzo y participación es necesario para que el trabajo salga adelante, que nadie puede ir por su cuenta y que todos deben contribuir en cierta medida. Las dudas de uno pueden servir para reforzar el conocimiento de los demás y para adquirirlo en caso de que no se tuviera.

El papel como docente es clave para el aprovechamiento de la actividad, comprobando que los miembros de los distintos grupos trabajen juntos, comprobando el aprendizaje y dando alguna indicación sobre cómo se deben organizar.

#### Interacción interpersonal:

Dentro de cada grupo, las características de cada alumno se van a hacer visibles: liderazgo, motivación, comunicación, determinación, resolución de conflictos. Entre todos, deben sacar partido de las virtudes de cada uno, dialogar para tomar la mejor decisión y que las

diferencias entre ellos supongan una manera de enriquecerse todos. Cada alumno tiene que saber gestionar sus habilidades y expresar sus opiniones de una manera asertiva.

Mientras, el profesor debe valorar las destrezas cooperativas y la evolución de la actitud y predisposición de los alumnos. En ocasiones, es bueno asignar unos papeles en función de las capacidades de cada estudiante.

#### Observación, participación y resolución:

En los grupos, los participantes deben ser conscientes del funcionamiento del grupo, observar si están consiguiendo los objetivos marcados y mantener de manera activa y continuada la participación de todos. Por otro lado, si algo no está funcionando de una forma eficaz, deben tener la confianza suficiente para tomar decisiones y buscar alternativas.

El profesor puede actuar supervisando el trabajo o proporcionar otro enfoque para que el esfuerzo invertido tenga una mayor recompensa, siempre proporcionando el razonamiento de la estrategia aportada.

Durante estas sesiones se pretende:

- Centrar la atención del alumno en lo que ha de aprender
- Mejorar la predisposición y actitud del alumno de cara al aprendizaje
- Asegurar que los alumnos procesen el conocimiento
- Identificar y corregir ideas erróneas y faltas de comprensión
- Acostumbrar a los alumnos a buscar ayudar y ayudarse entre ellos

Algunas dinámicas que se proponen para el aprendizaje cooperativo son:

#### ➤ ***Preguntas encadenadas***

Se trata de una estructura apta para repasar la unidad trabajada hasta el momento y preparar la evaluación; o simplemente para hacer una evaluación formativa, y comprobar hasta qué punto se han conseguido los objetivos previstos y rectificar o ajustar, si es preciso, la programación.

1. Durante tres minutos aproximadamente, cada equipo piensa en una pregunta sobre la unidad o las unidades tratadas hasta el momento. Se trata de preguntas fundamentales (que consideren que podrían salir en un examen) sobre cuestiones trabajadas en clase.
2. Pasados los tres minutos, el portavoz de un equipo plantea la pregunta al equipo siguiente (siguiendo un orden determinado) el cual responde.
3. Seguidamente, el portavoz de este equipo hace una pregunta al equipo que viene a continuación, y así sucesivamente hasta que el último equipo hace la pregunta al primero que ha intervenido, al que ha empezado la cadena de preguntas.
4. Acabada la primera ronda, se dejan tres minutos más para pensar nuevas preguntas, pasados los cuales, se iniciará una nueva cadena, pero en dirección contraria: cada equipo hace la pregunta al equipo que en la primera ronda le había hecho la pregunta a él.

Por ejemplo, en la última sesión del tema, durante el tiempo dedicado a ejercicios, se puede desarrollar esta dinámica, para comprobar qué conceptos no han quedado claros y mandar ejercicios de tarea que refuerce estos contenidos más problemáticos.

Algunas de las preguntas que pueden surgir en cada grupo:

- En una reacción redox, ¿Cuáles son las dos semirreacciones que tienen lugar? ¿Qué ocurre en cada una de ellas?
- En una reacción redox, ¿Qué compuesto actúa como reductor y cuál como oxidante?
- ¿Qué reacción se produce en el cátodo? ¿Y en el ánodo?
- ¿Cómo se calcula el potencial estándar de una pila?
- Componentes de la pila Daniell y su función.
- ¿En qué consiste la electrolisis?
- ¿Cómo se produce el fenómeno de corrosión?

➤ **Entre todos mejor**

Esta propuesta es clave para resaltar la eficacia del trabajo en equipo y demostrar que genera más y mejores ideas que el trabajo individual. Se puede realizar de la siguiente forma:

1. De manera individual cada miembro de un equipo responde a la cuestión que el docente les ha planteado. En este primer paso hay que evitar que algún participante, confiando en

que los demás compañeros de equipo ya le van a decir sus respuestas, no se esfuerce y no aporte todo lo que es capaz de hacer.

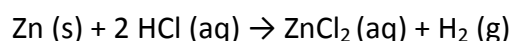
2. Después, al cabo del tiempo estipulado, los miembros de un mismo equipo ponen en común lo que ha contestado cada uno y completan, a partir de ahí, la respuesta inicial que cada uno había aportado.

3. A continuación, transcurrido el tiempo que se haya determinado, el portavoz de cada equipo comunicará su respuesta al resto de grupos, y cada equipo irá completando su respuesta a partir de las aportaciones de los otros equipos.

Esta dinámica se puede aplicar en cualquier tipo de ejercicio, ya que la mayoría se puede dividir en 4 apartados, que serían el número de miembros de cada grupo.

Cada alumno sería responsable de realizar un apartado, de manera que si todos saben hacer su parte, tendrían el ejercicio completo en menos tiempo que si lo hiciera todo uno sólo. En este caso, el ejercicio se realizaría en la sesión de ajuste de reacciones y sería el siguiente:

El cinc reacciona con el ácido clorhídrico según la reacción:



- Justifica por qué esta reacción es una reacción redox.
- Escribe qué elemento actúa como oxidante y cuál como reductor
- Escribe las semiecuaciones de oxidación y reducción correspondientes.
- Escribe la ecuación iónica neta.

Cada miembro del grupo realizaría un apartado de manera individual (5-10min), después con ayuda de los miembros del grupo se corrige lo que crean que está mal o completan lo que falte (5-10min), de esta manera tienen que aprender a dar su opinión de manera adecuada sin hacer sentir mal a los compañeros de grupo, al mismo tiempo si alguno no sabe o entiende algo, en ocasiones los alumnos explican los conceptos de una manera diferente a como lo hace el profesor y los compañeros lo comprende mejor.

Finalmente se reúnen los portavoces de cada grupo para obtener la mejor respuesta posible (5-10min). Otra variable es que el profesor recoja las soluciones y se las entregue corregidas si el tiempo no permite la última reunión.

El tiempo es orientativo, depende de los alumnos y la dificultad del ejercicio.

➤ **1-2-4**

Cada grupo está formado por cuatro participantes. El docente plantea una pregunta a todo el grupo y a cada participante se le reparte una plantilla con tres recuadros (uno para la Situación individual (1); otro para la Situación por parejas (2), y otro para la Situación en grupo (4), para que anoten en ella las sucesivas respuestas.

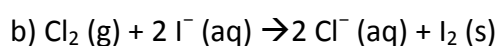
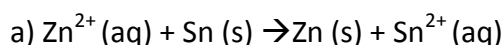
1. Dentro de un equipo, primero cada uno (Situación individual, 1) piensa cuál es la respuesta correcta a la pregunta que ha planteado el docente y lo escribe en el primer recuadro.
2. En segundo lugar, se ponen de dos en dos (Situación por parejas, 2), intercambian sus respuestas y la comentan. Estos dos estudiantes se tienen que llegar a un acuerdo para hacer de sus dos respuestas una sola y la anotan, cada uno, en el segundo espacio.
3. En tercer lugar, todos los miembros del equipo (Situación en grupo, 4) después de poner en común las respuestas dadas por las dos parejas, han de elaborar entre todos la respuesta más adecuada a la pregunta que se les ha planteado y la anotarán, cada uno, en el tercer apartado.

Mientras los alumnos realizan el ejercicio, el profesor puede observar qué partes son las que más problemas causan, si es sólo en algunos casos o de manera general y poder explicar de otra forma las dificultades que aparezcan.

Una vez que se ha explicado los potenciales de reducción estándar se puede realizar esta actividad durante el tiempo de ejercicios:

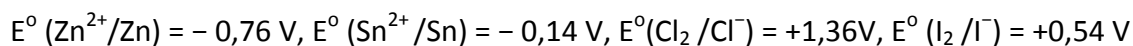
**Ejercicio:**

Predice si las reacciones siguientes son o no espontáneas en el sentido en que están escritas las ecuaciones.



Representa para ambas el diagrama que permite calcular el  $E^{\circ}_{\text{pila}}$  a partir de los potenciales estándar de reducción.

Datos:



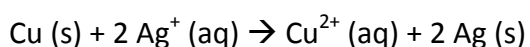
INDIVIDUALMENTE: Nombre y apellidos Solución:
POR PAREJAS: Nombre y apellidos: 1- 2- Solución:
NÚMERO DEL GRUPO: Solución:
Corrección:

➤ **Números iguales juntos**

1. El docente asigna una tarea a los equipos, y los miembros de cada equipo deciden cómo hay que resolverla, la realizan y se aseguran de que todos sepan hacerla.
2. Transcurrido el tiempo previsto, el docente escoge al azar un número del 1 al 4. Los que tiene ese número en cada equipo deben salir al centro de la clase y realizar la tarea (hacer un problema, responder a una pregunta, resolver la cuestión,...) explicándoselo a los demás.

Esa dinámica promueve los valores de ayuda, ya que como todos tienen que saber hacerlo, los alumnos que más sepan van a ejercer de “profesores”, siendo útil para que al menos la parte del temario que se desarrolle con este ejercicio quede clara para toda la clase. Por ejemplo:

Dibuja el esquema de una pila basada en la reacción:



Considera que las disoluciones son de nitrato de plata y de nitrato de cobre (II) y escribe las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.

# 5. TEMPORALIZACIÓN

## 5.- TEMPORALIZACIÓN

A esta unidad didáctica le corresponden 12 sesiones, por lo que los contenidos se distribuirán de la siguiente manera:

### **Tema: Reacciones de transferencia de electrones. Oxidación-Reducción**

Contenido	Sesiones	Actividades
1. Concepto de oxidación-reducción	2	Explicación
2. Estado de oxidación		Ejercicios
3. Ajuste de reacciones redox	2	Explicación Ejercicios
4. Valoraciones redox	1	Explicación
5. Pilas galvánicas	1	Explicación Vídeo
6. Potenciales estándar de reducción	2	Explicación
7. Serie de potenciales estándar de reducción y espontaneidad de las reacciones redox		Ejercicios
8. Electrolisis	1	Explicación Simulación Ejercicios
9. Leyes de Faraday	1	Explicación
10. Corrosión de metales		Ejercicios
11. Aplicaciones	1	Infografía individual
12. Práctica de laboratorio	1	Guion de práctica, construcción de una pila Daniell



# 6. EVALUACIÓN

## 6.- EVALUACIÓN

La evaluación debe tener un carácter objetivo, hay que definir con claridad los criterios de evaluación y establecer unos instrumentos y técnicas que sean fiables a la hora de determinar el conocimiento de cada alumno

### 1- Criterios de evaluación:

- Identificar reacciones de oxidación–reducción que se producen en nuestro entorno.
- Ajustar las reacciones redox en medios ácido y básico.
- Realizar cálculos estequiométricos en procesos de oxidación y reducción, así como valoraciones redox.
- Distinguir entre pila galvánica y cuba electrolítica.
- Utilizar correctamente las tablas de potenciales de reducción para predecir la espontaneidad de las reacciones
- Saber explicar en qué consiste la electrolisis.
- Aplicar correctamente las Leyes de Faraday.

### 2- Procedimientos de evaluación:

Las técnicas de evaluación que se van a utilizar son:

- **Registro del trabajo personal del alumno:**

Sirve para evaluar la madurez de los alumnos frente a los conceptos de la materia. Se evalúa:

1. Actitud: predisposición hacia el trabajo, interés por corregir sus propios errores, disposición para solicitar las ayudas necesarias, cooperación con sus compañeros, esto último se tiene en cuenta durante las sesiones en las que se lleven a cabo los ejercicios de manera grupal. También se valorará el buen comportamiento para crear un clima en el aula que propicie el buen desarrollo de la clase.

2. Ejecución de los ejercicios: orden en su realización, buena presentación, que cumpla con los plazos marcados y colaboración en aquellos que se realicen en grupo.

3. Control de fuentes de información: si distingue y comprueba la veracidad de la información que ofrecen las distintas fuentes, seleccionando la que es importante y corresponde a lo que se pide. Aspecto que se evalúa principalmente con la elaboración de la infografía que se les va a mandar de trabajo para además desarrollar la competencia digital dentro de esta unidad didáctica.

4. Cuestiones orales: Se realizarán preguntas en clase donde el alumno resolverá ejercicios o cuestiones de respuesta inmediata o bien la participación durante la explicación comprobando el seguimiento de la clase.

- **Pruebas objetivas:**

Se realizarán al menos tres exámenes en cada evaluación. Los dos primeros serán exámenes parciales de las unidades trabajadas en esa evaluación y el último examen será global, recogerá el contenido de toda la materia impartida hasta ese momento (incluyendo contenidos de evaluaciones anteriores).

- **Informes de laboratorio:**

Cada práctica de laboratorio irá acompañada de unas cuestiones en relación con lo que se haya realizado durante la sesión.

- **Trabajos individuales:**

Para valorar la creatividad, la comprensión e interiorización del tema asignado, el análisis crítico a la hora de seleccionar la información y la competencia digital de los alumnos, en esta unidad se propone como trabajo la elaboración de una infografía sobre las aplicaciones de las reacciones redox. En ella se tienen en cuenta la redacción, faltas de ortografía (competencia lingüística), veracidad de la información y la organización, estructura y diseño del trabajo

### 3- Criterios de calificación:

En la calificación parcial o final del proceso de aprendizaje del alumno se tendrán en cuenta los siguientes elementos y porcentajes de aplicación:

- Actitud y trabajo personal del alumno: 10%
- Informes de laboratorio y trabajos individuales: 10%
- Pruebas objetivas escritas: 80% (dos primeros examen: 15% cada uno y examen global: 50%)

En la calificación de las diferentes cuestiones y problemas de las pruebas escritas se tendrán en cuenta los aspectos siguientes:

1. Ausencia de errores conceptuales.
2. Utilización correcta de la terminología (magnitudes, unidades, nombres de sustancias,...).
3. Calidad de las explicaciones.
4. Planteamiento matemático y procedimiento de resolución de los problemas.
5. Análisis de la coherencia de los resultados.
6. Expresión, ortografía, presentación y orden.
7. La ausencia de explicaciones y justificaciones con respuestas escuetas o simples sucesiones de fórmulas en los problemas, supondrá no alcanzar la calificación máxima.

Un examen, sea parcial o final, estará aprobado si su calificación es de 5 o superior a 5.

Para redondear las notas a un número entero se seguirá el siguiente criterio:

– Cuando las notas tengan una cifra decimal menor de cinco, ésta se suprimirá manteniendo el valor número entero de la nota. En las notas con una cifra decimal igual o superior a 5 se suprimirá ésta cifra decimal, aumentando en una unidad la nota entera obtenida a excepción de las notas entre 4,5 y 4,9. En este caso se podrá calificar con insuficiente (4) por no haber alcanzado la calificación mínima que corresponde al aprobado.

Normas generales a aplicar en todas las pruebas escritas:

- No se repetirán los exámenes a los alumnos que no se presenten. No obstante, podrán repetirse cuando la ausencia sea debidamente justificada.
- Si durante cualquier examen, un alumno copia o intercambia información verbal o escrita con otro alumno, la prueba podrá ser anulada, sin derecho a repetición de la misma.

# 7. CONCLUSIONES

## 7.- CONCLUSIONES

La unidad didáctica que se ha desarrollado en esta Memoria, “Reacciones de oxidación-reducción”, se ha estructurado teniendo en cuenta la manera más lógica y más accesible de que los alumnos vayan incorporando los nuevos conceptos a los que tienen previamente.

En la metodología se ha propuesto unas dinámicas para la realización de los típicos ejercicios de reacciones de oxidación-reducción que promuevan el aprendizaje colaborativo. Es decir, que mediante las actividades de grupo logren alcanzar los objetivos fijados pero de una manera más activa que la típica en la que el profesor corrige y los alumnos copian.

De esta manera se pretende que el aprendizaje sea significativo y gracias a la colaboración y ayuda entre los alumnos, sean capaces de aprender de una forma más atractiva y motivadora.

Además van a trabajar las habilidades sociales y aprender a trabajar en equipo. Estas características son muy importantes y cada vez se valoran más en el ámbito laboral, por lo que es necesario fortalecer este aspecto de cara al futuro de los alumnos.

# 8. BIBLIOGRAFÍA



## 8.- BIBLIOGRAFÍA

### ➤ Legislación vigente:

- Orden EDU-363 del 4 de mayo de 2015 sobre el Currículo, la regulación de la implantación, la evaluación y el desarrollo del Bachillerato en la comunidad de Castilla y León.
- Orden ECD-65 del 21 de enero de 2015 sobre las competencias clave y su relación con los contenidos y los criterios de evaluación para la Educación Primaria, la Educación Secundaria y el Bachillerato.

### ➤ Libros de consulta:

- “El aprendizaje cooperativo en el aula”. Paidós. Buenos Aires 2004. Johnson, David W; Johnson, Roger T. y Holubec, Edythe J.
- “La evaluación en el aprendizaje cooperativo”. SM. USA 2004. Johnson, David W. Y Johnson, Roger T.
- “Aprendizaje inteligente”. Tekman Books. Barcelona 2011. Del Pozo Roselló, Montserrat.
- Química: la ciencia básica. 2006. Editorial Paraninfo.
- Química: un proyecto de la American Chemical Society. American Chemical Society. 2005. Editorial Reverte.

### ➤ Libros de texto:

- Química. 2º Bachillerato. 2016. Editorial ANAYA.
- Química .2º de Bachillerato. 2008. Ediciones SM.
- Química. Proyecto Tesela. 2º Bachillerato. 2010. Editorial Oxford.
- Química. 2º Bachillerato Savia. 2016. Editorial SM

### ➤ Páginas Web:

- <http://www.analytica-2-0.com/fotos/permanga/Practicafotospermanga3.htm>
- [https://iespmbroseta.edu.gva.es/04h\\_fisica/carpeta\\_arxiu/Corrosion%20Fe.pdf](https://iespmbroseta.edu.gva.es/04h_fisica/carpeta_arxiu/Corrosion%20Fe.pdf)
- [http://www.cvatocha.es/cvacom/bachiller/ciencias/lab\\_quimica\\_2bach.pdf](http://www.cvatocha.es/cvacom/bachiller/ciencias/lab_quimica_2bach.pdf)

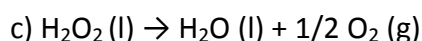
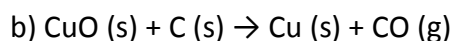
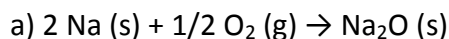
# 9. ANEXOS

## 9.- ANEXOS

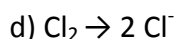
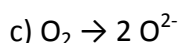
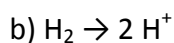
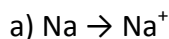
### 9.1. Colección de ejercicios y problemas

1- En las siguientes reacciones, indica las sustancias que se oxidan y las que se reducen.

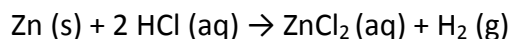
Justifica tu respuesta de acuerdo con las definiciones dadas en este apartado.



2- Añade los electrones en el lado apropiado de las siguientes semirreacciones para igualarlas eléctricamente y describe el proceso como una oxidación o como una reducción.



3- El cinc reacciona con el ácido clorhídrico según la reacción:



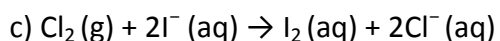
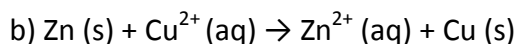
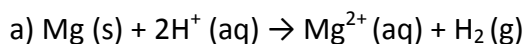
a) Justifica por qué esta reacción es una reacción redox.

b) Escribe qué elemento actúa como oxidante y cuál como reductor

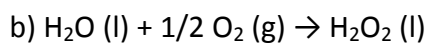
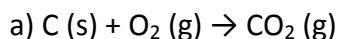
c) Escribe las semiecuaciones de oxidación y reducción correspondientes.

d) Escribe la ecuación iónica neta.

4- ¿Cuál es el oxidante y cuál el reductor en las reacciones siguientes?

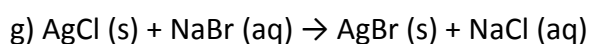
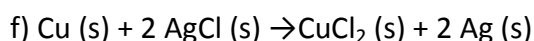
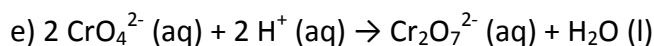
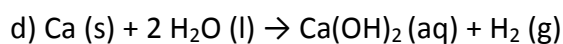
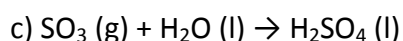
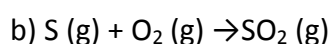
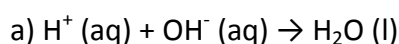


5- Justifica desde el punto de vista electrónico qué especies se oxidan y cuáles se reducen en las reacciones:

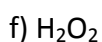
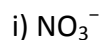


Dato. La fórmula desarrollada del  $H_2O_2$  es  $H - O - O - H$ .

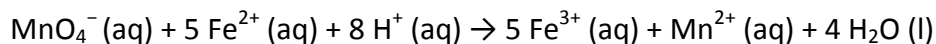
6- ¿Cuáles de las siguientes reacciones son redox? Identifica, en las que sí lo sean, la especie que se oxida (reductor) y la especie que se reduce (oxidante).



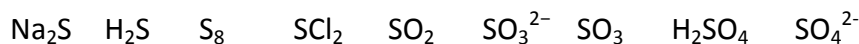
7- Determina el número de oxidación de cada elemento de cada una de las siguientes fórmulas.



8- Justifica que la siguiente reacción es del tipo redox, indicando la especie que se oxida, la que se reduce, el oxidante y el reductor.



9- Determina el número de oxidación del S en las especies químicas siguientes:

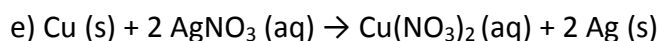
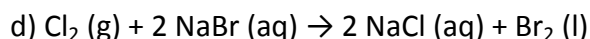
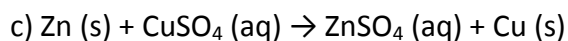
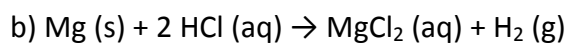
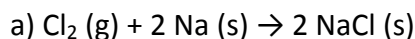


a) ¿Cuál es la especie química en la que el S está más reducido?

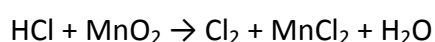
b) ¿En cuál o cuáles está más oxidado?

c) ¿En cuál no está ni oxidado ni reducido?

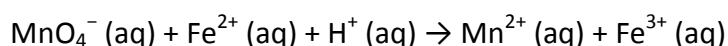
10- Escribe las ecuaciones en forma iónica neta de las siguientes reacciones redox. A continuación escribe las semirreacciones de oxidación y de reducción.



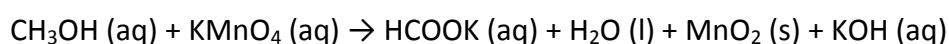
11- Ajusta, por el método del número de oxidación, la ecuación:



12- Ajusta la ecuación mediante el método del ion-electrón.



13- Ajusta la ecuación que transcurre en medio básico, por el método del ion-electrón:



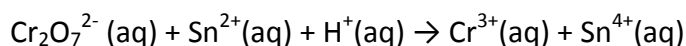
14- En disolución acuosa y medio ácido, el ion permanganato oxida al peróxido de hidrógeno a oxígeno molecular. El ion permanganato se reduce a ion manganeso (II).

a) Escribe la ecuación iónica ajustada.

b) 10,0 cm<sup>3</sup> de peróxido de hidrógeno se acidifican con un exceso de ácido sulfúrico y se valoran con una disolución 0,010 mol L<sup>-1</sup> de permanganato de potasio.

Para alcanzar el punto final se gastan 12,0 cm<sup>3</sup> de esta disolución. Calcula la cantidad de peróxido de hidrógeno que hay en la muestra, su concentración en cantidad de sustancia y la concentración de la disolución.

15- Se necesitan 12,6 mL de disolución de K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub> de concentración 0,20 mol L<sup>-1</sup> (disolución de color naranja) para valorar 25,0 mL de otra disolución de SnCl<sub>2</sub> (disolución incolora). La ecuación de la reacción redox que tiene lugar es:



- a) Ajusta la ecuación de la reacción dada.  
b) Calcula la concentración de la disolución de  $\text{SnCl}_2$ .  
c) ¿Qué cantidad de  $\text{SnCl}_2$  hay en ella?

16- Dibuja el esquema de una pila basada en la reacción:



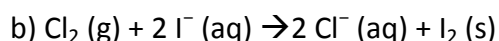
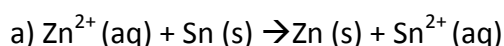
Considera que las disoluciones son de nitrato de plata y de nitrato de cobre (II) y escribe las ecuaciones de las semirreacciones que tienen lugar en cada semipila.

17- En la pila anterior, indica qué electrodo es el ánodo y cuál es el cátodo. Marca el sentido en que se mueven los electrones por el circuito externo y escribe la notación de la pila. La *fem* medida es +0,46 V.

18- Se construye una pila conectando una barra de cobre sumergida en una disolución de  $\text{Cu}^{2+}$  (1 mol  $\text{L}^{-1}$ ) con una barra de cadmio sumergida en una disolución de  $\text{Cd}^{2+}$  (1 mol  $\text{L}^{-1}$ ). Calcula la *fem* de esta pila.

Datos.  $E^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = 0,34 \text{ V}$ ;  $E^0_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,40 \text{ V}$

19- Predice si las reacciones siguientes son o no espontáneas en el sentido en que están escritas las ecuaciones.



Representa para ambas el diagrama que permite calcular el  $E^0_{\text{pila}}$  a partir de los potenciales estándar de reducción.

Datos:

$E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) = -0,76 \text{ V}$ ,  $E^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,14 \text{ V}$ ,  $E^0(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = +1,36 \text{ V}$ ,  $E^0(\text{I}_2/\text{I}^-) = +0,54 \text{ V}$

20- Escribe las ecuaciones de las semirreacciones y de la reacción global de la electrólisis de las siguientes sustancias:

- a) Bromuro de plomo(II) fundido.
- b) Disolución de yoduro de potasio.

Dato. Se sabe que el ion  $I^-$  (aq) tiene un potencial de oxidación mayor que el del agua neutra

21- Se realiza la electrólisis de una disolución acuosa de  $ZnCl_2$ . ¿Durante cuánto tiempo debe estar circulando una corriente de 2,00 A para que se depositen en el cátodo 25,0 g de cinc?

Dato:  $M_{Zn} = 65,39 \text{ g mol}^{-1}$

22- ¿Qué volumen de cloro medido a  $0^\circ\text{C}$  y  $10^5 \text{ Pa}$  se produce cuando se hace pasar una corriente eléctrica de 3,00 A durante 2 horas a través de cloruro de sodio fundido?

Datos:  $R = 8,31 \text{ J K mol}^{-1}$ ;  $V_m(0^\circ\text{C}, 10^5 \text{ Pa}) = 22,7 \text{ L/mol}$

\* Más ejercicios de ajuste de reacciones de deberes y refuerzo con corrección:

<http://www.educaplus.org/game/reacciones-redox>

## 9.2. Simulaciones y vídeos

- Vídeo electrolisis: <http://www3.gobiernodecanarias.org/medusa/lentiscal/1-CDQuimica-TIC/index.htm>
- Simulaciones:
  - A) Pila Daniell: <http://fygiosevicente.blogspot.com.es/2011/03/varias-simulaciones-de-la-pila-daniell.html>
  - B) Electrolisis del agua: <https://www.edumedia-sciences.com/es/media/713-electrolisis-del-agua>
  - C) Electrolisis sulfato de cobre: [http://www.fisica-quimica-secundaria-bachillerato.com/animaciones-flash-interactivas/quimica/electrolisis\\_disolucion\\_acuosa\\_de\\_sulfato\\_de\\_cobre.htm](http://www.fisica-quimica-secundaria-bachillerato.com/animaciones-flash-interactivas/quimica/electrolisis_disolucion_acuosa_de_sulfato_de_cobre.htm)

### 9.3. Prácticas de laboratorio

#### ***“CONSTRUCCIÓN DE UNA PILA DANIELL”***

##### INTRODUCCIÓN:

Las baterías o pilas son dispositivos electroquímicos que almacenan energía en forma química, hasta que se conecta con un circuito eléctrico, y la energía química se transforma en energía eléctrica. Todas las baterías son similares a la hora de construir las y están compuestas por un número de celdas electrolíticas. Cada una de estas celdas está compuesta de un electrodo positivo y otro negativo. Además, las dos celdas están conectadas por un puente salino.

El aspecto negativo de la pila, es que los ácidos y los materiales que se utilizan para su construcción, contaminan el medio ambiente.

##### OBJETIVO:

El principal objetivo de esta práctica, es interiorizar los conceptos de oxidación, reducción y potencial de reducción experimentalmente. También sirve para demostrar lo sencillo que es construir una pila casera, y que las reacciones químicas producen energía eléctrica.

##### MATERIALES Y REACTIVOS:

- |                                    |                      |
|------------------------------------|----------------------|
| - Sulfato de cobre                 | -1 puente salino     |
| - Sulfato de zinc                  | - 2 electrodos       |
| - Disolución de KCl                | - Cable con pinzas   |
| - 2 matraces aforados de 100 mL    | - Multímetro digital |
| -2 vasos de precipitados de 250 mL | - Balanza            |
| - Algodón                          |                      |



## PROCEDIMIENTO:

Para la construcción de la pila Daniell es necesario tener una lámina de zinc y otra lámina de cobre, que harán de electrodos (las láminas deben tener las superficies limpias, frotar con el estropajo). Además, hay que preparar dos disoluciones de 100 ml cada una de concentración 0,5M de  $\text{CuSO}_4$  y  $\text{ZnSO}_4$ .

En un vaso de precipitados se añade la disolución de sulfato de Zn ( $\text{ZnSO}_4$ ) 0,5M y se introduce la lámina de Zn y en el otro vaso de precipitados, la lámina de Cobre con la disolución de sulfato de cobre ( $\text{CuSO}_4$ ) 0,5M.

Después se conectan ambas láminas con el hilo conductor y las disoluciones con el puente salino. Finalmente se mide con el multímetro la diferencia de potencial entre ambos electrodos.

## CUESTIONES:

- 1- Comparar el valor de la diferencia de potencial de la pila Daniell teórica con el valor obtenido experimentalmente. ¿A qué crees que se debe esa diferencia?
- 2- Dibuja el esquema con los componentes de la pila Daniell.
- 3- Escribe y ajusta la reacción que se produce en dicha pila.

## ***“CORROSIÓN DEL HIERRO”***

### INTRODUCCIÓN:

La corrosión es un proceso espontáneo de destrucción que experimentan los metales en contacto con el medioambiente, convirtiéndose en óxidos y esto produce un gradual deterioro de ellos.

Esto supone un problema en las estructuras que están construidas con metales, por ejemplo el hierro, porque genera un gasto en el mantenimiento de estas instalaciones que están a la intemperie, en condiciones de humedad y con presencia de oxígeno.

## OBJETIVO

Demostrar experimentalmente que en la corrosión del hierro es necesaria la presencia de oxígeno y agua.

## MATERIALES Y REACTIVOS:

- 4 tubos de ensayo secos con tapones de goma
- Gradilla de tubos de ensayo
- Mechero Bunsen
- Papel de lija
- Vasos de precipitados
- Trípode
- Pinzas de madera
- Rejilla metálica
- Clavos de hierro
- $\text{CaCl}_2$  anhidro
- Algodón
- Cera de parafina
- Rotulador de vidrio

## PROCEDIMIENTO

1. En un vaso de precipitados, se hierve agua desionizada. Se mantiene hirviendo hasta que se realice el paso 7.
2. Lijar cuatro clavos de hierro con papel de lija hasta que queden completamente limpios.
3. Etiquetar los cuatro tubos de ensayo con las letras de la A a la D.
4. Colocar un clavo en el tubo A y dejarlo abierto al aire.
5. Colocar otro clavo en el tubo B y añadir un poco de agua, sin taponar.
6. Colocar un clavo en el tubo C, poner un tapón de algodón encima del clavo, añadir encima cloruro de calcio anhidro hasta una profundidad de 2 cm. Cerrar el tubo con un tapón de goma.
7. Poner un clavo en el tubo D y añadir suficiente agua hervida para cubrir el clavo. Cubrir la superficie del agua con cera de parafina fundida y cerrar el tubo con un tapón de goma.

8. Dejar los tubos en una gradilla sin tocarlos durante una semana. Después, sacar los clavos y examinarlos. Si no hay ningún cambio en el clavo del tubo A, dejarlo una semana más.

CUESTIONES:

1. Anotar los resultados en la siguiente tabla:

Tubo con clavo	Presencia de agua: SI/NO	Presencia de O <sub>2</sub> : SI/NO	Observaciones
A			
B			
C			
D			

2. Explicar por qué el experimento demuestra que tanto el aire como el agua son necesarios para que se produzca la corrosión del hierro.
3. Explicar por qué se hirvió el agua utilizada en el paso 7, y por qué luego se cubrió con cera.

***“REACCIONES DE OXIDACIÓN –REDUCCIÓN”***

INTRODUCCIÓN:

Un proceso de oxidación- reducción transcurre de forma espontánea siempre que el potencial sea positivo, por lo que sólo los metales que están por encima del hidrógeno en la serie electroquímica desprenden hidrógeno.

Si en una reacción redox espontánea, la transferencia de electrones se realiza a través de un circuito externo, obtendremos una corriente eléctrica. Este fenómeno constituye la base de

la pila eléctrica. De modo inverso si hacemos pasar una corriente continua a través de un electrólito puede producirse una reacción redox. Este fenómeno se denomina electrólisis.

#### OBJETIVO

Comprobar que no todos los metales son capaces de reaccionar con los iones hidrógeno que producen los ácidos en disolución, desprendiendo  $H_2$ .

#### MATERIALES Y REACTIVOS:

- Granalla de cinc
- Virutas o hilo de cobre
- Cinta de magnesio
- Limadura de hierro
- Ácido clorhídrico 1 M
- Gradilla
- 4 tubos de ensayo
- Mechero

#### PROCEDIMIENTO:

Colocar pequeñas cantidades de Zn, Mg, Fe y Cu, en cuatro tubos de ensayo diferentes. Agregar un poco de HCl diluido en el tubo de Zn. Obsérvese cómo reacciona desprendiendo  $H_2$  (para comprobarlo, colocar un globo en el extremo del tubo. Si el gas es  $H_2$  ascenderá). Repetir la misma operación con los metales restantes.

#### CUESTIONES

1. Anotar cómo reaccionan cada uno de los metales si lo hacen violenta o lentamente o no reaccionan.
2. Explicar y razonar los hechos observados, tanto si se produce como si no reacción química con ayuda de los valores de los potenciales de electrodo.
3. Escribir las reacciones correspondientes de los procesos que tienen lugar.