



UNIVERSIDAD DE JAÉN
Centro de Estudios de Postgrado

Trabajo Fin de Máster

PROPUESTA DIDÁCTICA PARA LA ENSEÑANZA DE REACCIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN Y ELECTROQUÍMICA

Alumno/a: Latorre Cruz, Jose Norberto

Tutor/a: Prof. D. Francisco Partal Ureña

Dpto: Química Física y Analítica

Junio, 2020

INDICE

1. RESUMEN.....	3
1.1. Abstract.....	3
2. INTRODUCCIÓN.	4
3. FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA.....	5
3.1. Antecedentes. Reseña histórica de las reacciones de oxidación-reducción y de la electroquímica.	5
3.2. Las reacciones de oxidación-reducción y la electroquímica: fundamentación teórica.....	10
3.2.1. <i>Introducción: Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción.</i>	10
3.2.2. <i>Número de oxidación.</i>	12
3.2.3. <i>Agentes oxidantes y reductores.</i>	13
3.2.4. <i>Ajuste de las reacciones redox.</i>	13
3.2.4.1. <i>Ajuste redox por el método del ion-electrón.</i>	14
3.2.4.2. <i>Ajuste de las ecuaciones redox en medio básico.</i>	15
3.2.4.3. <i>Reacciones de dismutación (o desproporción).</i>	16
3.2.5. <i>Estequiometría de las reacciones redox (volumetrías).</i>	16
3.2.6. <i>Electroquímica: Introducción.....</i>	17
3.2.7. <i>Potenciales de electrodo y su medida.</i>	18
3.2.8. <i>Notación de celdas y términos utilizados.</i>	20
3.2.9. <i>Potencial de reducción estándar.....</i>	21
3.2.10. <i>Espontaneidad.</i>	22
3.2.11. <i>Electrolisis.</i>	23
3.2.12. <i>Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales..</i>	26
3.3. Aspectos didácticos en la enseñanza de las reacciones redox y la electroquímica.	28
3.3.1. <i>Ideas previas</i>	28
4. UNIDAD DIDÁCTICA	30
4.1. Contextualización del centro y clase.	30
4.2. Justificación.	31

4.3. Legislación.....	31
4.4. Objetivos generales de etapa.....	32
4.5. Objetivos de materia.	33
4.6. Competencias clave.	34
4.7. Contenidos.	35
4.8. Metodología.	38
<i>4.8.1. Prácticas de Laboratorio.</i>	<i>39</i>
<i>4.8.2. Aprendizaje cooperativo.....</i>	<i>40</i>
<i>4.8.3. TIC.....</i>	<i>40</i>
<i>4.8.4. Flipped Classroom.....</i>	<i>40</i>
4.9. Temporalización.....	41
4.10. Elementos transversales.	48
4.11. Atención a la diversidad.....	48
4.12. Evaluación.....	49
<i>4.12.1. Criterios de evaluación y estándares de aprendizaje.....</i>	<i>49</i>
<i>4.12.2. Rubricas.</i>	<i>50</i>
5. BIBLIOGRAFÍA.	52
ANEXO I. Cuestionario inicial, ejercicios, práctica de laboratorio, kahoot y examen.	53

1. RESUMEN.

El presente Trabajo de Fin de Máster es una propuesta didáctica para la enseñanza de las reacciones de oxidación-reducción y electroquímica para alumnos de la asignatura de Química de 2º de Bachillerato. En este trabajo se lleva a cabo una fundamentación epistemológica, en la que se incluye los antecedentes y la fundamentación teórica, y la programación didáctica, donde se muestra la legislación que se ha utilizado, contenidos, metodologías, evaluación, entre otros. Consta de 11 sesiones, en las cuales se realizan ejercicios, prácticas de laboratorio, un cuestionario inicial, para ver las ideas previas de las que parten los alumnos y otro final, para comprobar que los conceptos se han asimilado.

Palabras clave: Química, reacciones redox, electroquímica, propuesta didáctica, bachillerato.

1.1. Abstract.

The main objective of this master thesis is a didactic proposal for the teaching of oxidation-reduction reactions and electrochemistry for students of Chemistry subject for the 2nd year of Baccalaureate. This work includes the epistemological foundations of redox reactions and electrochemistry and a didactic programming of an electrochemistry and redox reactions lesson, which shows the laws that we have to follow contents, methodologies to apply and evaluation. The lesson consists of 11 sessions, where exercises are carried out, laboratory practices, an initial questionnaire to know students previous ideas, and a final one, to check what concepts are assimilated.

Keywords: Chemistry, redox reactions, electrochemistry, didactic proposal, Baccalaureate.

2. INTRODUCCIÓN.

La Química es una ciencia que se basa en los principios fundamentales de la naturaleza, ampliando la formación académica de los estudiantes, más concretamente en el ámbito científico, proporcionándoles una herramienta muy útil, ya que tiene repercusiones directas en una gran cantidad de ámbitos de nuestra sociedad, además de la relación con otros campos como puede ser la Biología, la Geología, la Farmacia, la Medicina, la Ingeniería, la Astronomía o la Ciencia de los Materiales, por lo que se hace indispensable para todo alumno/a de bachillerato que quiera optar a estudiar cualquier grado universitario o FP superior del ámbito científico.

Para la enseñanza en cualquier ciencia se requiere tener las herramientas adecuadas y necesarias para dar a conocer los conceptos propios de la misma. El proceso entre el alumno y el docente muestra una serie de dificultades, una de ellas se asocia al distanciamiento existente entre el lenguaje cotidiano y el lenguaje científico. Un ejemplo clásico de este problema es cuando se ve la definición de reducción (aumento de electrones); el estudiante, que apenas ha ingresado al mundo de la electroquímica, tiene asociado reducción con reducir, generándose un conflicto (Carreón Gutiérrez et al., 2010).

Como futuros docentes, vamos a enfrentarnos a una falta de motivación y de interés cuando estemos dando clase. La clave estaría en ser capaces de modificar esta actitud, es decir, lograr alumnos activos y motivados, para que así se lleve a cabo un aprendizaje significativo. Es motivador para los estudiantes, cuando ven que lo que estudiaron en años anteriores les ha servido para entender algo nuevo, ampliando en este caso sus conocimientos. Para que esto se lleve a cabo es muy importante que los docentes tengan constancia de las ideas previas de las que parten cada uno de sus alumnos, no siendo necesario comenzar en todos los niveles desde la misma base, ya que, si la gran mayoría de la clase lo domina, es posible que estos acaben aburriéndose y desmotivándose. Además, el aprendizaje basado en la repetición no permite que se relacionen los conceptos previos con los nuevos, por lo que no se facilitaría el aprendizaje significativo, ya que, si no lo es, este no será reconocido como una buena forma de aprendizaje. Por ejemplo, autores como Ariza y Quesada. (2014), establecen que las ideas previas o preconcebidas de los alumnos/as implican otro obstáculo para el aprendizaje de las ciencias. Por ello, es necesario que el conocimiento sea significativo para el alumnado, relacionando conocimientos previos con los nuevos, ocurriendo así una asimilación de los conceptos, que es cuando el nuevo aprendizaje puede integrarse en el esquema existente. Cuando el nuevo aprendizaje y el esquema existente no encajan, los alumnos experimentan un desequilibrio; la acomodación ocurre cuando los alumnos pueden cambiar su esquema para incorporar la nueva información (Rosenthal y Sanger, 2012), generándose en este caso un cambio conceptual. Este proceso no es rápido, sino que lleva un tiempo, por lo que no podemos pretender que

el alumnado comprenda de manera adecuada los conceptos, más bien que construyan ideas que se acerquen gradualmente a los mismos, llevándose a cabo un aprendizaje significativo.

Actualmente, la electroquímica es un reto para aquellos que se encargan de su enseñanza debido a la complejidad de los temas que se relacionan con la misma, como son la química, la física y la electricidad. Esta dificultad se debe a la gran cantidad de conceptos y aplicaciones que presentan, debiendo preparar en consecuencia al alumnado para que sea capaz de plantear preguntas y obtener respuestas dentro del área. Sin embargo, la electroquímica es uno de los temas fundamentales en el currículo de la asignatura de Química en bachillerato, ya que sirve para explicar procesos que se dan diariamente.

Relacionado con esta problemática, la Química también se considera compleja, debido a que usan tres niveles: el microscópico (moléculas, iones y átomos), macroscópico y simbólico (ecuaciones matemáticas y símbolos químicos). El principal motivo es que generalmente se enseña en el nivel simbólico, siendo este el más abstracto.

Estas complicaciones en Química, así como en el resto de asignaturas científicas, tiene su consecuencia en el escaso interés de los estudiantes por las ciencias, reflejándose en los resultados académicos y en los informes PISA de los últimos años, ya que cada vez hay menos estudiantes que deciden estudiar un nivel superior de este ámbito, resultado que preocupa a la comunidad científica.

3. FUNDAMENTACIÓN EPISTEMOLÓGICA.

3.1. Antecedentes. Reseña histórica de las reacciones de oxidación-reducción y de la electroquímica.

La oxidación de los metales es un fenómeno muy conocido desde la antigüedad y es de gran importancia sociocientífica para distintas actividades como la arquitectura, el arte, la joyería, la economía... De ahí, la gran importancia que tuvieron los metales “nobles” o “preciosos” (de gran inercia química), o el hito que supuso la fabricación del acero inoxidable, a finales del siglo XVIII (Adúriz-Bravo, 2010).

Oxidación y reducción son términos que han evolucionado históricamente. En tiempos de la alquimia, se acuñó el término de **reducción** a la técnica de obtención de metales puros a partir de ciertos minerales, más concretamente óxidos de metales, produciéndose una disminución de su peso, de ahí probablemente su nombre. El término de **oxidación** se atribuye a **Antoine-Laurent de Lavoisier (Figura 1)**, quien la definió como una reacción en la que una sustancia se combina con el oxígeno para formar óxidos. El nombre que recibe el oxígeno fue dado por Lavoisier, modificando el que le había dado Prestley como aire desflogisticado. 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 diferente a la de Lavoisier para que englobara a las reacciones que actualmente se conocen como reacciones redox (Orduna y Morrás, 2013).



Figura 1. Antoine-Laurent de Lavoisier (Créditos:wikimedia commons).

Con el paso del tiempo y nuevos descubrimientos, estos términos fueron cambiando. A través del experimento de **Luigi Galvani (Figura 2)** (Massaferro, 2018) en el que notó que los músculos de las ancas de ranas experimentaban convulsiones cuando les llegaba una descarga eléctrica o cuando un bisturí mecánico las tocaba estando a la vez en contacto con la máquina eléctrica, y aun si esta no las tocaba directamente. Esto en sí no es tan sorprendente, si se considera que la descarga eléctrica hace contraerse a los músculos vivos y, por lo tanto, ¿por qué no a los músculos muertos? Se esperaba que los músculos de rana convulsionaran también durante una tormenta, ya que se había demostrado que los rayos eran de naturaleza eléctrica, es por esto que colocó los músculos pinchados en varillas metálicas fuera de la ventana de manera que estuvieran en contacto con una armadura eléctrica. Los músculos se contrajeron y se relajaron durante la tormenta, pero también lo hicieron cuando no la había, bastando sólo que estuvieran en contacto con dos metales distintos. Galvani al ser anatomista se sintió inclinado a afirmar que la electricidad provenía de los tejidos vivos (músculos), declarando que existía la electricidad animal (De la Cruz, 2004).

En honor a Galvani, la electricidad permanente producida por dos metales en contacto se llamó electricidad galvánica y además se llamó hierro galvanizado al hierro que se cubre de zinc mediante una corriente eléctrica (De la Cruz, 2004).

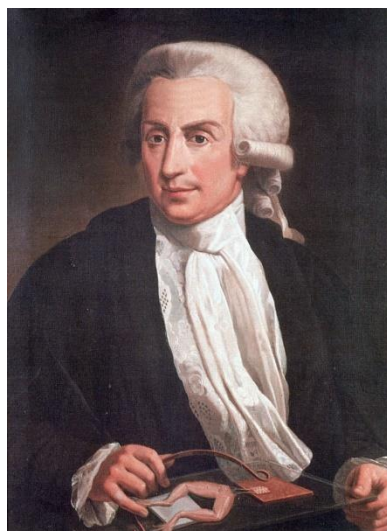


Figura 2. Luigi Galvani (Créditos:wikimedia commons).

Alessandro Volta (Figura 3) estudio los experimentos de Galvani y dio a la electricidad una interpretación no vitalista, siendo esta la que triunfaría, ya que se planteó el problema de si la corriente eléctrica tenía su origen en el músculo de la rana o en las dos piezas metálicas. Para comprobarlo decidió en 1794 hacer uso de los metales sin intervención del músculo de la rana; vio que se producía una corriente eléctrica, por lo que dedujo que nada tenía que ver con los músculos o aspecto vital alguno. En 1800, inventó “la **batería** y la **pila eléctrica**”, esto lo hizo tan famoso que fue llamado por Napoleón para que le hiciera una demostración de sus experimentos (De la Cruz, 2004). Además, la interpretación de los fenómenos que se dan en los electrodos de las pilas modificó la concepción sobre las reacciones redox (Orduna y Morrás, 2013). En su recuerdo, la unidad de fuerza electromotriz se llamó voltio.



Figura 3. Alessandro Volta (Créditos:wikimedia commons).

En 1801, la electricidad voltaica llenaba de interés al mundo científico, y **Humphry Davy (Figura 4)** se dedicó con empeño al estudio de sus fenómenos. Los primeros

experimentos que realizó fueron sobre la electrolisis, dedicándose especialmente al estudio de las diversas combinaciones de sustancias que producían corrientes. Sus experimentos en electricidad le llevaron, a desarrollar la teoría de la afinidad química, que resulta interesante como muestra de lo que eran aquellos tiempos (De la Cruz, 2004). Los aportes de otros científicos como Oersted, Ampère y Liebig fueron configurando la teoría electroquímica (Camacho González, 2011).



Figura 4. Humphry Davy (Créditos:wikimedia commons).

Se ha dicho con frecuencia que el mayor descubrimiento de Davy fue el de **Michael Faraday (Figura 5)**, el cual fue su ayudante. A los pocos años de estar trabajando con Davy, ya hacía descubrimientos en Física y Química que rivalizaban en calidad con los de su maestro. Además, realizó el descubrimiento del benceno que es hoy uno de los pilares de la Química Orgánica, así como uno de los productos de más aplicación en la industria (De la Cruz, 2004).

La obra de Faraday cobra importancia en el dominio del electromagnetismo donde constituye el fundamento de la teoría de Maxwell y en la electroquímica con el desarrollo de su terminología colaborando con William Whewell en 1833. Juntos crearon los términos “electrodo, ánodo, cátodo, ion, catión, anión, electrolito y electrolisis”. En sus primeras investigaciones sobre las electrolisis, Faraday sospechó que había una relación cuantitativa entre la cantidad de sustancia descompuesta y la cantidad de corriente que pasa por la disolución. El descubrimiento de esta relación no fue fácil, porque reacciones secundarias frecuentemente complicaban los resultados, pero llegó a demostrar que ni las dimensiones de los electrodos ni la distancia entre ellos, ni el número ni el tamaño de las placas de las baterías marcaba alguna diferencia; el único factor de importancia era la cantidad de electricidad (De la Cruz, 2004).



Figura 5. Michael Faraday (Créditos:wikimedia commons).

Más tarde se desarrolló la teoría dualista formulada por **Jöns Jacob Berzelius (Figura 6)** en un intento de sistematizar el comportamiento química de las sustancias en relación con los estudios que se habían hecho en electroquímica. Berzelius logró explicar no sólo el cambio químico sino el carácter electropositivo o negativo que tenían las sustancias en relación a otras con las cuales reaccionaba. Berzelius, a partir de esto, atribuyó al oxígeno la mayor electronegatividad. Sin embargo, es importante considerar los trabajos de Liebig en relación a la deshidrogenación de los alcoholes en aldehídos, que definían la oxidación y reducción en función del hidrógeno (Camacho González, 2011).



Figura 6. Jöns Jacob Berzelius (Créditos:wikimedia commons).

La teoría dualista estuvo de moda durante un tiempo en la Química, pues explicaba aparentemente por qué se formaban los compuestos; fue un intento rudimentario de explicar el enlace químico, pero pronto hubo que marginarla. Con la llegada de la Química Orgánica entre 1830 y 1840, debido a la metodología científica la teoría dualista llegó a ser un impedimento para comprender los compuestos orgánicos, ya que no era

tan fácil de aplicar a sus elementos y compuestos los conceptos de electropositividad o electronegatividad (De la Cruz, 2004).

Por último, tras el descubrimiento de los electrones por **Joseph John Thompson (Figura 7)** en 1897, el término oxidación pasó a ser pérdida de electrones y el término reducción ganancia de electrones. Todo proceso de oxidación va asociado a un proceso de reducción y viceversa. La definición de reacción redox se amplió con la introducción del concepto de número de oxidación. Actualmente, la oxidación es el aumento del número de oxidación y la reducción es la disminución de ese número de oxidación (Orduna y Morrás, 2013).

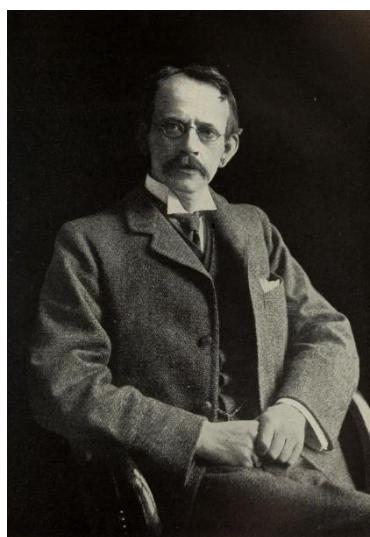
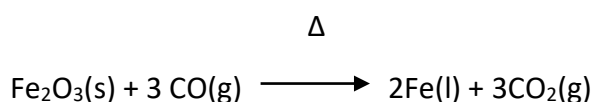


Figura 7. Joseph John Thompson (Créditos:wikimedia commons).

3.2. Las reacciones de oxidación-reducción y la electroquímica: fundamentación teórica.

3.2.1. Introducción: Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción.

Las aplicaciones prácticas de la oxidación-reducción comenzaron hace miles de años, cuando la cultura humana comenzó a fabricar herramientas metálicas. Los metales utilizados se obtenían calentando menas de cobre o hierro, como la cuprita (Cu_2O) o la hematites (Fe_2O_3), en presencia de carbón. Desde entonces, el hierro ha sido el metal más utilizado y se produce básicamente de la misma manera: calentando Fe_2O_3 en presencia de carbón en un alto horno. La ecuación química simplificada de la reacción es:



En esta reacción se puede considerar que el $\text{CO}(\text{g})$ toma átomos de O del Fe_2O_3 produciéndose $\text{CO}_2(\text{g})$ y Fe (elemento libre). El término habitualmente utilizado para describir una reacción en la que una sustancia gana átomos de oxígeno es **oxidación**, y

el término utilizado para describir una reacción en la que una sustancia pierde átomos de oxígeno es **reducción**. En la reacción anterior, el CO(g) se oxida y el $\text{Fe}_2\text{O}_3\text{(s)}$ se reduce. Una oxidación y una reducción deben tener lugar simultáneamente, siempre y cuando esto sucede se dice que tiene lugar una **reacción de oxidación-reducción o reacción redox**.

El oxígeno en el Fe_2O_3 se puede eliminar por ignición de una mezcla finamente dividida de Fe_2O_3 y Al. La reacción produce un fuego espectacular (**Figura 8**) y libera una gran cantidad de calor, que funde el hierro. Las mezclas finamente divididas de Fe_2O_3 y Al se utilizan en las construcciones ferroviarias para producir hierro líquido que sirve como soldadura de los raíles.



Figura 8. Reacción de la termita. Los átomos de hierro del óxido de hierro (III) ceden átomos de O a los átomos de Al formándose Al_2O_3 (Petrucci et al., 2017).

Otro ejemplo, sería cuando un ciudadano que conduce un automóvil teniendo en sangre una concentración de etanol que se sospecha que pueda ser elevada. La técnica que se usa es hacer que sople un volumen de aire de sus pulmones, hasta llenar una pequeña bolsa, y que este pase a través de una disolución de dicromato de potasio (color naranja). El dicromato en presencia del etanol se reduce a Cr^{3+} (color verde), mientras que el etanol se oxida a ácido acético. La cantidad presente de dicromato es la justa para oxidar a la máxima cantidad de alcohol permitida, por lo tanto, si la disolución de dicromato, pasa de un color naranja a uno verdoso, es porque el dicromato se ha agotado (superándose el punto de equivalencia) y el individuo en cuestión está conduciendo con más alcohol en sangre del que la legislación le permite que en España es de 0,5 g/L (<http://www.100ciaquimica.net/temas/tema9/punto8.htm>).

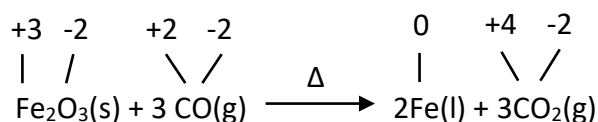
Las definiciones de oxidación y reducción basadas únicamente en la transferencia de átomos de oxígeno son demasiado restrictivas. Utilizando definiciones más generales se pueden describir muchas reacciones en disolución acuosa como reacciones de oxidación-reducción, incluso cuando el oxígeno no interviene en dichas reacciones.

Considere que la reacción es el resultado de dos **semirreacciones** que transcurren simultáneamente, una de reducción y otra de oxidación. La **reacción neta** es la suma de

las dos semirreacciones. Se puede representar las semirreacciones por medio de **semiecuaciones** y la reacción neta por medio de una **ecuación neta**.

3.2.2. Número de oxidación.

Se reescribe la ecuación anterior indicando los estados de oxidación de los elementos en ambos lados de la ecuación.



El estado o número de oxidación del oxígeno es -2 en todos los casos en esta ecuación. El del hierro cambia disminuyendo de +3 en Fe_2O_3 a 0 en el Fe. El número de oxidación del carbono también cambia, aumentando de +2 en CO a +4 en CO_2 . Con respecto a cambios en el estado de oxidación, en un proceso de oxidación el número de oxidación de algún elemento aumenta y en un proceso de reducción el número de oxidación de algún elemento disminuye.

Aunque los cambios en el número de oxidación implican a los elementos, la oxidación o reducción afecta a toda la molécula en la que se encuentre ese elemento. Así, en la reacción anterior, se reduce el Fe_2O_3 al completo; no solo los átomos de Fe. Análogamente, se oxida el CO, no solo los átomos de C.

Resumiendo:

Una reacción de oxidación-reducción, redox, es una reacción en la que cambian los estados de oxidación de los reactivos con respecto a los productos.

Oxidación es un proceso en el que el número de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.

Reducción es un proceso en el que el número de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de reducción.

Las semiecuaciones de oxidación y reducción deben de tener lugar siempre simultáneamente y el número total de electrones asociados con la oxidación debe ser igual al número total de electrones asociados con la reducción.

3.2.3. Agentes oxidantes y reductores.

En una reacción redox se llama **agente oxidante** u **oxidante** a la sustancia que hace posible que otra se oxide. Al hacerlo, el agente oxidante a su vez se reduce. Análogamente, se llama **agente reductor** o **reductor** a la sustancia que hace posible que otra se reduzca. A su vez el agente reductor se oxida en la reacción. Dicho de otra manera:

- Un agente oxidante (oxidante):
 - Produce la oxidación de otras sustancias.
 - Contiene un elemento cuyo estado de oxidación disminuye en la reacción redox.
 - Gana electrones (los electrones están en el lado izquierdo de su semiecuación).
 - Se reduce.
- Un agente reductor (reductor):
 - Produce la reducción de otras sustancias.
 - Contiene un elemento cuyo estado de oxidación aumenta en la reacción redox.
 - Pierde electrones (los electrones están en el lado derecho de su semiecuación).
 - Se oxida.

En general, una sustancia con un elemento en uno de sus estados de oxidación más altos posibles es un agente oxidante. Si el elemento está en uno de sus estados de oxidación más bajos posibles, la sustancia es un agente reductor.

Los agentes oxidantes y reductores también juegan papeles importantes en los sistemas biológicos: en la fotosíntesis (usando la energía solar para sintetizar glucosa), en el metabolismo (oxidación de la glucosa) y en el transporte de oxígeno.

3.2.4. Ajuste de las reacciones redox.

En una reacción química, los átomos ni se crean ni desaparecen; solo se reordenan. En este caso, se hace uso de un formalismo en el que se imagina que los electrones se transfieren de una sustancia a otra y se debe seguir su pista y la de la carga que transportan. Por tanto, para ajustar la ecuación química de una reacción redox, se pondrá especial atención a 3 factores:

1. El número de átomos de cada tipo.
2. El número de electrones transferidos.
3. Las cargas totales de reactivos y productos.

Se debe resaltar que, si se completa el ajuste de átomos y electrones, queda hecho el ajuste de las cargas.

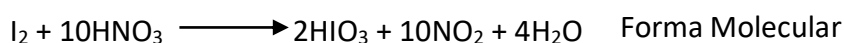
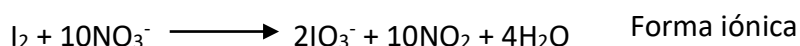
Para ajustar la ecuación química de una reacción redox, hay que usar un procedimiento sistemático que considere cada uno de los factores relevantes y en su orden. Aunque hay varios métodos posibles, se resaltaré uno en que primero se ajustan las semiecuaciones para combinarlas después en la ecuación química neta.

3.2.4.1. Ajuste redox por el método del ion-electrón.

A continuación, se indican las etapas básicas para ajustar una ecuación redox por este método:

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.
2. En cada semiecuación.
 - Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
 - Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .
 - Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .
 - Ajustar las cargas añadiendo electrones.
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.
4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.
5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

Siempre que se pueda se deberá pasar la ecuación neta de forma iónica a molecular, como en el ejemplo que se muestra a continuación:



Este método es especialmente adecuado para reacciones en medio ácido porque hay un exceso de iones H^+ y estos se utilizan para ajustar las semiecuaciones.

3.2.4.2. Ajuste de las ecuaciones redox en medio básico.

Para ajustar las ecuaciones redox en medio básico se debe de añadir dos etapas al procedimiento anterior. El problema es que, en medio básico, en la ecuación final ajustada, en lugar de H^+ debe aparecer el OH^- en exceso. Como tanto OH^- como H_2O tienen átomos de H y de O, a veces es difícil decidir en qué lado de las semiecuaciones se deben poner cada uno de ellos. Una solución sencilla consiste en tratar la reacción como si fuese en medio ácido y ajustarla. Después se suman a cada lado de la ecuación redox neta tantos iones OH^- como iones H^+ haya. Cuando el OH^- y el H^+ aparecen en el mismo lado de la ecuación, se combinan para dar moléculas de H_2O . Si entonces aparece H_2O en ambos lados de la ecuación, se simplifica.

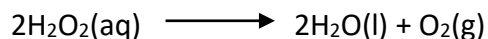
A continuación, se indican las etapas básicas para ajustar una ecuación redox por el método ion-electrón en medio básico:

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.
2. En cada semiecuación.
 - Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
 - Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .
 - Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .
 - Ajustar las cargas añadiendo electrones.
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.
4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.
5. Se suman a cada lado de la ecuación redox neta tantos iones OH^- como iones H^+ haya.
6. 1) Combine los iones H^+ y OH^- para dar moléculas de H_2O .
2) Si al hacer esto aparecen moléculas de H_2O en ambos lados de la ecuación, cancele el mismo número a ambos lados y deje el resto de H_2O en uno de ellos.
7. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

Siempre que se pueda se deberá pasar la ecuación neta de forma iónica a molecular.

3.2.4.3. Reacciones de dismutación (o desproporción).

En algunas reacciones de oxidación-reducción, llamadas **reacciones de dismutación**, una misma sustancia se oxida y se reduce a la vez. Un ejemplo es la descomposición del peróxido de hidrógeno, H_2O_2 , en $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{O}_2(\text{g})$.



En esta reacción, el estado de oxidación del O cambia de -1 en el $\text{H}_2\text{O}_2(\text{aq})$ a -2 en el $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ (reducción) y a 0 en el $\text{O}_2(\text{g})$ (oxidación). El H_2O_2 se oxida y se reduce a la vez. La reacción produce $\text{O}_2(\text{g})$, que burbujea en la disolución, como puede verse en la **Figura 9**.



Figura 9. Acción antiséptica de una disolución de peróxido de Hidrogeno (Petrucci et al., 2017).

3.2.5. Estequiometría de las reacciones redox (volumetrías).

Si nuestro objetivo es obtener el máximo rendimiento de un producto al mínimo coste, se elige generalmente uno de los reactivos más caros como reactivo limitante y se utilizan cantidades en exceso de los otros reactivos de una reacción. Este es el caso de la mayoría de las reacciones de precipitación. Otras veces, cuando se determina la concentración de una disolución, se puede no estar interesado en los productos de una reacción, sino únicamente en la relación entre dos de los reactivos. Entonces se debe llevar a cabo la reacción de manera que ninguno de los reactivos esté en exceso. Con este fin se ha utilizado desde hace mucho el método denominado valoración.

Se coloca una disolución de un reactivo en un vaso o erlenmeyer pequeño y el otro reactivo, que es también una disolución, conocida como disolución **valorante**, en una **bureta**, un tubo largo graduado provisto de una llave de paso. Por medio de la llave, se puede añadir lentamente la segunda disolución a la primera. Una **valoración** es una reacción llevada a cabo mediante la adición cuidadosamente controlada de una disolución a otra, y detenerla en el punto en que ambos reactivos han reaccionado completamente, condición que se conoce como **punto de equivalencia** de la valoración. En una valoración la clave es el punto de equivalencia, momento en que los reactivos se combinan en proporciones estequiométricas; cuando ambos se han consumido totalmente, sin estar ninguno en exceso.

En los laboratorios de química modernos se utilizan instrumentos de medida adecuados para conocer cuándo se alcanza el punto de equivalencia. Sin embargo, todavía se utiliza mucho una técnica consistente en añadir una cantidad muy pequeña de una sustancia a la mezcla de la reacción, sustancia que cambia de color en el punto de equivalencia o en sus proximidades. Estas sustancias se denominan **indicadores**.

Para explicar el procedimiento de la **estandarización de una disolución (Figura 10)** puede exponerse el siguiente ejemplo, en el cual se necesita una disolución de $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ de molaridad conocida, con un valor próximo a 0,020 M. No se puede preparar esta disolución pesando la cantidad necesaria de $\text{KMnO}_4(\text{s})$ y disolviéndolo en agua porque el sólido no es puro y su pureza real se desconoce. Por otra parte, se puede obtener alambre de hierro en forma muy pura y hacerle reaccionar con un ácido para dar $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$. El $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ oxida al $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ a $\text{Fe}^{3+}(\text{aq})$ en disolución ácida. Determinando el volumen de $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ que se necesita para oxidar una cantidad conocida de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$, se puede calcular la molaridad exacta del $\text{KMnO}_4(\text{aq})$.

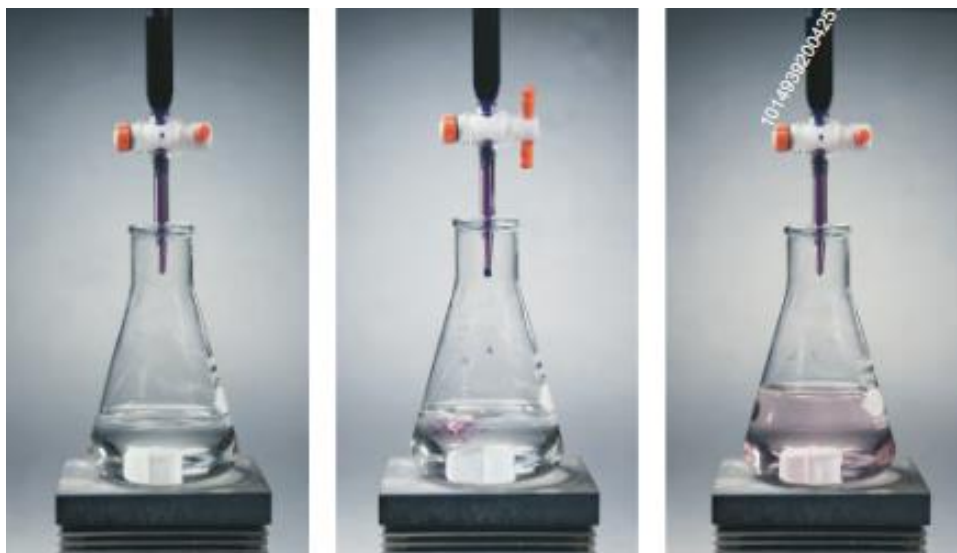


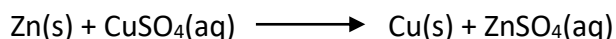
Figura 10. Estandarización de una disolución de un agente oxidante mediante una valoración redox (Petrucci et al., 2017).

3.2.6. Electroquímica: Introducción.

Los dispositivos móviles conocidos, como, por ejemplo, teléfonos móviles y ordenadores portátiles, o quizás el coche o el autobús que se utilizan dentro de la ciudad, están alimentados por reacciones químicas que producen electricidad. Estas reacciones son cruciales en el área de la química que se conoce como electroquímica.

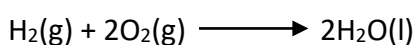
La electroquímica se ocupa de las reacciones de oxidación-reducción, en la que cambian los estados de oxidación de los átomos. Un ejemplo clásico es la reacción del zinc

metálico, Zn(s), con sulfato de cobre en disolución acuosa, CuSO₄(aq), para formar cobre sólido, Cu(s) y sulfato de zinc en disolución acuosa, ZnSO₄(aq).



A nivel molecular, los iones Cu²⁺ de la disolución se reducen para formar átomos de Cu que se depositan sobre la superficie de la barra de zinc. Al mismo tiempo, los átomos de Zn de la barra de zinc se oxidan para formar iones Zn²⁺ que pasan a la disolución. La oxidación simultánea de Zn a Zn²⁺ y la reducción del Cu²⁺ a Cu implica la transferencia de dos electrones del Zn al Cu²⁺.

Otro ejemplo de una reacción de oxidación-reducción es la combinación de oxígeno e hidrógeno para formar agua.



En esta reacción, los átomos de H del hidrógeno molecular se oxidan desde 0 a +1, y los átomos de O del oxígeno molecular se reducen desde 0 a -2.

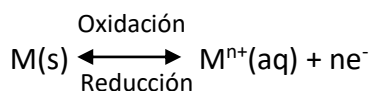
En condiciones adecuadas, el proceso de transferencia de electrones en estas reacciones químicas, y en muchas otras, se pueden utilizar en nuestro beneficio, por ejemplo, para poner en marcha un motor eléctrico, para el funcionamiento de un teléfono o para iniciar otra reacción química.

3.2.7. Potenciales de electrodo y su medida.

En el estudio de la electroquímica se denomina **electrodo** a una pieza de metal, M. Un electrodo sumergido en una disolución que contiene iones del mismo metal, Mⁿ⁺, se denomina **semicelda**. Pueden darse dos tipos de interacciones entre los átomos metálicos del electrodo y los iones metálicos en disolución:

1. Un ion metálico Mⁿ⁺ de la disolución puede chocar con el electrodo, tomar de él n electrones y convertirse en un átomo metálico M. El ion se reduce.
2. Un átomo metálico M de la superficie puede ceder n electrones al electrodo e incorporarse a la disolución como ion Mⁿ⁺. El átomo metálico se oxida.

Se establece rápidamente un equilibrio entre el metal y la disolución, que se puede representar como:



Sin embargo, los cambios que se producen en el electrodo o la disolución como consecuencia de este equilibrio son demasiados pequeños para poder ser medidos. Las medidas deben basarse en una combinación de dos semiceldas distintas. Concretamente, se debe medir la tendencia de los electrones a fluir desde el electrodo

de una semicelda hasta el electrodo de la otra. Los electrodos se clasifican según tenga lugar en ellos la oxidación o la reducción. Si tiene lugar la **oxidación** el electrodo se denomina **ánodo** y si tiene lugar la **reducción**, **cátodo**.

La **Figura 11** muestra una combinación de dos semiceldas, una con un electrodo de Cu en contacto con $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$ y la otra con un electrodo de Ag en contacto con $\text{Ag}^{+}(\text{aq})$. Los dos electrodos están unidos por un cable a un dispositivo electrónico para medir la corriente, en este caso un **voltímetro**. Para completar el circuito eléctrico, las dos disoluciones deben estar conectadas eléctricamente. Sin embargo, no se puede usar un cable para esta conexión porque el transporte de carga en el seno de las disoluciones se realiza por migración de *iones*. El contacto entre las disoluciones puede ser mediante un tapón poroso o mediante una tercera disolución, introducida generalmente en un tubo en U denominado **punto salino**, los extremos del puente salino están cerrados con un material poroso que permite que emigren los iones sin que fluya el líquido. La combinación de las dos semiceldas conectadas de modo adecuado se denomina **celda electroquímica**.

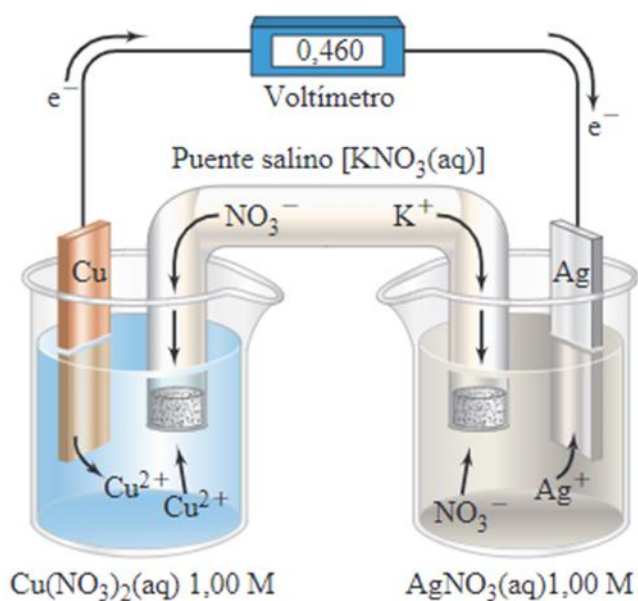
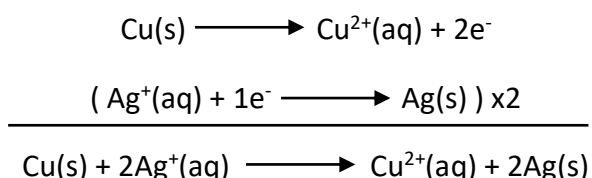


Figura 11. Medida de la fuerza electromotriz de una celda electroquímica (Petrucci et al., 2017).

Ahora, se considerarán los cambios que tiene lugar en la celda electroquímica de la **Figura 11**. Como indican las flechas, los átomos de Cu ceden electrones al ánodo y se incorporan a la disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2(\text{aq})$ como iones Cu^{2+} , dejando electrones sobre el ánodo. Los electrones perdidos por los átomos de Cu pasan a través del cable y del voltímetro hacia el cátodo donde son adquiridos por los iones Ag^+ de $\text{AgNO}_3(\text{aq})$ y se depositan como plata metálica. Simultáneamente, los aniones NO_3^- del puente salino se mueven hacia la semicelda del cobre y neutralizan la carga positiva debida al exceso de iones Cu^{2+} . Los cationes K^+ se mueven hacia la semicelda de la plata y neutralizan la carga

negativa debida al exceso de iones NO_3^- . Cada átomo de cobre pierde dos electrones, para producir Cu^{2+} ; cada ion Ag^+ necesita un electrón para producir Ag(s) . En consecuencia, se producen dos átomos de plata por cada ion Cu^{2+} formado. La reacción global que tiene lugar al producir espontáneamente corriente eléctrica en la celda electroquímica es:



La lectura del voltímetro (0,460 V) tiene un significado. Es el **voltaje de la celda** o **diferencia de potencial** entre las dos semiceldas. La unidad del voltaje de la celda, el **voltio (V)**, es la energía por carga unidad. Se puede considerar que el voltaje o diferencia de potencial es la fuerza que hace moverse los electrones; a mayor voltaje, mayor fuerza impulsora. Una situación análoga es el flujo de agua desde un nivel alto a otro más bajo. Cuanto mayor es la diferencia de niveles, mayor es la fuerza que impulsa el flujo de agua. El voltaje de una celda también se denomina **fuerza electromotriz (fem)** o **potencial de celda** y se representa como E_{cel} .

3.2.8. Notación de celdas y términos utilizados.

Los dibujos de celdas electroquímicas, como los de las **Figuras 11 y 12** resultan útiles, pero frecuentemente se utiliza una representación más sencilla. Un **diagrama de celda** muestra los componentes de una celda electroquímica de modo simbólico y tiene la siguiente forma general (la flecha en negro, indica el sentido del flujo de electrones en el circuito externo, que normalmente no se incluye como parte del diagrama).

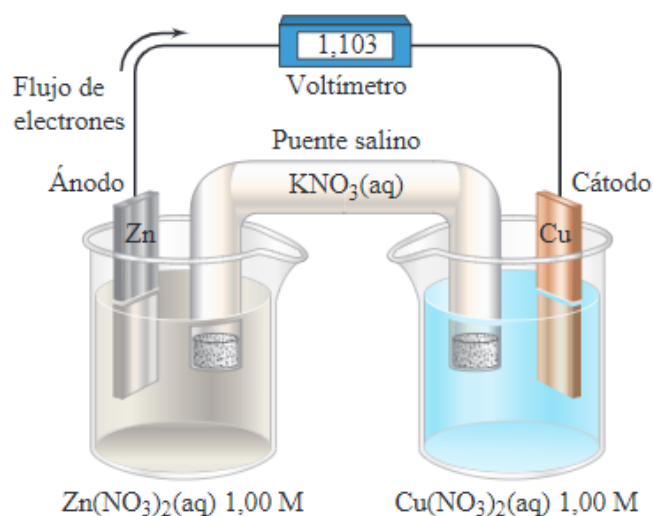
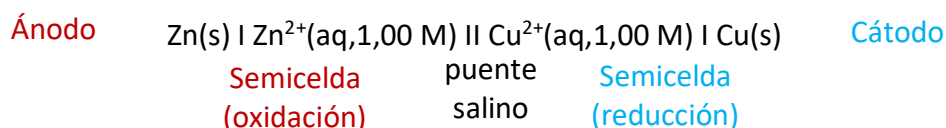


Figura 12. La reacción $\text{Zn(s)} + \text{Cu}^{2+}(\text{aq}) \longrightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{Cu(s)}$ en una celda electroquímica (Petrucci et al., 2017).

Se seguirá el convenio generalmente utilizado para escribir el diagrama de una celda:

- El **ánodo**, electrodo en el que tiene lugar la **oxidación**, se sitúa a la **izquierda** en el diagrama. Mientras que el **cátodo**, electrodo en el que tiene lugar la **reducción**, se sitúa a la **derecha** en el diagrama.
- El límite entre fases diferentes (por ejemplo, un electrodo y una disolución) se representa mediante una **sola línea vertical (I)**. Mientras que el límite entre los compartimentos de las semiceldas, frecuentemente un puente salino, se representa mediante una **doble línea vertical (II)**. Las especies en disolución acuosa se sitúan a ambos lados de la doble línea vertical y las especies distintas de la misma disolución se separan entre sí por una coma. Todo este tipo de recomendaciones han sido realizadas por la IUPAC (Richard Cohen et al., 2007). Además, cuando sea apropiado, las concentraciones o presiones de las especies se indicarán entre paréntesis.

El siguiente diagrama de celda es para la celda electroquímica mostrada en la **Figura 12**.



Las celdas electroquímicas de las **Figuras 11 y 12** producen electricidad como resultado de reacciones químicas espontáneas y se llaman **celdas voltaicas o galvánicas**. También se utiliza el término **pila**.

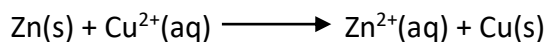
3.2.9. Potencial de reducción estándar.

Por acuerdo internacional, un **potencial estándar de electrodo, E°**, mide la tendencia que tiene un electrodo a generar un proceso de reducción, estando todos los gases a la presión de 1 bar.

Un **potencial estándar de una celda, E°_{cel}**, es la diferencia de potencial o voltaje de una celda formada por dos electrodos. La diferencia se toma siempre del siguiente modo:

$$E^{\circ}_{\text{cel}} = E^{\circ}(\text{derecha} / \text{cátodo}) - E^{\circ}(\text{izquierda} / \text{ánodo})$$

A continuación, se utilizarán los potenciales de reducción estándar para calcular potenciales estándar de reacciones redox en una celda, es decir, valores de E°_{cel}, a partir de potenciales estándar de electrodo para las reacciones de las semiceldas. El procedimiento a utilizar se ilustra a continuación para la siguiente reacción. Observe que las tres primeras ecuaciones son maneras alternativas de escribir lo mismo, generalmente no se escribirán todas ellas.



$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{derecha}) - E^\circ(\text{izquierda}) = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo}) = E^\circ(\text{semicelda reducción}) - E^\circ(\text{semicelda oxidación}) = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = 0,340 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 1,103 \text{ V}$$

La sustancia que se reduce se escribe a la izquierda del signo (/) y el producto principal de la reducción a la derecha.

3.2.10. Espontaneidad.

Nuestro principal criterio para la espontaneidad de un proceso es que $\Delta G < 0$. Un criterio así es posible para procesos como los cambios de estado y las reacciones químicas que ocurren a temperatura y presión constante. La variación de la energía de Gibbs, para un proceso a T constante, es:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

En la anterior ecuación todos los términos deben de referirse a variaciones del sistema, eliminándose todas las referencias a los alrededores, quedando la ecuación:

$$\Delta G = -T\Delta S_{\text{univ}}$$

Ahora, teniendo en cuenta que ΔG es negativo cuando ΔS_{univ} es positivo, se tiene el criterio final para la espontaneidad de un proceso, basado únicamente en propiedades del sistema.

Para un proceso que tiene lugar a T y P constante, se puede afirmar que:

- Si $\Delta G < 0$ (negativo), el proceso es espontáneo.
- Si $\Delta G > 0$ (positivo), el proceso es no espontáneo.
- Si $\Delta G = 0$, el proceso es reversible y el sistema ha alcanzado el equilibrio.

Las ecuaciones redox tienen la propiedad de ser $E_{\text{cel}} > 0$ si $\Delta G < 0$. Es decir, E_{cel} debe ser positivo para que ΔG sea negativo. Predecir el sentido de un proceso espontáneo en una reacción redox es un asunto relativamente sencillo si se utilizan las siguientes ideas:

- Si E_{cel} es positivo, la reacción tiene lugar de forma espontánea en sentido directo según las condiciones indicadas. Si E_{cel} es negativo, la reacción tiene lugar de forma espontánea en sentido inverso a las condiciones indicadas. Si $E_{\text{cel}} = 0$, la reacción está en equilibrio en las condiciones indicadas.
- Si se invierte la reacción de una celda, E_{cel} cambia su signo.

ΔG es el producto de tres términos: (a) E_{cel} ; (b) n, el número de electrones transferidos (en mol) entre los electrodos y (c) la carga eléctrica por mol de electrones, denominada **constante de Faraday (F)**. La constante de Faraday es igual a 96485 culombios por mol

de electrones (C/mol). El producto de voltio por culombio es igual a julios (J). La ecuación quedaría de la siguiente manera:

$$\Delta G = - nFE_{\text{cel}}$$

$$\Delta G^{\circ} = - nFE_{\text{cel}}^{\circ}$$

ΔG puede relacionarse también con la constante de equilibrio (K), mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta G^{\circ} = - RT \ln K = - nFE_{\text{cel}}^{\circ}$$

Por consiguiente:

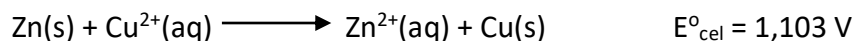
$$E_{\text{cel}}^{\circ} = (RT / nF) \ln K$$

En esta ecuación, R tiene un valor de $8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ y además la temperatura debe de estar siempre en K.

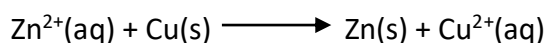
3.2.11. Electrolisis.

Hasta ahora el interés se ha centrado preferentemente en el tipo de celda electroquímica, la celda voltaica o galvánica, en la que una transformación química se utiliza para producir electricidad. Hay otro tipo de celda electroquímica, la **celda electrolítica**, en la que se utiliza electricidad para que tenga lugar una reacción no espontánea. Se denomina **electrolisis** al proceso consistente en aplicar una energía eléctrica para producir una reacción no espontánea.

Se examinarán ahora la relación entre las celdas voltaicas y las electrolíticas, cuando la celda funciona espontáneamente, los electrones fluyen del zinc al cobre y la transformación química global en la celda voltaica es:



Ahora se conecta la misma celda a una fuente de electricidad externa de voltaje superior a 1,103 V, como se muestra en la **Figura 13**, es decir, se hace la conexión de manera que se fuerza a los electrones a entrar en el electrodo de zinc (ahora el cátodo) y salir del electrodo del cobre (ahora el ánodo). La reacción global en este caso es la inversa de la reacción anterior y E_{cel}° es negativo.



$$E_{\text{cel}}^{\circ} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} - E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = - 0,763 \text{ V} - 0,340 \text{ V} = - 1,103 \text{ V}$$

Se concluye que, al invertir el sentido del flujo de electrones, la celda voltaica se transforma en una celda electrolítica.

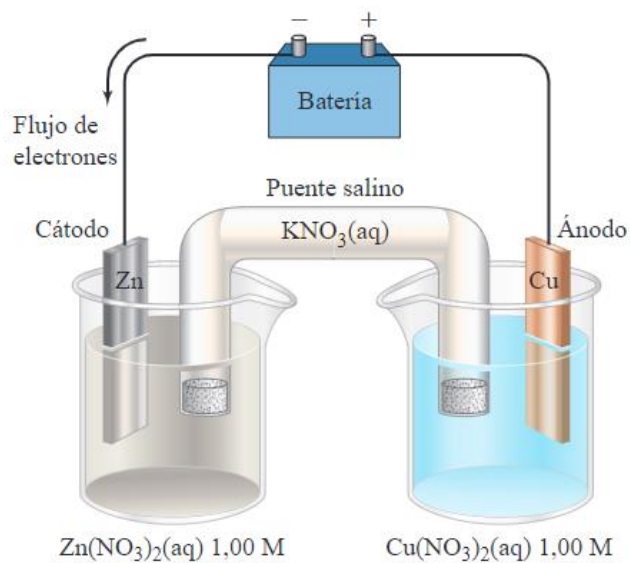


Figura 13. Celda electrolítica (Petrucci et al., 2017).

Para que la celda de la **Figura 13** funcione como celda electrolítica con reactivos y productos en sus estados estándar, el voltaje externo tiene que ser superior a 1,103 V.

A modo de resumen:

Los términos de ánodo y cátodo no se asignan basándose en las cargas de los electrodos sino en las semirreacciones que tienen lugar en su superficie. Concretamente:

- La oxidación siempre tiene lugar en el ánodo de una celda electroquímica. Debido a la acumulación de electrones liberados en la semirreacción de oxidación, el ánodo de una celda voltaica es (-). El ánodo de una celda electrolítica es (+), puesto que de él se extraen electrones. En ambos tipos de celdas, el ánodo es el electrodo por el que los electrones abandonan la celda.
- La reducción siempre tiene lugar en el cátodo de una celda electroquímica. Debido a que se extraen electrones en la semirreacción de reducción, el cátodo de una celda voltaica es (+). El cátodo de una celda electrolítica es (-), puesto que se fuerza a los electrones a dirigirse hacia él. En ambos tipos de celdas, el cátodo es el electrodo por el que los electrones entran en la celda.

La **Tabla 1** resume las relaciones existentes entre una celda voltaica y una electrolítica.

Tabla 1. Resumen de las relaciones existentes entre una celda voltaica y una electrolítica (Petrucci et al., 2017).

	Celda Voltaica		Celda Electrolítica	
Oxidación	$A \rightarrow A^+ + 1e^-$	Ánodo (-)	$B \rightarrow B^+ + 1e^-$	Ánodo (+)
Reducción	$B^+ + 1e^- \rightarrow B$	Cátodo (+)	$A^+ + 1e^- \rightarrow A$	Cátodo (-)
Global	$A + B^+ \rightarrow A^+ + B$ $\Delta G < 0$; Reacción redox espontánea que libera energía. El sistema (celda) realiza trabajo sobre los alrededores.		$A^+ + B \rightarrow A + B^+$ $\Delta G > 0$; Reacción redox no espontánea que absorbe energía para producirse. Los alrededores realizan trabajo sobre el sistema.	

Se ha visto cómo calcular el voltaje teórico necesario para producir una electrolisis. Igualmente, importantes son los cálculos de las cantidades de reactivos consumidos y productos formados en una electrolisis. Para estos cálculos se continuará utilizando factores estequiométricos procedentes de la ecuación química, pero hay otro factor que participa: la cantidad de carga eléctrica asociada a un mol de electrones. Este factor es la constante de Faraday que se puede describir como, 1 mol e^- es igual a 96485 C.

Generalmente no se puede medir directamente la carga eléctrica, lo que se mide es la intensidad de la corriente. Un amperio (A) es la intensidad de corriente eléctrica correspondiente al paso de 1 culombio de carga por segundo (C/s). El producto de intensidad y tiempo proporciona la cantidad total de carga transferida.

$$\text{Carga (C)} = \text{intensidad (C/s)} \times \text{tiempo (s)}$$

Para determinar el número de moles de electrones implicados en la reacción de electrólisis se puede escribir:

$$\text{moles de } e^- = \text{intensidad} \left(\frac{C}{s} \text{ o } A \right) \times \text{tiempo (s)} \times \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96485 \text{ C}}$$

La industria moderna no podría funcionar como lo hace hoy en día sin las reacciones de electrólisis. Muchos elementos se producen casi exclusivamente por electrólisis, por ejemplo, el aluminio, el magnesio, el cloro y el flúor. Entre los compuestos químicos producidos industrialmente por electrólisis están el NaOH, K₂Cr₂O₇, KMnO₄, Na₂S₂O₈ y gran número de compuestos orgánicos.

3.2.12. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.

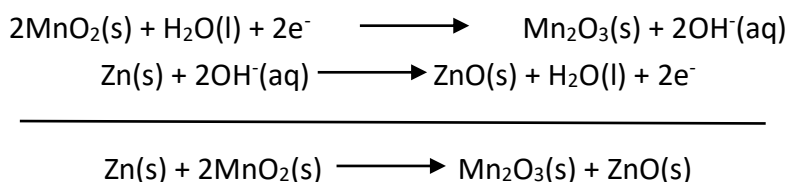
Las aplicaciones prácticas de la electroquímica son innumerables, desde las baterías, celdas de combustible y procesos biológicos, hasta la obtención de productos químicos clave, el refinado de metales y los métodos para controlar la corrosión.

Se comenzará hablando de las **baterías** las cuáles son un dispositivo que almacenan energía química para ser liberada más tarde como electricidad. Algunas baterías están formadas por una sola pila voltaica, como por ejemplo la pila de una linterna. Otras baterías están formadas por 2 o más celdas voltaicas conectadas en serie, es decir, polo positivo con negativo, para aumentar el voltaje total, un ejemplo es la batería de un automóvil.

Las baterías del teléfono, ordenador portátil y otros muchos aparatos son posibles gracias a las baterías recargables. Los avances en electroquímica e ingeniería permiten el desarrollo de baterías cada vez más ligeras, más duraderas y más potentes para los aparatos electrónicos portátiles, un ejemplo son las baterías de litio. Las baterías tienen una importancia vital en la sociedad moderna. Se estima que la producción anual de baterías es superior a 10 baterías por persona y año.

Hay un tipo de pilas como son las **alcalinas**, en las que en su interior se encuentra un material de naturaleza básica (alcalino), produciéndose la reducción del MnO₂ y la

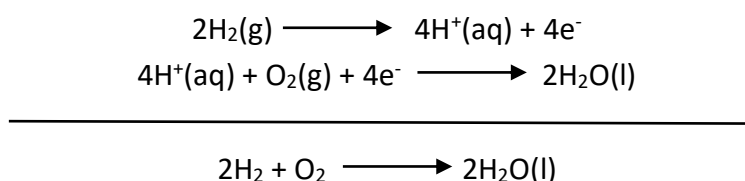
oxidación del Zinc para la generación de corriente, utilizándose como electrolito NaOH y KOH. La reacción que se produce es la siguiente:



Las ventajas de las pilas alcalinas es que el Zn no se disuelve tan fácilmente en un medio básico (alcalino) como en uno ácido y que la pila mantiene mejor su voltaje al extraerse corriente en ella.

Otro tipo de pilas son las de **combustible**, en las que el combustible cede electrones, los cuales se encuentran en un electrodo de oxígeno, ganándolos el otro electrodo. Este tipo de celdas son utilizadas por algunos vehículos como fuente de energía, almacenándose en depósitos dentro del mismo, el oxígeno proviene en su mayoría del aire. En las celdas de combustible se libera energía, la cual puede alimentar el motor eléctrico de un vehículo.

Las celdas de hidrógeno y oxígeno son un tipo de celda de combustible, en la que el oxígeno y el hidrógeno circulan por 2 electrodos, los cuales están revestidos de platino y es donde se van a producir las semirreacciones. Los electrones circulan por el circuito externo yendo del polo negativo al positivo. La reacción que se produce es:



Este tipo de celdas fueron utilizadas en programas de transbordadores espaciales y en el Apolo, ya que son muy eficientes y ligeras, teniendo una ventaja más y es que es posible la generación de agua potable. La dificultad de almacenamiento y el coste son los principales problemas por los que no se usan de forma general en los vehículos.

Las reacciones que tienen lugar en las celdas voltaicas (baterías) son fuentes importantes de electricidad, pero reacciones similares son responsables de los procesos de **corrosión**. Algunos metales como el aluminio forman productos de corrosión que se adhieren fuertemente al metal e impiden que continúe. Por otra parte, el óxido de hierro se resquebraja escamándose y quedando continuamente expuesta la superficie limpia. Esta diferencia en el comportamiento de la corrosión explica por qué los botes hechos de hierro se deterioran rápidamente en el medio ambiente, mientras que los de aluminio tienen una vida casi ilimitada. El método más sencillo de proteger a un metal

de la corrosión consiste en recubrirlo con pintura u otro revestimiento protector resistente al agua.

Otro método para proteger una superficie de hierro consiste en recubrirla con una capa fina de otro metal. El hierro puede recubrirse con cobre por electrolisis o con estaño sumergiendo el hierro en el estaño fundido. En ambos casos el metal queda protegido solo mientras el recubrimiento permanezca intacto. Si este se agrieta, como cuando aparecen grietas en un bote “estañado”, el hierro queda expuesto y se corroe. El hierro, al ser más activo que el cobre y el estaño, se oxida.

La situación es distinta cuando el hierro se recubre con zinc (**hierro galvanizado**). El zinc es más activo que el hierro. Si el recubrimiento de zinc se agrieta, el hierro queda todavía protegido. El zinc se oxida en vez del hierro y los productos de la corrosión son los que protegen al zinc.

Hay otro procedimiento utilizado para proteger objetos grandes de hierro y acero en contacto con agua o tierra húmeda como los barcos, tanques de almacenamiento, tuberías y oleoductos, que implica la conexión de un trozo de magnesio, u otro metal activo al objeto, ya sea directamente, o por medio de un cable. El metal activo se oxida, disolviéndose lentamente. La superficie de hierro adquiere electrones procedentes de la oxidación del metal activo; el hierro actúa como cátodo y en él se produce una semirreacción de reducción. El hierro estará protegido mientras que quede metal activo. Este tipo de protección se llama **protección catódica** y el metal activo se le da el nombre de **ánodo de sacrificio**. Cada año se utilizan en los Estados Unidos miles de toneladas de magnesio como ánodos de sacrificio.

3.3. Aspectos didácticos en la enseñanza de las reacciones redox y la electroquímica.

3.3.1. Ideas previas

Las dificultades del alumnado para comprender la química en primera instancia, residen en la forma en que los estudiantes organizan sus ideas (De la Mata et al., 2011), ya que estos llegan a clase con una serie de ideas previas, siendo imperativo que los profesores las identifiquen antes de comenzar cualquier tema (Darko y Enunuwe, 2018), debido a que por norma general estas ideas suelen alejarse de las teorías actualmente aceptadas por la comunidad científica (De la Mata et al., 2011).

No debe, resultar extraño que los estudiantes tengan dificultades y errores conceptuales en electroquímica, como tampoco no debe resultar sorprendente que los profesores en formación también los tengan (Solaz-Portolés et al., 2013).

Las investigaciones en la didáctica de la química han detectado dificultades y concepciones alternativas en el aprendizaje de la electroquímica. Los estudiantes tienen

dificultades en la utilización de los potenciales de reducción estándar para predecir la espontaneidad de las reacciones, en la representación mediante diagramas de las celdas electroquímicas (Solaz-Portolés et al., 2013), en comprender la conducción y la neutralidad eléctrica, en identificar el ánodo y cátodo en una pila y sus respectivas cargas (Merino Rubilar et al., 2014), ya que piensan que el cátodo siempre está cargado positivamente y el ánodo negativamente y explicar cómo se origina la corriente eléctrica. Además, creen que los electrones circulan a través del puente salino y de las disoluciones electrolíticas y no son capaces de señalar el sentido del movimiento de los iones y electrones de manera correcta (incluyendo el puente salino), tienen dificultades para indicar los componentes de las celdas, los procesos en los electrodos, la función del puente salino, explicar cómo se origina la corriente eléctrica y fuerza electromotriz en las celdas electroquímicas (Solaz-Portolés et al., 2013).

Se realizaron análisis de algunos libros de texto y se llegó a la conclusión de que estos pueden ser origen de muchos de los errores conceptuales en electroquímica. En particular, se descubrieron contenidos en los textos que no muestran las relaciones entre conceptos, y que pueden inducir a creer que los electrones pueden fluir por las disoluciones electrolíticas y el puente salino, por lo que no constituyen una herramienta fiable, ya que no aparecen explicaciones, razonamientos e ilustraciones (Solaz-Portolés et al., 2013).

La mayor parte de la investigación sobre conceptos erróneos en las reacciones de oxidación-reducción se ha centrado en las dificultades de los estudiantes para identificar adecuadamente las reacciones de oxidación-reducción. Una razón de esta dificultad es que los maestros de química y los libros de texto a menudo usan más de una definición para los procesos de oxidación y reducción. Estas definiciones incluyen el método de electrones (la oxidación ocurre cuando una sustancia pierde electrones y la reducción ocurre cuando una sustancia gana electrones), el método del número de oxidación (se produce un aumento en el número de oxidación en las reacciones de oxidación y una disminución en el número de oxidación en las reacciones de reducción), el método de oxígeno (ganar átomos de oxígeno representa una reacción de oxidación mientras que perder átomos de oxígeno representa una reacción de reducción), el método del hidrógeno (perder átomos de hidrógeno representa una reacción de oxidación mientras que obtener átomos de hidrógeno representa una reacción de reducción) (Rosenthal y Sanger, 2012).

Los estudiantes que logran identificar reacciones de oxidación-reducción generalmente usan el método del número de oxidación. Sin embargo, se descubrió que algunos estudiantes tenían dificultades para asignar números de oxidación correctos. Los errores de los estudiantes incluyeron suponer que los átomos siempre tienen el mismo número de oxidación que sus iones monoatómicos (es decir, Mg siempre tiene un

número de oxidación de +2), o que una molécula o ion poliatómico podría tener un número de oxidación y que sería igual que su carga general (*es decir*, el CO_2 tiene un número de oxidación de 0 y CO_3^{2-} tiene un número de oxidación de -2). Posteriormente, se mostró que los estudiantes estaban usando los métodos de electrones y oxígeno, pero que algunos de ellos lo usaban de forma incorrecta porque estaban confundiendo el número de oxidación con las cargas totales y las transferencias de átomos de oxígeno con las transferencias de óxido. Por ejemplo, en la conversión de CO_3^{2-} a CO_2 , algunos estudiantes clasificaron esto como un proceso de oxidación porque la carga total cambió de -2 a 0, mientras que otros lo clasificaron como un proceso de reducción porque el ion carbonato ha perdido un átomo de oxígeno (Rosenthal y Sanger, 2012). Además de la identificación de reactivos como agentes oxidantes y reductores (Merino Rubilar et al., 2014).

Algunas de estas ideas resultan resistentes de cambiar y constituyen uno de los principales problemas en el aprendizaje de la química, siendo estas comunes en estudiantes de diferentes países (Solaz-Portolés et al., 2013). La investigación en la didáctica de la química nos muestra que es necesario introducir en el aula una metodología de enseñanza que, mediante actividades de aprendizaje que aborden situaciones problemáticas, permita a los estudiantes construir su conocimiento a partir de sus ideas previas (Solaz-Portolés et al., 2013).

4. UNIDAD DIDÁCTICA

4.1. Contextualización del centro y clase.

El IES Fuente de la Peña de Jaén, situado en la periferia de la ciudad, zona sur, está destinado a cubrir las demandas de este nivel de enseñanza en una zona bastante extensa y con población cada vez más envejecida. En los últimos años se ha producido un descenso en la natalidad de la zona sur de Jaén, ya que no es una zona de expansión de la ciudad, lo que supone que no hay gran cantidad de viviendas disponibles para las familias jóvenes (<https://www.iesfuente.com/category/centro/>).

El IES Fuente de la Peña es el único centro público de la zona educativa 5 (zona sur de Jaén), compartiendo zona con tres centros concertados (CDP Andrés de Vandelvira, CDP Marcelo Spínola y CDP Santa María de los Apóstoles). Dentro de esa zona se tiene la adscripción en exclusiva de los dos centros de infantil y primaria (CEIP Martín Noguera y CEIP Santo Tomás). Además, esta zona es limítrofe con la zona educativa 4 (zona sur-este) que no cuenta con ningún centro público de secundaria, por lo cual se tiene la adscripción del 33% de uno de los dos centros de primaria (CEIP Jesús-María), existiendo en esta zona otros dos centros concertados (CDP Divino Maestro y CDP Pedro Poveda). Esta es la razón de que este centro sea atípico, con más líneas de Bachillerato que de

ESO, ya que la mayor parte del alumnado de los cinco centros concertados eligen el IES Fuente de la Peña para cursar Bachillerato. Las enseñanzas de Formación Profesional están abiertas a toda la provincia, ya que estos ciclos formativos no son impartidos por ningún otro centro de toda la provincia (<https://www.iesfuente.com/category/centro/>).

El perfil de la ciudadanía del barrio corresponde a clases sociales relativamente modestas. Su nivel económico se puede considerar medio-bajo, lo que hace que la renta “per cápita” media que declaran las familias del alumnado al solicitar la admisión en el centro sea inferior a la mitad del salario mínimo interprofesional. De ahí que el centro sea de **Compensación Educativa** (<https://www.iesfuente.com/category/centro/>).

En el **ámbito laboral**, entre el 50 y el 65% de los padres de nuestro alumnado son “asalariados indefinidos”, dedicándose entre un 70 y un 80% al sector servicios. Académicamente hablando, el nivel de titulación de las familias es bajo: en torno al 20% posee el título de Bachillerato o estudios universitarios, un 60% posee estudios primarios y un 20% carece de estudios (<https://www.iesfuente.com/category/centro/>).

En 2018 se realizó una pequeña remodelación para aumentar el número de aulas del centro y dar cabida a una tercera línea de ESO como consecuencia de la integración del IES García Lorca en el centro (<https://www.iesfuente.com/category/centro/>).

4.2. Justificación.

Se ha elegido este tema, Electroquímica, ya que es una unidad que aparece siempre en los libros de 2º de Bachillerato, pero al final, lo que hace que el profesorado lo imparta de forma rápida y sin apenas tiempo para que los alumnos asimilen los contenidos más importantes. Además, este tema no se trata en ninguno de los cursos anteriores, pretendiéndose que en 2º de Bachillerato la dominen. La electroquímica es muy relevante debido a que siempre aparece un ejercicio en la prueba de acceso a la universidad. Por último, me parece muy interesante, debido a la gran cantidad de aplicaciones prácticas que tiene, como por ejemplo en las baterías de los teléfonos, los portátiles o los vehículos, aparatos que son de uso diario para el alumnado.

4.3. Legislación.

Para el desarrollo de este trabajo, la legislación empleada se cita a continuación:

- Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que se establece el currículo básico de la Educación Secundaria Obligatoria y del Bachillerato.
- Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato.

- Decreto 110/2016, de 14 de junio, por el que se establece la ordenación y el currículo del Bachillerato en la Comunidad Autónoma de Andalucía.

4.4. Objetivos generales de etapa.

Conforme a lo dispuesto en el artículo 3 del Decreto 110/2016, de 14 de junio, el Bachillerato contribuirá a desarrollar en los alumnos y alumnas las capacidades que les permitan:

- 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.*
- f) Expresarse con fluidez y corrección en una o más lenguas extranjeras.*
- g) Utilizar con solvencia y responsabilidad las tecnologías de la información y la comunicación.*
- h) 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.*
- i) Acceder a los conocimientos científicos y tecnológicos fundamentales y dominar las habilidades básicas propias de la modalidad elegida.*
- j) 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.*
- k) Afianzar el espíritu emprendedor con actitudes de creatividad, flexibilidad, iniciativa, trabajo en equipo, confianza en uno mismo y sentido crítico.*

- l) Desarrollar la sensibilidad artística y literaria, así como el criterio estético, como fuentes de formación y enriquecimiento cultural.*
- m) Utilizar la educación física y el deporte para favorecer el desarrollo personal y social.*
- n) Afianzar actitudes de respeto y prevención en el ámbito de la seguridad vial.*

Además, el Bachillerato en Andalucía contribuirá a desarrollar en el alumnado las capacidades que le permitan:

- a) Profundizar en el conocimiento y el aprecio de las peculiaridades de la modalidad lingüística andaluza en todas sus variedades.*
- b) Profundizar en el conocimiento y el aprecio de los elementos específicos de la historia y la cultura andaluza, así como su medio físico y natural y otros hechos diferenciadores de nuestra Comunidad para que sea valorada y respetada como patrimonio propio y en el marco de la cultura española y universal.*

4.5. Objetivos de materia.

La enseñanza de esta materia en esta etapa tendrá como finalidad el desarrollo de las siguientes capacidades:

- 1. Aplicar con criterio y rigor las etapas características del método científico, afianzando hábitos de lectura, estudio y disciplina, como condiciones necesarias para el eficaz aprovechamiento del aprendizaje y como medio de desarrollo personal.*
- 2. Comprender los principales conceptos de la Química y su articulación en leyes, teorías y modelos, valorando el papel que estos desempeñan en su desarrollo.*
- 3. Resolver los problemas que se plantean en la vida cotidiana, seleccionando y aplicando los conocimientos químicos relevantes.*
- 4. Utilizar con autonomía las estrategias de la investigación científica: plantear problemas, formular y contrastar hipótesis, planificar diseños experimentales, elaborar conclusiones y comunicarlas a la sociedad. Explorar situaciones y fenómenos desconocidos para ellos.*
- 5. Comprender la naturaleza de la Química y sus limitaciones, entendiendo que no es una ciencia exacta como las Matemáticas.*
- 6. Entender las complejas interacciones de la Química con la tecnología y la sociedad, conociendo y valorando de forma crítica la contribución de la ciencia y la tecnología en el cambio de las condiciones de vida, entendiendo la necesidad de preservar el medio ambiente y de trabajar para lograr una mejora de las condiciones de vida actuales.*

7. *Relacionar los contenidos de la Química con otras áreas del saber, como son la Biología, la Física y la Geología.*
8. *Valorar la información proveniente de diferentes fuentes para formarse una opinión propia que les permita expresarse críticamente sobre problemas actuales relacionados con la Química, utilizando las tecnologías de la información y la comunicación.*
9. *Comprender que el desarrollo de la Química supone un proceso cambiante y dinámico, mostrando una actitud flexible y abierta frente a opiniones diversas.*
10. *Comprender la naturaleza de la ciencia, sus diferencias con las creencias y con otros tipos de conocimiento, reconociendo los principales retos a los que se enfrenta la investigación en la actualidad.*

4.6. Competencias clave.

El artículo 2 de la Orden ECD/65/2015, de 21 de enero, por la que se describen las relaciones entre las competencias, los contenidos y los criterios de evaluación de la educación primaria, la educación secundaria obligatoria y el bachillerato, siendo muy necesario para el alumnado la adquisición de todas las competencias, por lo que el aprendizaje que se centra en las mismas, favorece la implicación, la motivación y la autonomía de los estudiantes por su propio aprendizaje.

Esto ha provocado que nuestro sistema educativo se haya centrado en un aprendizaje ligado a desarrollar estas competencias, alejándose cada vez más del aprendizaje memorístico, convirtiéndose en un elemento fundamental en la educación.

El estudio de la Química incide en la adquisición de todas y cada una de las competencias clave del currículo. De manera especial los contenidos del currículo son inherentes a la competencia matemática y a las competencias básicas en ciencia y tecnología (CMCT), a través de la apropiación por parte del alumnado de sus modelos explicativos, métodos y técnicas propias de esta materia. De acuerdo con lo establecido en el artículo 2.2 del Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, las competencias clave del currículo serán las siguientes:

- a) *Comunicación lingüística (CCL).*
- b) *Competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología (CMCT)*
- c) *Competencia digital (CD).*
- d) *Aprender a aprender (CPAA).*
- e) *Competencias sociales y cívicas (CSC).*
- f) *Sentido de iniciativa y espíritu emprendedor (SIE).*

g) Conciencia y expresiones culturales (CEC).

A continuación, se desarrollarán las competencias que se van a trabajar en esta unidad, puesto que su contribución a la adquisición de la **competencia matemática y competencias básicas en ciencia y tecnología** (CMCT) se produce con la utilización del lenguaje matemático aplicado al estudio de los distintos fenómenos. Con las exposiciones orales, empleando la terminología adecuada, se trabaja la **competencia en comunicación lingüística** (CCL). El uso de las tecnologías de la información y la comunicación, mediante el uso de simuladores, como los laboratorios virtuales, contribuye a consolidar la **competencia digital** (CD). El hecho de desarrollar el trabajo en espacios compartidos y la posibilidad del trabajo en grupo, su contribución a la solución de los problemas y a los grandes retos a los que se enfrenta la humanidad, estimula enormemente la adquisición de las **competencias sociales y cívicas** (CSC). Ciencia y tecnología están hoy en la base del bienestar social y existe un amplio campo de actividad empresarial que puede ser un buen estímulo para desarrollar el **sentido de iniciativa y el espíritu emprendedor** (SIEP). Por último, señalar que la Química ha ayudado a lo largo de la historia a comprender el mundo que nos rodea y ha impregnado en las diferentes épocas, aunque no siempre con igual intensidad, el pensamiento y las actuaciones de los seres humanos y sus repercusiones en el entorno natural y social, por lo que también su estudio contribuye a la adquisición de la **conciencia y expresiones culturales** (CEC).

4.7. Contenidos.

Los contenidos de esta unidad didáctica se encuentran en el bloque 3 de reacciones químicas de la asignatura de Química de 2º de bachillerato, según el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que establece el currículo básico de la Educación secundaria y del bachillerato. A continuación, en la **Tabla 2**, aparecen cada uno de los contenidos que se imparten en 2º de bachillerato, mostrando en negrita los que van a tenerse en cuenta para esta unidad didáctica.

Tabla 2. Contenidos de 2º de Bachillerato.

CONTENIDOS	
<i>Bloque 1. La actividad científica</i>	<i>Utilización de estrategias básicas de la actividad científica.</i> <i>Investigación científica: documentación, elaboración de informes, comunicación y difusión de resultados.</i> <i>Importancia de la investigación científica en la industria y en la empresa.</i>

<i>Bloque 2. Origen y evolución de los componentes del Universo</i>	<i>Estructura de la materia. Hipótesis de Planck.</i> <i>Modelo atómico de Bohr. Mecánica cuántica: Hipótesis de De Broglie, Principio de Incertidumbre de Heisenberg. Orbitales atómicos. Números cuánticos y su interpretación.</i> <i>Partículas subatómicas: origen del Universo.</i> <i>Clasificación de los elementos según su estructura electrónica: Sistema Periódico.</i> <i>Propiedades de los elementos según su posición en el Sistema Periódico: energía de ionización, afinidad electrónica, electronegatividad, radio atómico.</i> <i>Enlace químico.</i> <i>Enlace iónico.</i> <i>Propiedades de las sustancias con enlace iónico.</i> <i>Enlace covalente. Geometría y polaridad de las moléculas.</i> <i>Teoría del enlace de valencia (TEV) e hibridación.</i> <i>Teoría de repulsión de pares electrónicos de la capa de valencia (TRPECV).</i> <i>Propiedades de las sustancias con enlace covalente.</i> <i>Enlace metálico.</i> <i>Modelo del gas electrónico y teoría de bandas.</i> <i>Propiedades de los metales. Aplicaciones de superconductores y semiconductores.</i> <i>Enlaces presentes en sustancias de interés biológico.</i> <i>Naturaleza de las fuerzas intermoleculares.</i>
	<i>Concepto de velocidad de reacción. Teoría de colisiones.</i>

Bloque 3. Reacciones químicas	<i>Factores que influyen en la velocidad de las reacciones químicas.</i> <i>Utilización de catalizadores en procesos industriales.</i> <i>Equilibrio químico. Ley de acción de masas. La constante de equilibrio: formas de expresarla.</i> <i>Factores que afectan al estado de equilibrio: Principio de Le Chatelier.</i> <i>Equilibrios con gases.</i> <i>Equilibrios heterogéneos: reacciones de precipitación.</i> <i>Aplicaciones e importancia del equilibrio químico en procesos industriales y en situaciones de la vida cotidiana.</i> <i>Equilibrio ácido-base.</i> <i>Concepto de ácido-base.</i> <i>Teoría de Brönsted-Lowry.</i> <i>Fuerza relativa de los ácidos y bases, grado de ionización.</i> <i>Equilibrio iónico del agua.</i> <i>Concepto de pH. Importancia del pH a nivel biológico.</i> <i>Volumetrías de neutralización ácido-base.</i> <i>Estudio cualitativo de la hidrólisis de sales.</i> <i>Estudio cualitativo de las disoluciones reguladoras de pH.</i> <i>Ácidos y bases relevantes a nivel industrial y de consumo. Problemas medioambientales.</i> Equilibrio redox. Concepto de oxidación-reducción. Oxidantes y reductores. Número de oxidación. Ajuste redox por el método del ion-electrón. Estequiometría de las reacciones redox.
--------------------------------------	--

	Potencial de reducción estándar. Volumetrías redox. Leyes de Faraday de la electrolisis. Aplicaciones y repercusiones de las reacciones de oxidación reducción: baterías eléctricas, pilas de combustible, prevención de la corrosión de metales.
<i>Bloque 4. Síntesis orgánica y nuevos materiales</i>	<i>Estudio de funciones orgánicas.</i> <i>Nomenclatura y formulación orgánica según las normas de la IUPAC.</i> <i>Funciones orgánicas de interés: oxigenadas y nitrogenadas, derivados halogenados tioles perácidos.</i> <i>Compuestos orgánicos polifuncionales.</i> <i>Tipos de isomería.</i> <i>Tipos de reacciones orgánicas.</i> <i>Principales compuestos orgánicos de interés biológico e industrial: materiales polímeros y medicamentos.</i> <i>Macromoléculas y materiales polímeros.</i> <i>Polímeros de origen natural y sintético: propiedades.</i> <i>Reacciones de polimerización.</i> <i>Fabricación de materiales plásticos y sus transformados: impacto medioambiental.</i> <i>Importancia de la Química del Carbono en el desarrollo de la sociedad del bienestar.</i>

En muchos currículos y libros de texto de química, es común dividir la electroquímica en dos temas: reacciones redox (oxidación y reducción) y celdas electroquímicas (galvánica y electrolítica). Esto se debe a que los estudiantes necesitan comprender la reducción de la oxidación para aplicarla a las células electroquímicas (De Jong y Treagust, 2002).

4.8. Metodología.

Enseñar no es una tarea fácil, ya que requiere una gran preparación por parte del profesorado, además de vocación y entusiasmo. La falta de interés y de capacidad en clase, siempre ha sido achacado al estudiante, pero no siempre es culpa es de ellos, por lo que el profesorado debería de reflexionar sobre aspectos que pueden mejorar.

La metodología para que se lleve a cabo un aprendizaje, se define como el conjunto de técnicas y recursos que puede utilizar el profesorado para obtener nuevas habilidades y fomentar el aprendizaje del alumnado.

En la mayoría de las sesiones se utilizó una **metodología expositiva**, la cual fue de una gran ayuda para que los alumnos terminaran de asimilar algunos conceptos. Este tipo de metodología es bastante útil, si se combina con otras, desarrollando en este caso las diferentes competencias y asegurándose de que el alumnado lleve a cabo un aprendizaje óptimo de la asignatura en cuestión. Se debe tener en cuenta que no todos los alumnos tienen la misma capacidad de aprendizaje, siendo necesario prestarle atención a cada uno de ellos. De las metodologías que se escojan va a depender que el proceso de enseñanza-aprendizaje sea significativo o no.

A continuación, aparecerán cada una de las metodologías que se han usado en esta unidad didáctica.

4.8.1. Prácticas de Laboratorio.

Las experiencias de laboratorio representan una parte importante en el proceso de enseñanza y aprendizaje de las ciencias, tanto por la fundamentación teórica que pueden aportar a los estudiantes, como para el desarrollo de ciertas habilidades y destrezas que se despiertan en los mismos con el trabajo experimental (López y Tamayo, 2012). Las prácticas de laboratorio en la enseñanza de las ciencias ofrecen importantes experiencias de aprendizaje que no están disponibles para otras disciplinas que son mucho más teóricas. Estas experiencias buscan promover la comprensión de conceptos científicos, llevando a la práctica los conceptos teóricos, el desarrollo de habilidades en la solución de problemas y el interés hacia la química entre los estudiantes (Aguilar y Canto, 2007).

Una buena adaptación de reacciones, actividades y prácticas empleando materiales caseros propicia que el estudiante repita cuantas veces sea necesario dicho proceso, lo cual forja de manera permanente la comprensión de los temas. Además, puesto que los materiales son de uso cotidiano, como en el caso de la fabricación de una pila con un limón, los fenómenos son observados de manera directa (Carreón Gutiérrez et al., 2010). La capacidad para describir, explicar y producir fenómenos observables y asociarlos a los conocimientos teóricos vistos, le otorga importancia al laboratorio a la hora de enseñar un concepto (Salcedo y Villareal, 2005).

4.8.2. Aprendizaje cooperativo.

El aprendizaje grupal facilita el aprendizaje significativo y la construcción de nuevos conocimientos (Darko y Enunuwe, 2018). En este tipo de aprendizaje 2 o más estudiantes trabajan de forma conjunta compartiendo equitativamente el trabajo.

Este tipo de metodología está adquiriendo una gran importancia a nivel laboral, convirtiéndose en un factor motivacional para el alumnado, ya que pueden aprender algunas habilidades que les serán muy útiles en el futuro. Se han utilizado 2 técnicas de aprendizaje cooperativo, las cuales son:

- 1-2-4: Dentro del grupo cada alumno/a piensa cuál es la respuesta correcta a una pregunta planteada. Posteriormente, se ponen de dos en dos, intercambian sus respuestas y las comentan, llegando a conclusiones comunes. Finalmente, todo el equipo ha de decidir cuál es la respuesta más adecuada y completa por escrito la pregunta que se ha planteado.
- Tareas puzzle: A cada dos miembros del equipo se le asigna una tarea o problema que deberán resolver entre ambos (equipo de expertos), mejorando las producciones individuales. Después, los expertos explican a su equipo el problema que les ha correspondido. Finalmente, el equipo procura el aprendizaje de todos sus miembros.

4.8.3. TIC.

Las TICs ponen a disposición de estudiantes y profesores una gran cantidad de recursos didácticos, como pueden ser los simuladores (laboratorios virtuales), mejorando con esto la calidad educativa. Con esta metodología se consigue que los estudiantes mejoren su comprensión con respecto a algunos conceptos, ya que sirve para repasar y apoyar las explicaciones de los profesores, mediante la visualización de videos tutoriales.

Algunas de las experiencias, pueden ser realizadas en sus casas, ya que hay que ser consciente de que disponen de menos tiempo al tener que presentarse a la EBAU al finalizar el curso.

4.8.4. Flipped Classroom.

El Flipped Classroom es un método de enseñanza que, como su nombre indica, consiste en dar la vuelta a lo que se venía haciendo hasta ahora. En este tipo de metodología la teoría es estudiada por los alumnos en sus casas y en clase se trabaja la parte práctica, mediante la realización de ejercicios y la resolución de dudas que les hayan surgido.

4.9. Temporalización.

La unidad didáctica presente se va a dividir en 11 sesiones de una duración de una hora cada una de ellas, realizándose un total de 14 ejercicios los cuales pretenden facilitar la asimilación y comprensión de los contenidos, teniendo en cuenta los criterios de evaluación, objetivos y estándares de aprendizaje. La solución de cada una de las actividades se encuentra en el Anexo I.

A continuación, aparecerá un resumen de lo que se va a realizar en de cada una de las sesiones.

1ª Sesión

La primera clase será de introducción a la nueva unidad en la que se tratarán los antecedentes y la historia de las reacciones de oxidación-reducción y la electroquímica, ya que así se facilitan las explicaciones y se favorece el entendimiento de los conceptos. A continuación, se le pasará al alumnado un cuestionario, el cual constará de una serie de preguntas relacionadas con los conceptos básicos de las reacciones redox para ver cuál es el nivel de conocimientos que tienen los alumnos (ideas previas) y en que hay que hacer más hincapié mediante la técnica de trabajo cooperativo 1-2-4, siendo estos grupos lo más equitativos y heterogéneos. Este cuestionario se realiza debido a que el alumnado ya tiene unas nociones básicas en este tipo de reacciones.

Duración: 50 minutos.

Al final de la clase se les mandará que vean el siguiente video como tarea, el cual habla de los conceptos básicos de las reacciones de redox; a modo de repaso, como son la oxidación, la reducción, el número de oxidación, agentes reductores y oxidantes.

<https://www.youtube.com/watch?v=Ez2n-egofEw> (Hasta el 4:11)

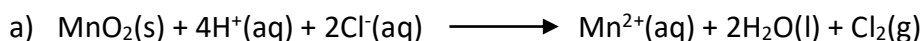
Duración: 5 minutos.

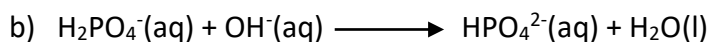
2ª Sesión

La segunda clase comenzará realizando una serie de preguntas para ver si todos los alumnos han visto y comprendido el video. Una vez que se tenga la certeza de que han entendido los conceptos fundamentales de las reacciones redox, se procederá a la realización del ejercicio 1 mediante grupos informales.

Duración: 25 minutos.

Ejercicio 1. Indique si las siguientes reacciones son reacciones de oxidación-reducción. Poniendo en cada caso los números de oxidación de los elementos que intervienen en la ecuación, además de cuál es el agente oxidante y el reductor.

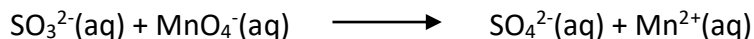




A continuación, se les explicará el ajuste de reacciones redox por el método ion-electrón y los pasos que se deben de seguir. La explicación se apoyará con la realización del ejercicio 2.

Duración: 30 minutos.

Ejercicio 2. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:



Para finalizar, se les mandará realizar el ejercicio 3 en casa para así practicar este método.

Ejercicio 3. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:



3ª Sesión

La tercera clase comenzará realizando un breve resumen de la sesión anterior y se pedirá a alguno de los alumnos que salga a realizar el ejercicio 3.

Duración: 25 minutos.

Luego se pasará a explicar el ajuste de ecuaciones redox en medio básico, el cual es muy similar al anterior. Además, se hablará de la peculiaridad que tienen las reacciones de dismutación y con ayuda del ejercicio 4, se podrá asegurar un mayor entendimiento de ambos conceptos

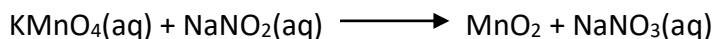
Duración: 30 minutos.

Ejercicio 4. Ajusta la siguiente reacción redox por el método del ion-electrón en medio básico:



Para finalizar, se les mandará realizar el ejercicio 5 en casa para así practicar este método.

Ejercicio 5. Ajusta la siguiente reacción redox por el método del ion-electrón en medio básico:



4ª Sesión

La cuarta clase comenzará realizando un breve resumen de la sesión anterior y se pedirá a alguno de los alumnos que salgan a realizar el ejercicio 5.

Duración: 20 minutos.

Luego se procederá a explicar en qué consiste una valoración y una estandarización de una disolución, teniendo en cuenta cada uno de los materiales y fenómenos que ocurren en ellas. Además, se pondrá un video que complementa y apoye la explicación de una forma más visual.

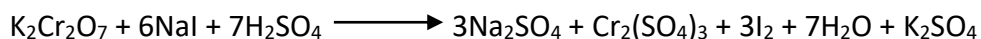
<https://www.youtube.com/watch?v=kAq7HgEXIhw&t=9s>

Duración: 20 minutos.

Cuando se haya visto el video, se realizará el ejercicio 6, de forma conjunta, que se plantea para practicar la estandarización de una disolución.

Duración: 10 minutos.

Ejercicio 6. El dicromato de potasio oxida al yoduro de sodio en medio ácido, originándose sulfato de sodio, sulfato de cromo(III) y yodo, entre otras cosas. Sabiendo que la reacción que se produce es:



¿De qué concentración será una disolución de yoduro sódico, sabiendo que 25 ml de la misma, necesitan para su valoración 40 ml de una disolución 0,1 M de dicromato potásico?

Para finalizar, se les mandará a los alumnos que vean el siguiente video, ya que va a ser la práctica que van a realizar en la siguiente sesión, debiendo de realizar un esquema de la misma.

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

5ª Sesión

En esta quinta clase se irá al laboratorio para realizar una práctica de estandarización de una disolución. Primeramente, se realizará un breve recordatorio acerca de las normas de laboratorio y los pictogramas presentes en los reactivos que se van a utilizar. Los alumnos se dividirán en sus grupos base para realizar la práctica y deberán responder a las siguientes cuestiones:

1. Material que va a utilizarse a lo largo de la práctica.

2. Ajustar la reacción redox que se produce por el método de ion-electrón. Indicar cada uno de los procesos que se producen y cuáles son los agentes oxidantes y reductores.
3. ¿Por qué es importante la agitación constante?
4. ¿Por qué no se utiliza indicador en esta valoración?
5. Calcular la molaridad de la disolución de FeSO_4 .

Duración: 55 minutos.

Al terminar la práctica de laboratorio, se les mandará a los alumnos que continúen viendo el video que se les mando al comienzo de la unidad, ya que en este caso aparecerá un resumen de lo que es una celda y sus tipos, como son las electrolíticas y galvánicas o voltaicas, además de hablar de la espontaneidad de las reacciones y de los tipos de electrodos, el ánodo y el cátodo. Aunque sería mejor que lo viesen entero para que así les sirviera de repaso.

<https://www.youtube.com/watch?v=Ez2n-eqofEw> (A partir del 4:12)

6ª Sesión

La sexta clase comenzará con un repaso de la práctica de laboratorio, atendiendo todas las dudas que se planteen y se les realizará una serie de preguntas para ver si todos los alumnos han visto y comprendido el video que se les mando en la anterior clase. Además, se realizará una breve introducción a la electroquímica ya que de esta parte no se ha hablado en cursos anteriores, y se dibujará un diagrama de celda, indicando cada una de sus partes, sus funciones y su notación. Una vez que se tenga la certeza de que han entendido los conceptos fundamentales de la electroquímica, se procederá a la realización de los ejercicios 7 y 8 mediante tareas puzzle por los grupos base.

Duración: 55 minutos.

Ejercicio 7. El aluminio metálico desplaza al ion zinc (II) de sus disoluciones acuosas.

- c) Escriba las semiecuaciones de oxidación y reducción y la ecuación global para esta reacción redox.
- d) Escriba un diagrama de la celda voltaica en la que tiene lugar esta reacción.

Ejercicio 8. El diagrama de una celda electroquímica viene dado por:



Escriba las semiecuaciones que ocurren en los electrodos y ajuste la reacción global de la celda.

7ª Sesión

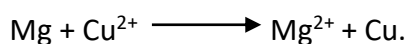
La séptima clase comenzará realizando un breve resumen de la sesión anterior y se hablará del potencial estándar del electrodo y de una celda. Explicando la fórmula que se debe de utilizar para calcularlo.

Duración: 15 minutos.

Seguidamente, se realizarán los ejercicios 9 y 10 mediante tareas puzzle por los grupos base.

Duración: 20 minutos.

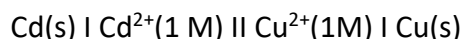
Ejercicio 9. Calcula la E°_{cel} de la célula en la que ocurre la siguiente reacción:



Escribe la ecuación para la reacción de la célula que tiene lugar en condiciones estándar.

Datos: $E^\circ \text{Mg}/\text{Mg}^{2+} = -2,37 \text{ V}$ $E^\circ \text{Cu}/\text{Cu}^{2+} = 0,34 \text{ V}$

Ejercicio 10. El cadmio se encuentra en pequeñas cantidades acompañando al zinc. Al contrario que el zinc, que en pequeñas cantidades es un elemento esencial para la vida, el cadmio es un veneno para el medio ambiente. Para determinar las concentraciones de iones cadmio por medidas de propiedades eléctricas, se necesita el potencial de electrodo estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd . Se mide el voltaje de la siguiente celda voltaica:



Datos: $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$ $E^\circ_{\text{cel}} = 0,743 \text{ V}.$

¿Cuál es el potencial estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd ?

Luego, se trabajará con un simulador para que los alumnos vean que dependiendo del electrodo que se utilice va a variar, evidentemente, las semirreacciones, la reacción que se produce, la notación de la pila y el potencial estándar de la celda.

<http://iesbinef.educa.aragon.es/fiqui/redox/#>

Duración: 10 minutos.

Para finalizar la clase se construirá una pila utilizando un limón. Se necesitará un voltímetro, unos cables eléctricos para conectar la pila, unos clavos de hierros y una lámina de cobre a modo de electrodos.

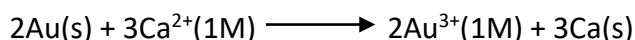
Duración: 10 minutos.

8ª Sesión

La octava clase comenzará realizando un breve resumen de la sesión anterior y se hablará de la espontaneidad que pueden presentar las reacciones, concepto que se introdujo en el video que vieron al comenzar la parte de electroquímica, la cual está muy relacionada con la energía libre de Gibbs (ΔG). A continuación, se realizarán los ejercicios 11 y 12 mediante tareas puzzle por grupos base.

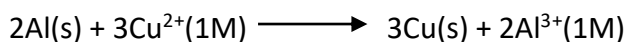
Duración: 30 minutos.

Ejercicio 11. Calcula el cambio en la energía libre de Gibbs estándar para la siguiente reacción a 25°C.



$$E^{\circ}_{\text{cel}} = -4,37 \text{ V} \quad n = 6$$

Ejercicio 12. ¿Desplazará el aluminio metálico a los iones Cu^{2+} de sus disoluciones acuosas? Es decir, establezca si tiene lugar una reacción espontánea en sentido directo para la siguiente reacción:



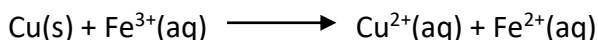
$$E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$$

$$E^{\circ}_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,676 \text{ V}$$

Para finalizar esta sesión, se deberá tener en cuenta que ΔG puede relacionarse con la constante de equilibrio, realizándose el ejercicio 13 mediante la técnica de trabajo cooperativo 1-2-4.

Duración: 20 minutos.

Ejercicio 13. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K para la reacción entre el cobre metálico y los iones hierro (III) en disolución acuosa a 25 °C?



Datos: $E^{\circ}_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$

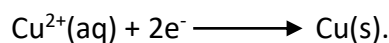
$$E^{\circ}_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 \text{ V}$$

9ª Sesión

La novena clase comenzará realizando un breve resumen de la sesión anterior y se hablará de la electrolisis, mostrando las diferencias que hay entre una celda electrolítica y una voltaica o galvánica. Además, en este caso se comentará que es la carga eléctrica y la forma de calcular el número de moles de electrones implicados en una reacción de electrolisis mediante el ejercicio 14 que se realizará de forma conjunta en clase.

Duración: 40 minutos.

Ejercicio 14. El depósito de cobre por electrólisis puede utilizarse para determinar la cantidad de cobre presente en una muestra. La muestra se disuelve para obtener $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, que se electroliza. La semirreacción de reducción en el cátodo es:



¿Cuál es la masa de cobre que se deposita en 1 h con una corriente de 1,62 A?

$\text{Mr}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$

Para concluir la sesión se les propondrá a los alumnos que junto a sus grupos base realicen una exposición que trate sobre las aplicaciones de las reacciones de oxidación reducción y de la electroquímica, teniendo en cuenta las aplicaciones de la electrólisis en la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas galvánica, alcalinas y de combustible y la obtención de elementos puros, pudiendo realizar en el tiempo restante la búsqueda de información.

Duración: 15 minutos.

10ª Sesión

Esta décima clase será solo y exclusivamente para la realización de las exposiciones de los 5 grupos de 4 personas y deberán exponer en un máximo de 6 minutos. Una vez que hayan expuesto todos se procederá a realizar un kahoot para ver si han entendido todos los conceptos fundamentales tanto de la electroquímica como de las reacciones redox.

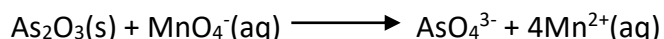
Duración: 55 minutos.

11ª Sesión

En la undécima clase se realizará el examen, el cual está compuesto de los siguientes ejercicios:

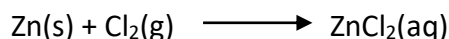
Duración: 55 minutos.

Ejercicio 1. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:



Datos: $\text{Mr}(\text{As}_2\text{O}_3) = 197,8 \text{ g/mol}$.

Ejercicio 2. La batería de zinc-cloro es un nuevo sistema de batería que está siendo estudiado para su posible utilización en vehículos eléctricos. La reacción global que produce electricidad en esta celda es:



a) ¿Cuál es el valor de E°_{cel} de esta pila voltaica?

b) Dado el valor E°_{cel} determine ΔG° de la reacción.

c) Calcule la constante de equilibrio.

Datos: $E^{\circ} \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,763 \text{ V}$ $E^{\circ} \text{Cl}^{-}/\text{Cl}_2 = 1,358 \text{ V}$

Ejercicio 3. Una corriente de 4 A circula durante 1 hora y 10 minutos a través de dos células electrolíticas que contienen, respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas celdas electrolíticas.

b) Calcule los gramos de cobre y aluminio que habrán depositado.

Datos: $\text{Mr}(\text{Cu}) = 63,5$ $\text{Mr}(\text{Al}) = 27$ Constante de Faraday = 96485 C/mol

4.10. Elementos transversales.

En cuanto al estudio de los temas transversales, para el desarrollo de esta materia se considera fundamental relacionar los contenidos con otras disciplinas, ya que su aprendizaje se facilita mostrando la vinculación con nuestro entorno social y su interés tecnológico o industrial. El acercamiento entre las materias científicas que se estudian en Bachillerato y los conocimientos que se han de tener para poder comprender los avances científicos y tecnológicos actuales contribuyen a que los individuos sean capaces de valorar críticamente las implicaciones sociales que comportan dichos avances, con el objetivo último de dirigir la sociedad hacia un futuro sostenible. Desde este planteamiento se puede trabajar la educación en valores, la educación ambiental y la protección ante emergencias y catástrofes.

El trabajo en grupos cooperativos facilita el diálogo sobre las implicaciones morales de los avances de la sociedad, abordando aspectos propios de la educación moral y cívica y la educación al consumidor. Es por esto que en esta unidad se hace referencia a la fotosíntesis, el metabolismo y el transporte de oxígeno, en los que se producen reacciones de tipo redox las cuales juegan papeles importantes en los sistemas biológicos.

4.11. Atención a la diversidad.

La atención a la diversidad es fundamental para poder atender a los alumnos que tengan necesidades específicas de apoyo educativo, como pueden ser los alumnos con necesidades educativas especiales, altas capacidades intelectuales, incorporación tardía al sistema educativo español, dificultades específicas de aprendizaje, condiciones personales o de historia escolar y TDAH, además de tener en cuenta la compensación de desigualdades.

El docente debe de considerar las diversas capacidades, aptitudes, ritmos de aprendizaje, motivaciones e intereses de los alumnos para permitir la consecución de objetivos. De todas formas, siempre se deberá trabajar de forma conjunta con el Departamento de Orientación, siguiendo cada una de sus indicaciones.

Además, los centros docentes desarrollarán las medidas, programas, planes o actuaciones para la atención a la diversidad establecidas en el Capítulo VI del Decreto 110/2016, de 14 de junio, en el marco de la planificación de la Consejería competente en materia de educación.

4.12. Evaluación.

4.12.1. Criterios de evaluación y estándares de aprendizaje.

Los criterios de evaluación y los estándares de aprendizaje de esta unidad didáctica se encuentran en el bloque 3 de reacciones químicas de la asignatura de Química de 2º de bachillerato, según el Real Decreto 1105/2014, de 26 de diciembre, por el que establece el currículo básico de la Educación secundaria y del bachillerato.

C.E.17. Determinar el número de oxidación de un elemento químico identificando si se oxida o reduce en una reacción química.

C.E.18. Ajustar reacciones de oxidación-reducción utilizando el método del ion-electrón y hacer los cálculos estequiométricos correspondientes.

C.E.19. Comprender el significado de potencial estándar de reducción de un par redox, utilizándolo para predecir la espontaneidad de un proceso entre dos pares redox.

C.E.20. Realizar cálculos estequiométricos necesarios para aplicar a las volumetrías redox.

C.E.21. Determinar la cantidad de sustancia depositada en los electrodos de una celda electrolítica empleando las leyes de Faraday.

C.E.22. Conocer algunas de las aplicaciones de la electrolisis como la prevención de la corrosión, la fabricación de pilas de distintos tipos (galvánicas, alcalinas, de combustible) y la obtención de elementos puros.

E.A.17.1. Define oxidación y reducción relacionándolo con la variación del número de oxidación de un átomo en sustancias oxidantes y reductoras.

E.A.18.1. Identifica reacciones de oxidación-reducción empleando el método del ion-electrón para ajustarlas.

E.A.19.1. Relaciona la espontaneidad de un proceso redox con la variación de energía de Gibbs considerando el valor de la fuerza electromotriz obtenida.

E.A.19.2. Diseña una pila conociendo los potenciales estándar de reducción, utilizándolos para calcular el potencial generado formulando las semirreacciones redox correspondientes.

E.A.19.3. Analiza un proceso de oxidación-reducción con la generación de corriente eléctrica representando una célula galvánica.

E.A.20.1. Describe el procedimiento para realizar una volumetría redox realizando los cálculos estequiométricos correspondientes.

E.A.21.1. Aplica las leyes de Faraday a un proceso electrolítico determinando la cantidad de materia depositada en un electrodo o el tiempo que tarda en hacerlo.

E.A.22.1. Representa los procesos que tienen lugar en una pila de combustible, escribiendo las semirreacciones redox, e indicando las ventajas e inconvenientes del uso de estas pilas frente a las convencionales.

E.A.22.2. Justifica las ventajas de la anodización y la galvanoplastia en la protección de objetos metálicos.

4.12.2. Rubricas.

A continuación, aparecerá la **Tabla 3** en la que se relacionan cada uno de los criterios de evaluación con su instrumento en la unidad didáctica, además del peso que va a tener en cada una.

Tabla 3. Relación entre los criterios de evaluación y su instrumento.

<i>Criterios</i>	Instrumento de evaluación	Peso
C.E.17.	Cuestionario final	10 %
C.E.18.	Examen ejercicio 1	20 %
C.E.19.	Examen ejercicio 2	20 %
C.E.20.	Práctica de Laboratorio	15 %
C.E.21.	Examen ejercicio 3	20 %
C.E.22.	Exposición	15 %

Ahora, se mostrarán 2 rubricas (**Tablas 4 y 5**) que son las que se van a tener en cuenta para evaluar la práctica de laboratorio y las exposiciones orales, contando ambas un 15 % de la nota.

Tabla 4. Rubrica para la evaluación de la práctica de laboratorio.

	Excelente	Regular	Mal	Peso
Entrega del esquema de la práctica				10 %
Atención a la explicación del profesor				5%
Prepara los materiales antes de la realización de la práctica				5%
Trabajo en equipo				10 %
Seguridad en el laboratorio				10 %
Responde a cada una de las cuestiones de forma correcta.				60 %

Tabla 5. Rubrica para la evaluación de las exposiciones orales.

	Excelente	Regular	Mal	Peso
Formato de la presentación				10 %
Explica correctamente los conceptos				20 %
Reparto equitativo del trabajo				10 %
Contenidos				60 %

5. BIBLIOGRAFÍA.

Adúriz-Bravo, A. (2010). Aproximaciones histórico-epistemológicas para la enseñanza de conceptos disciplinares. *Revista EDUCyT*, 1, 125-140.

Aguilar, E., Canto, P. (2007). La realización de prácticas de laboratorio y su influencia en la comprensión de temas de química.

Aragón de la Cruz, F. (2004). Historia de la Química de Lavoisier a Pauling. Editorial Síntesis, S. A, 83-103.

Boletín Oficial del Estado, núm. 3, de 3 de enero de 2015, 448-451.

Boletín Oficial del Estado, núm. 25, de 29 de enero de 2015, 6988.

Boletín Oficial de la Junta de Andalucía, núm. 122, de 28 de junio de 2016, 13-14.

Camacho González, J. (2011). La historia de la teoría electroquímica y su contribución a la promoción de la explicación científica en la química escolar. *Revista Científica*, 14, 8-20.

Carreón Gutiérrez, C., Castillo Camacho, G., Alonso Cruz, R.D. (2010). Importancia de la aplicación de la didáctica en la ciencia electroquímica, Universidad Autónoma de Tamaulipas.

Darko Amponsah, K., Enunuwe Ochonogor, C. (2018). Facilitating Conceptual Change in Students' Comprehension of Electrochemistry Concepts through Collaborative Teaching Strategy. *American Journal of Educational Research*, 6(6), 596-601.

De Jong, O., Treagust, D. (2002). Chemical Education: Towards Research-based Practice, 14, 317-337.

De la Mata, C., Álvarez, J.B., Alda, E. (2011). Ideas alternativas en las reacciones químicas. *Revista Didácticas Específicas*, 5, 1-19.

H. Petrucci, R., Geoffrey Herring, F., D. Madura, J., Bissonnette, C. (2017). Química General. Principios y aplicaciones modernas, 11ED. Editorial Pearson, 167-182; 866-908.

Insausti Orduna, L., Echeverría Morrás, J. (2013). Ver para creer: un nuevo enfoque en el aprendizaje de los procesos redox. IX Congreso internacional sobre investigación en didáctica de las ciencias, 1778-1783.

López, A., Tamayo, Ó. (2012). Las prácticas de laboratorio en la enseñanza de las ciencias naturales. *Revista Latinoamericana de Estudios Educativos*, 146.

Massaferro, A. (2018). Importancia de las reacciones redox en la enseñanza de la química. *Revista Enseñanza de Química*, 2, 48-57.

Merino Rubilar, C., Arellano Johnson, M., Adúriz-Bravo, A. (2014). Avances en Didáctica de la Química: Modelos y lenguajes. Serie Arbitrada, Ediciones Universitarias de Valparaíso, 131-142.

P. Rosenthal, D., J.Sanger, M. (2012). Student misinterpretations and misconceptions based on their explanations of two computer animations of varying complexity depicting the same oxidation–reduction reaction. Royal Society of Chemistry, 13, 471-483.

Richard Cohen, E., Cvitaš, T., G. Frey, J., Holmström, B., Kuchitsu, K., Marquardt, R., Mills, I., Pavese, F., Quack, M., Stohner, J., L. Strauss, H., Takami, M., J Thor, A. (2007). Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry, Third Edition. RSC Publishing, 47-48.

Romero Ariza, M., Quesada Armenteros, A. (2014). Nuevas tecnologías y aprendizaje significativo de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 32 (1), 101-115.

Salcedo, L., Villareal, M. (2005). Las prácticas de laboratorio en la enseñanza de la química en educación superior. Universidad Pedagógica Nacional, 3-4.

Solaz-Portolés, J.J., Sanmartín, B., Sanjosé, V. (2013). Ideas de los estudiantes sobre pilas galvánicas y libros de texto de Química de Bachillerato. *Revista QuímicaViva*, 12 (1), 50-60.

ANEXO I. Cuestionario inicial, ejercicios, práctica de laboratorio, kahoot y examen.

Cuestionario Inicial

1. La oxidación es un proceso en el que: (La respuesta correcta es la B)

- a) El número de oxidación de algún elemento aumenta al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- b) El número de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- c) El número de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.
- d) El número de oxidación de algún elemento disminuye al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.

2. En una reducción es un proceso en el que: (La respuesta correcta es la C)

- a) El número de oxidación de algún elemento aumenta al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.

- b) El número de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- c) El número de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.
- d) El número de oxidación de algún elemento disminuye al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.

3. En una reacción de redox, el oxidante: (La respuesta correcta es la A)

- a) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- b) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se oxida.
- c) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- d) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se oxida.

4. En una reacción redox, el reductor: (La respuesta correcta es la D)

- a) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- b) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se oxida.
- c) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- d) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se oxida.

5. En la reacción de descomposición del agua oxigenada: $2\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ (La respuesta correcta es la A)

- a) El oxígeno es reducido y el hidrógeno oxidado.
- b) El hidrógeno es oxidado y reducido.
- c) El oxígeno es oxidado y reducido.
- d) No hay cambios en el estado de oxidación de ninguno de los reactivos.

6. En la siguiente reacción iónica: $2\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{Cl}_2$ el oxidante es: (La respuesta correcta es la C)

- a) Cl_2
- b) MnO_2
- c) MnO_4^-
- d) Cl^-

7. En la siguiente reacción iónica: $2\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S}_4\text{O}_6^{2-} + 2\text{I}^-$ el reductor es: (La respuesta correcta es la D)

- a) I^-
- b) $\text{S}_4\text{O}_6^{2-}$
- c) I_2
- d) $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$

8. Indique el compuesto en el que el cloro presente número de oxidación + 1: (La respuesta correcta es la C)

- a) HCl
- b) ClO_2
- c) HClO
- d) NH_4Cl

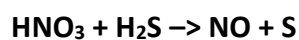
9. El cloro presenta estado de oxidación +3 en el compuesto o ión: (La respuesta correcta es la A)

- a) ClO_2^-
- b) HCl
- c) ClO_3^-
- d) ClO_2

10. Indique en qué compuesto o ion el número de oxidación del nitrógeno es - 3: (La respuesta correcta es la D)

- a) NO_2^-
- b) KNO_2
- c) HNO_3
- d) NH_2^-

11. En la siguiente ecuación indica el elemento que se oxida y que se reduce: (La respuesta correcta es la C)



a) El nitrógeno se oxida pues su número de oxidación aumenta de +5 a +2 y el azufre se reduce, ya que su número de oxidación disminuye de -2 a 0.

b) El nitrógeno se reduce pues su número de oxidación disminuye de +5 a +2 y el azufre se oxida, ya que su número de oxidación aumenta de -2 a +2.

c) El nitrógeno se reduce pues su número de oxidación disminuye de +5 a +2 y el azufre se oxida, ya que su número de oxidación aumenta de -2 a 0.

d) El nitrógeno se oxida pues su número de oxidación aumenta de +2 a +5 y el azufre se reduce, ya que su número de oxidación disminuye 0 a -2.

12. En la siguiente reacción: $\text{H}^+ + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ (La respuesta correcta es la B)

a) El ClO_2^- es el reductor y el H^+ es el oxidante.

b) El ClO_2^- es el oxidante y a la vez el reductor.

c) No es una reacción de oxidación-reducción.

d) El ClO_2^- es el oxidante y el H^+ el reductor.

13. Dada la siguiente reacción: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Indicar qué especies que se oxidan y cuales se reducen. (La respuesta correcta es la A)

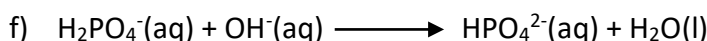
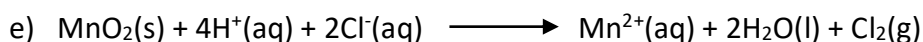
a) El cobre y el azufre se oxidan y el cromo se reduce.

b) El cromo y el azufre se reducen y el cobre se oxida.

c) El cobre y el azufre se reducen y el cromo se oxida.

d) El cobre y el cromo se oxidan y el azufre se reduce.

Ejercicio 1. Indique si las siguientes reacciones son reacciones de oxidación-reducción. Poniendo en cada caso los números de oxidación de los elementos que intervienen en la ecuación, además de cuál es el agente oxidante y el reductor.



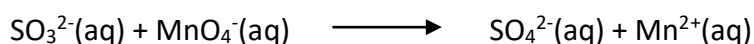
Solución

a) El número de oxidación del Mn disminuye de +4 en MnO_2 a +2 en Mn^{2+} . El MnO_2 se reduce a Mn^{2+} . El número de oxidación del O se mantiene en -2 durante toda la reacción y el del H, en +1. El número de oxidación del Cl aumenta de -1 en Cl^- a 0 en Cl_2 . El Cl^- se oxida a Cl_2 . En esta reacción el MnO_2 es el oxidante y el Cl^- es el reductor. La reacción es una reacción de oxidación-reducción.

- b) El número de oxidación del H es +1 en ambos lados de la ecuación. El oxígeno permanece con el número de oxidación -2 durante toda la reacción. El número de oxidación del fósforo es +5 tanto en el H_2PO_4^- como en el HPO_4^{2-} . No hay cambios en los estados de oxidación, por lo que no es una reacción de oxidación-reducción, de hecho, se trata de una reacción ácido-base.

Como en muchas reacciones redox interviene los iones H^+ , OH^- o compuestos insolubles, es fácil confundir una reacción redox con una reacción ácido-base o una reacción de precipitación. Es importante recordar los rasgos diferenciadores de cada una de ellas. Las reacciones de precipitación consisten en la combinación de iones en disolución para producir un precipitado insoluble, las reacciones ácido-base consisten en la transferencia de un protón (H^+), y las reacciones redox en la transferencia de electrones y cambios en los estados de oxidación.

Ejercicio 2. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:

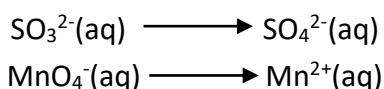


Solución

El número de oxidación del azufre aumenta de +4 en SO_3^{2-} a +6 en el SO_4^{2-} . El número de oxidación del Mn disminuye de +7 en el MnO_4^- a +2 en el Mn^{2+} . Por tanto, el SO_3^{2-} se oxida y el MnO_4^- se reduce.

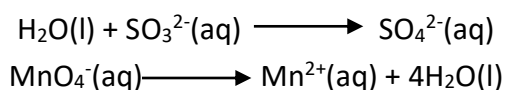
Deben de seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



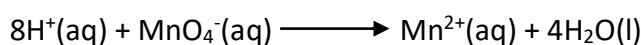
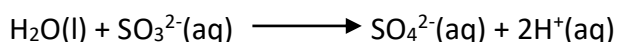
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
Los átomos de S y Mn están ya ajustados en las semiecuaciones.
- Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .
Para ajustar los átomos de O, se suma una molécula de H_2O en el lado izquierdo de la primera semiecuación y cuatro en el lado derecho de la segunda.



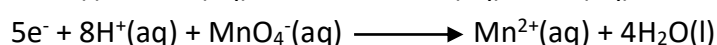
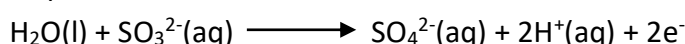
- Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .

Para ajustar los átomos de H, se suman dos iones H^+ en el lado derecho de la primera semiecuación y ocho en el lado izquierdo de la segunda.



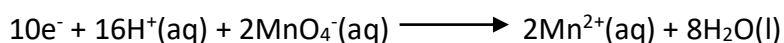
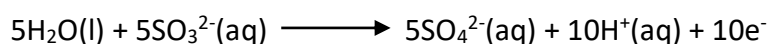
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.



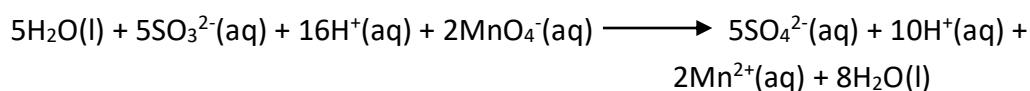
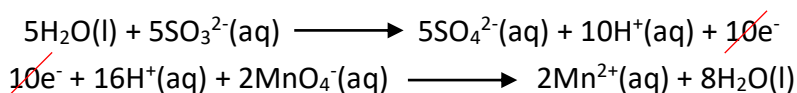
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 5 y la de reducción por 2. Con ello se tienen $10e^-$ en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.

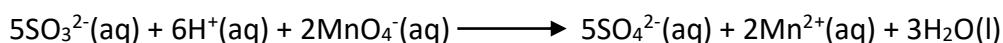


4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta

Ecuación neta:



La ecuación neta no debe tener la misma especie a ambos lados.



5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(5 \times -2) + (2 \times -1) + (6 \times +1) = -6$$

$$(5 \times -2) + (2 \times +2) = -6$$

La última etapa nos da confianza en el resultado. Este paso es importante y debe hacerse siempre.

Ejercicio 3. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:

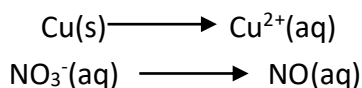


Solución

El número de oxidación del cobre aumenta de 0 en Cu(s) a +2 en el Cu(NO₃)₂(aq). El número de oxidación del nitrógeno disminuye de +5 en el HNO₃(aq) a +2 en el NO(g). Por tanto, el Cu(s) se oxida y el HNO₃(aq) se reduce.

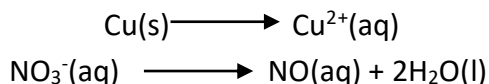
Deben de seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.

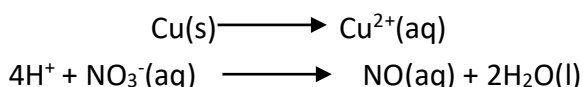


2. En cada semiecuación.

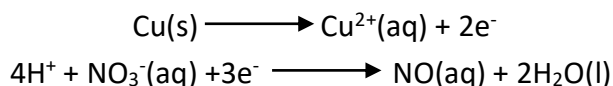
- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
Los átomos de Cu y N están ya ajustados en las semiecuaciones.
- Ajustar el oxígeno añadiendo H₂O.
Para ajustar los átomos de O, se suman tres moléculas de H₂O en el lado derecho de la segunda semiecuación.



- Ajustar el hidrógeno añadiendo H⁺.
Para ajustar los átomos de H, se suman cuatro iones H⁺ en el lado izquierdo de la segunda semi.

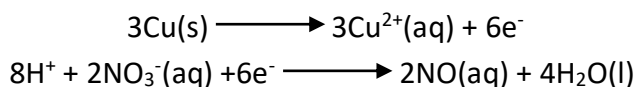


- Ajustar las cargas añadiendo electrones.
Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.



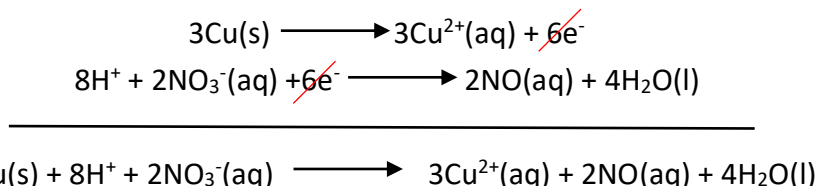
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 3 y la de reducción por 2. Con ello se tienen $6e^-$ en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta

Ecuación neta:



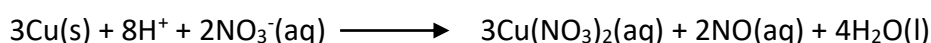
5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(8 \times +1) + (2 \times -1) = +6$$

$$(3 \times -2) = -6$$

La última etapa nos da confianza en el resultado. Este paso es importante y debe hacerse siempre.

La ecuación neta está en forma iónica, por lo que se deberá pasar a forma molecular (este paso se realizará siempre que se pueda).



En este caso no se sabe si poner un 8 o un 10 al HNO_3 , por lo que se deberá mirar a los productos, echándole un vistazo a cada uno de los átomos. En el caso del Cu estaría perfectamente ajustado, para el N, en los productos se encuentran 8, para el O se tiene 24 y para el H 8. Por lo que esto evidencia la elección del 8 para que así la ecuación quede totalmente ajustada.



Ejercicio 4. Ajusta la siguiente reacción redox por el método del ion-electrón en medio básico:



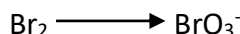
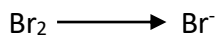
Solución

En este caso el bromo se oxida, ya que su número de oxidación aumenta de 0 a +5, y se reduce, debido a que su número de oxidación disminuye de 0 a -1

Inicialmente se trata la semirreacción y la reacción neta como si tuvieran lugar en medio ácido y después se ajusta la ecuación neta para un medio básico, por lo que deben de

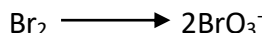
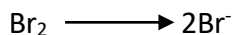
seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



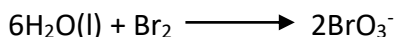
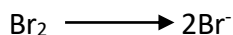
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.



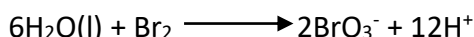
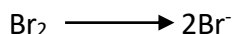
- Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .

Para ajustar los átomos de O, se suman seis moléculas de H_2O en el lado izquierdo de la segunda semiecuación.



- Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .

Para ajustar los átomos de H, se suman doce iones H^+ en el lado derecho de la segunda semiecuación.



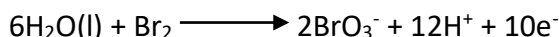
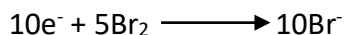
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.

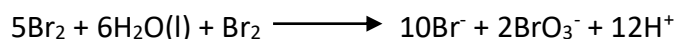
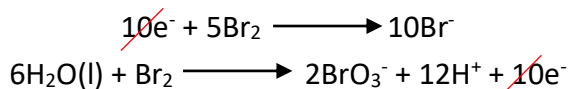


3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de reducción por 5. Con ello se tienen 10e^- en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.

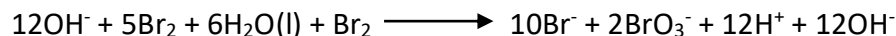


4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.

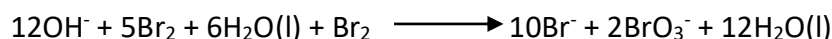


5. Añadir tantos OH^- como iones H^+ aparezcan en ella, a ambos lados de la ecuación neta.

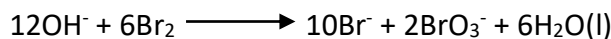
Cambie de medio ácido a medio básico sumando 12OH^- en ambos lados de la ecuación neta.



6. 1) Combine los iones H^+ y OH^- para dar moléculas de H_2O .



2) Si al hacer esto aparecen moléculas de H_2O en ambos lados de la ecuación, cancele el mismo número a ambos lados y deje el resto de H_2O en uno de los lados.

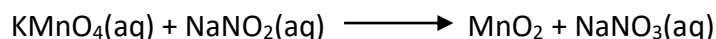


7. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(12 \times -1) = -12$$

$$(10 \times -1) + (2 \times -2) = -12$$

Ejercicio 5. Ajusta la siguiente reacción redox por el método del ion-electrón en medio básico:

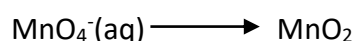
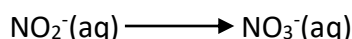


Solución

El número de oxidación del nitrógeno aumenta de +3 en $\text{NaNO}_2(\text{aq})$ a +5 en el $\text{NaNO}_3(\text{aq})$. El número de oxidación del manganeso disminuye de +7 en el $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ a +4 en el MnO_2 . Por tanto, el $\text{NaNO}_2(\text{aq})$ se oxida y el $\text{KMnO}_4(\text{aq})$ se reduce.

Inicialmente se trata la semirreacción y la reacción neta como si tuvieran lugar en medio ácido y después ajustamos la ecuación neta para un medio básico, por lo que deben de seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.

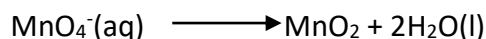
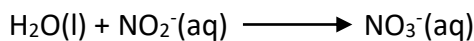


2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
Los átomos de Mn y N están ya ajustados en las semiecuaciones.

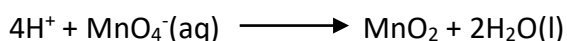
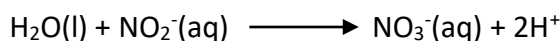
- Ajustar el oxígeno añadiendo H₂O.

Para ajustar los átomos de O, se suma una molécula de H₂O en el lado izquierdo de la primera semiecuación y dos en el lado derecho de la segunda.



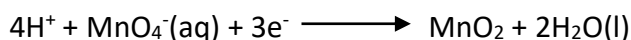
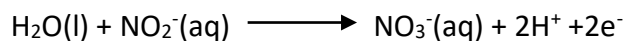
- Ajustar el hidrógeno añadiendo H⁺.

Para ajustar los átomos de H, se suman dos iones H⁺ en el lado derecho de la primera semiecuación y cuatro en el lado izquierdo de la segunda.



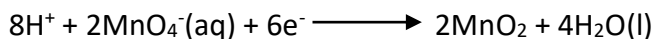
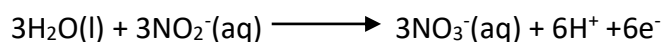
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.

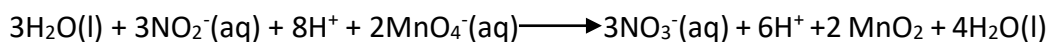
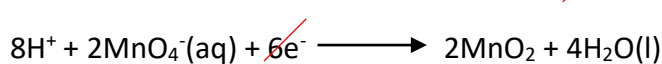
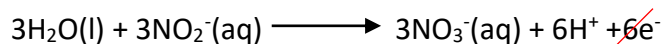


3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 3 y la reducción por 2. Con ello se tienen 6e⁻ en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.

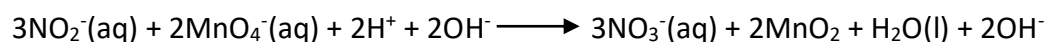


La ecuación neta no debe tener la misma especie a ambos lados.

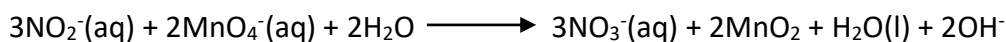


5. Añadir tantos OH^- como iones H^+ aparezcan en ella, a ambos lados de la ecuación neta.

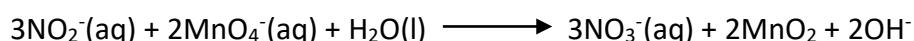
Cambie de medio ácido a medio básico sumando 2OH^- en ambos lados de la ecuación neta.



6. 1) Combine los iones H^+ y OH^- para dar moléculas de H_2O .



- 2) Si al hacer esto aparecen moléculas de H_2O en ambos lados de la ecuación, cancele el mismo número a ambos lados y deje el resto de H_2O en uno de los lados.

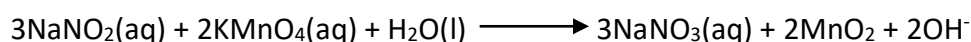


7. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

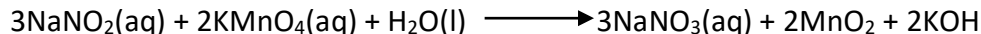
$$(3 \times -1) + (2 \times -1) = -5$$

$$(3 \times -1) + (2 \times -1) = -5$$

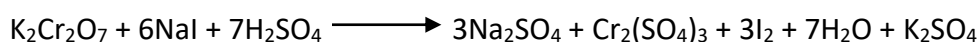
En este caso se debería pasar de forma iónica a molecular.



Se deben de tener en cuenta los iones OH^- . Si se mira a la izquierda de la reacción se ve que no hay átomos de potasio, por lo que se deberán añadir a la derecha de la reacción, quedando así:



Ejercicio 6. El dicromato de potasio oxida al ioduro de sodio en medio ácido, originándose sulfato de sodio, sulfato de cromo(III) y yodo, entre otras cosas. Sabiendo que la reacción que se produce es:



¿De qué concentración será una disolución de yoduro sódico, sabiendo que 25 ml de la misma, necesitan para su valoración 40 ml de una disolución 0,1 M de dicromato potásico?

Solución:

La clave del cálculo de la valoración es que las cantidades de los dos reactivos consumidos en la valoración son estequiométricamente equivalentes; ninguno de los reactivos está en exceso. Se deben determinar el número de moles de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ en la muestra de 40 mL, los cuales se consumen en la valoración.

$$\begin{aligned} [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] &= \frac{\text{mol}}{V(\text{L})} ; \text{mol} = [\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7] \times V(\text{L}) = 0,1 \text{ M} \times 0,04 \text{ L} \\ &= 0,004 \text{ moles de } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{aligned}$$

Por estequiometria de la reacción se sabe:

$$0,004 \text{ moles de } K_2Cr_2O_7 \times \frac{6 \text{ moles de } NaI}{1 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7} = 0,024 \text{ mol de } NaI$$

Sabiendo ya los moles que se han gastado en los 25 ml de NaI, se puede calcular la molaridad de la misma:

$$[NaI] = \frac{\text{mol}}{V(L)} = \frac{0,024 \text{ mol de } NaI}{0,025 L} = 0,96 M \text{ de } MnO_4^-$$

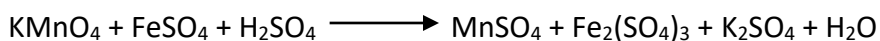
En aplicaciones prácticas como las valoraciones, usamos disoluciones con molaridades ni muy grandes ni muy pequeñas, que suelen variar entre 0,001 y 0,01 M. Si un cálculo de una valoración da como resultado una molaridad fuera de ese intervalo, se deben revisar cuidadosamente los cálculos en busca de posibles errores.

Práctica de Laboratorio

1. Material que va a utilizarse a lo largo de la práctica.

Vasos de precipitado, matraz erlenmeyer, bureta, pinza, pipetas y reactivos.

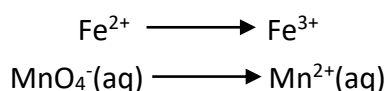
2. Ajustar la reacción redox que se produce por el método de ion-electrón. Indicar cada uno de los procesos que se producen y cuáles son los agentes oxidantes y reductores.



El número de oxidación del hierro aumenta de +2 en $FeSO_4$ a +3 en el $Fe_2(SO_4)_3$. El número de oxidación del Mn disminuye de +7 en el $KMnO_4$ a +2 en el $MnSO_4$. Por tanto, el $FeSO_4$ se oxida y el $KMnO_4$ se reduce.

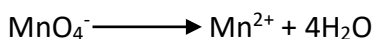
Deben de seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



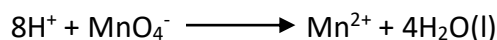
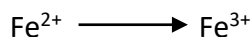
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
Los átomos de Fe y Mn están ya ajustados en las semiecuaciones.
- Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .
Para ajustar los átomos de O, se suman cuatro moléculas de H_2O en el lado derecho de la segunda semiecuación.



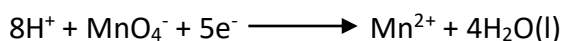
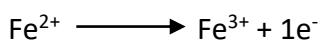
- Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .

Para ajustar los átomos de H, se suman ocho iones H^+ en el lado izquierdo de la segunda semiecuación.



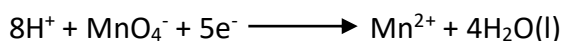
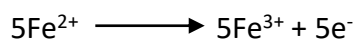
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.



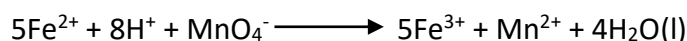
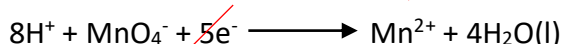
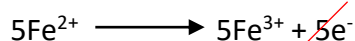
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 5. Con ello se tienen 5e^- en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta

Ecuación neta:



5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(5 \times +2) + (8 \times +1) + (1 \times -1) = +17$$

$$(5 \times +3) + (2 \times +2) = +17$$

La última etapa nos da confianza en el resultado. Este paso es importante y debe hacerse siempre.

3. ¿Por qué es importante la agitación constante?

Porque así se facilita el contacto y se garantiza la mayor homogeneidad entre ambas disoluciones mientras se está llevando a cabo la reacción.

4. ¿Por qué no se utiliza indicador en esta valoración?

Porque el permanganato tiene un color violeta muy intenso y cuando se reduce pasa a Mn^{2+} , perdiéndose este color, por lo que en este caso se estará indicando que la valoración ha terminado.

5. Calcular la molaridad de la disolución de FeSO_4 .

Una vez que se realice la práctica de laboratorio se sabrá el volumen que se gasta de permanganato en la valoración y con los 20 mL de la disolución de FeSO_4 0,1 M, se podrá calcular la concentración de la disolución de permanganato, siendo este ejercicio muy similar al ejercicio 6.

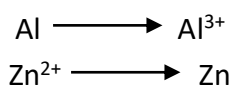
Ejercicio 7. El aluminio metálico desplaza al ion zinc (II) de sus disoluciones acuosas.

- Escriba las semiecuaciones de oxidación y reducción y la ecuación global para esta reacción redox.
- Escriba un diagrama de la celda voltaica en la que tiene lugar esta reacción.

Solución

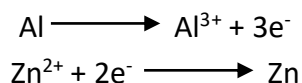
El término desplaza significa que el aluminio se incorpora a la disolución como $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$, forzando al $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ a abandonar la disolución como zinc metálico. El Al se oxida a Al^{3+} y el Zn^{2+} se reduce a Zn. Al combinar las semirreacciones para escribir la ecuación global se debe ajustar los coeficientes de manera que haya el mismo número de electrones implicados en la oxidación y en la reducción. El método que se debe usar para ajustar este tipo de ecuaciones es el del ion-electrón, debiéndose seguir cada uno de los pasos que se explicaron anteriormente.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



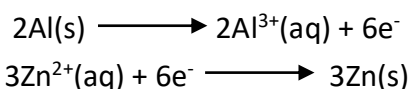
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
- ~~Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .~~
- ~~Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .~~
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

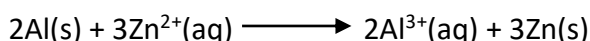
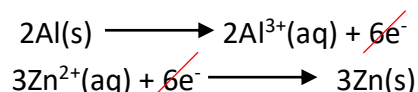


3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 2 y la de reducción por 3. Con ello se tienen $6e^-$ en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.

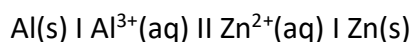


5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(3 \times +2) = +6$$

$$(2 \times +3) = +6$$

- b) El Al(s) se oxida a $\text{Al}^{3+}(\text{aq})$ en la semicelda anódica (izquierda). El $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$ se reduce a Zn(s) en la semicelda catódica (derecha).



Cuando se ajustan ecuaciones redox, es importante asegurarse de que el número de electrones en la oxidación es igual al número de electrones en la reducción. Esto se consigue multiplicando la(s) semiecuación(es) entera(s) por el factor(es) apropiado(s).

Ejercicio 8. El diagrama de una celda electroquímica viene dado por:

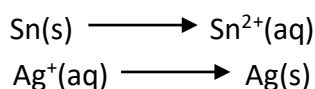


Escriba las semiecuaciones que ocurren en los electrodos y ajuste la reacción global de la celda.

Solución

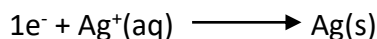
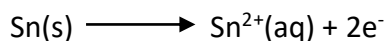
Cuando se observa el diagrama de la celda, primero se debe identificar que especies se oxidan y cuáles se reducen. A continuación, se escriben las semiecuaciones ajustadas y finalmente, se combinan las semiecuaciones para obtener la reacción global. De nuevo, cuando se ajustan las ecuaciones redox, es importante asegurarse de que el número de electrones en la oxidación es igual al número de electrones en la reducción.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



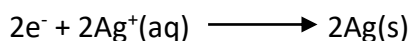
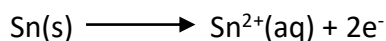
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
- ~~Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .~~
- ~~Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .~~
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

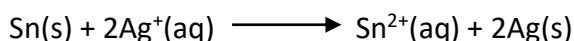
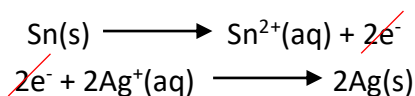


3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de reducción por 2. Con ello se tienen 2e^- en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.

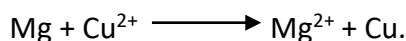


5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(2 \times +1) = +2$$

$$(1 \times +2) = +2$$

Ejercicio 9. Calcula la E°_{cel} de la célula en la que ocurre la siguiente reacción:



Escribe la ecuación para la reacción de la célula que tiene lugar en condiciones estándar.

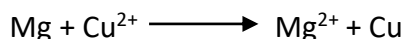
Datos: $E^\circ \text{Mg/Mg}^{2+} = -2,37 \text{ V}$

$E^\circ \text{Cu/Cu}^{2+} = 0,34 \text{ V}$

Solución

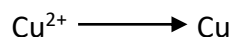
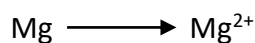
Primero, se identifica las especies que se oxidan y que se reducen. El estado de oxidación del magnesio pasa de 0 a +2, por tanto, el Mg se oxida; consecuentemente, el Cu^{2+} se reduce, debido a que su número de oxidación disminuye de +2 a 0. Las 2 semirreacciones se indican a continuación, mediante el método de ion-electrón.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



2. En cada semiecuación.

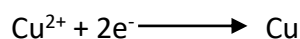
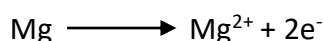
- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.



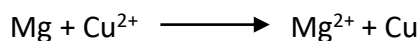
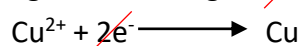
- ~~Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .~~

- ~~Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .~~

- Ajustar las cargas añadiendo electrones.



3. ~~Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.~~
4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.



5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

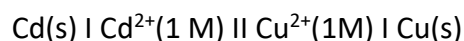
$$(1 \times +2) = +2$$

$$(1 \times +2) = +2$$

Después se calcula el E°_{cel} haciendo uso de los potenciales que se indican en el enunciado.

$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{semicelda de reducción}) - E^\circ(\text{semicelda de oxidación}) = 0,340 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 2,71 \text{ V}.$$

Ejercicio 10. El cadmio se encuentra en pequeñas cantidades acompañando al zinc. Al contrario que el zinc, que en pequeñas cantidades es un elemento esencial para la vida, el cadmio es un veneno para el medio ambiente. Para determinar las concentraciones de iones cadmio por medidas de propiedades eléctricas, se necesita el potencial de electrodo estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd . Se mide el voltaje de la siguiente celda voltaica:



Datos: $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$

$E^\circ_{\text{cel}} = 0,743 \text{ V}.$

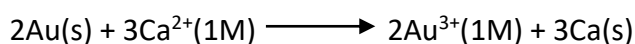
¿Cuál es el potencial estándar del electrodo Cd^{2+}/Cd ?

Solución

Se conoce el potencial de una semicelda y E°_{cel} para la reacción redox global. Se puede obtener el potencial del electrodo estándar desconocido, $E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}$.

$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{derecha}) - E^\circ(\text{izquierda}) ; 0,743 \text{ V} = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} ; 0,743 \text{ V} = 0,340 \text{ V} - E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} ; E^\circ_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = 0,340 \text{ V} - 0,743 \text{ V} = -0,403 \text{ V}.$$

Ejercicio 11. Calcula el cambio en la energía libre de Gibbs estándar para la siguiente reacción a 25°C.



Datos: $E^\circ_{\text{cel}} = -4,37 \text{ V}$ $n = 6$

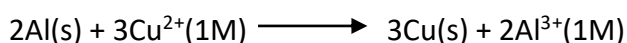
Solución

Se utiliza $n = 6$ y $E^\circ_{\text{cel}} = -4,37 \text{ V}$ y se sustituye en la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{cel}} ; \Delta G^\circ = -6 \times 96485 \text{ C/mol} \times (-4,37 \text{ V}) ;$$

$$\Delta G^\circ = 2,53 \times 10^6 \text{ J} = 2,53 \times 10^3 \text{ kJ / mol}, \text{ siendo este proceso no espontáneo.}$$

Ejercicio 12. ¿Desplazará el aluminio metálico a los iones Cu^{2+} de sus disoluciones acuosas? Es decir, establezca si tiene lugar una reacción espontánea en sentido directo para la siguiente reacción:



Datos: $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$ $E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = -1,676 \text{ V}$

Solución

Se necesita identificar la especie reducida en la reacción escrita. Después se calculará E°_{cel} . Si E°_{cel} es positivo, la reacción será espontánea.

El diagrama de la celda correspondiente a la reacción es:



Por lo que E°_{cel} es:

$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{cátodo}) - E^\circ(\text{ánodo}) = E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Al}^{3+}/\text{Al}} = 0,340 \text{ V} - (-1,676 \text{ V}) = 2,106 \text{ V}$$

Como E°_{cel} es positivo, el sentido espontáneo es el de la reacción directa. El Al(s) desplazará al Cu^{2+} de las disoluciones en condiciones estándar.

El valor positivo de E°_{cel} significa que la variación de energía libre de Gibbs de la reacción es negativa; por consiguiente, la reacción escrita es espontánea. Hay que tener presente que tanto E° como E°_{cel} son propiedades intensivas, que no dependen de la cantidad de materia puesta en juego, lo que significa que sus valores no dependen de la elección de coeficientes realizada para ajustar la ecuación de la reacción de la celda.

Ejercicio 13. ¿Cuál es el valor de la constante de equilibrio K para la reacción entre el cobre metálico y los iones hierro (III) en disolución acuosa a 25 °C?



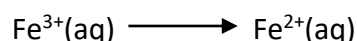
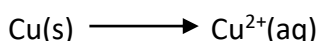
Datos: $E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,340 \text{ V}$

$E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} = 0,771 \text{ V}$

Solución

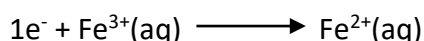
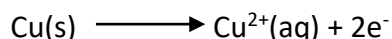
Primero se identifica el reactivo que se oxida y el que se reduce. En esta reacción el Cu se oxida a Cu^{2+} y el Fe^{3+} se reduce a Fe^{2+} .

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



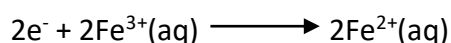
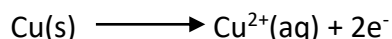
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.
- ~~Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .~~
- ~~Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .~~
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

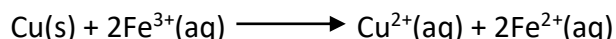
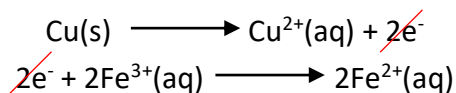


3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de reducción por 2. Con ello se tienen 2e^- en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.



4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.



5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(2 \times +3) = +6$$

$$(1 \times +2) + (2 \times +2) = +6$$

Después se calcula el potencial de la celda (E°_{cel}).

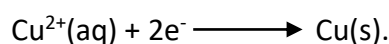
$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{semicelda reducción}) - E^\circ(\text{semicelda oxidación}) = E^\circ_{\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}} - E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,771 \text{ V} - (0,340 \text{ V}) = 0,431 \text{ V}$$

Por último, para calcular la constante de equilibrio debe de utilizarse la siguiente ecuación, siendo en este caso n igual a 2:

$$E^\circ_{\text{cel}} = (RT / nF) \ln K ; \ln K = E^\circ_{\text{cel}} (nF / RT) = 0,431 \text{ V} \times [2 \times 96485 \text{ C} / 8,3145 \text{ (J/mol} \times \text{K)} \times 298 \text{ K}] ; \ln K = 33,6 ; K = e^{33,6} ; K = 4 \times 10^{14}.$$

El valor positivo del potencial de la celda significa que la constante de equilibrio es mayor que uno. Este valor de la constante de equilibrio es muy grande, por lo que puede esperarse que la reacción transcurra completamente.

Ejercicio 14. El depósito de cobre por electrólisis puede utilizarse para determinar la cantidad de cobre presente en una muestra. La muestra se disuelve para obtener $\text{Cu}^{2+}(\text{aq})$, que se electroliza. La semirreacción de reducción en el cátodo es:



¿Cuál es la masa de cobre que se deposita en 1 h con una corriente de 1,62 A?

$$\text{Mr}(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g/mol}$$

Solución

Para encontrar la masa de cobre depositado, se debe determinar la cantidad de electrones generados en un tiempo dado. Como se sabe que cada ion cobre (II) precisa dos electrones, se puede calcular la masa conociendo el número de moles de electrones.

Primero se puede determinar el número de moles de electrones implicados en la electrólisis. Sabiendo que $1 \text{ A} \times \text{s}$, es igual a 1 C .

$$1 \text{ h} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 3600 \text{ s}$$

$$\begin{aligned} \text{moles de } e^- &= \text{intensidad} \left(\frac{C}{s} \text{ o } A \right) \times \text{tiempo (s)} \times \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96485 C} \\ &= 1,62 A \times 3600 s \times \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96485 C} = 0,0604 \text{ moles de } e^- \end{aligned}$$

La masa de Cu(s) producida en el cátodo por este número de moles de electrones es:

$$\text{masa de Cu} = 0,0604 \text{ mol de } e^- \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ moles de } e^-} \times \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 1,92 \text{ g de Cu}$$

Kahoot

1. La oxidación es un proceso en el que: (La respuesta correcta es la B)

- a) El número de oxidación de algún elemento aumenta al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- b) El número de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- c) El número de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.
- d) El número de oxidación de algún elemento disminuye al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.

2. En una reducción es un proceso en el que: (La respuesta correcta es la C)

- a) El número de oxidación de algún elemento aumenta al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- b) El número de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado derecho de la semiecuación de oxidación.
- c) El número de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.
- d) El número de oxidación de algún elemento disminuye al perder electrones. Estos electrones aparecen en el lado izquierdo de la semiecuación de oxidación.

3. En una reacción de redox, el oxidante: (La respuesta correcta es la A)

- a) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- b) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se oxida.
- c) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- d) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se oxida.

4. En una reacción redox, el reductor: (La respuesta correcta es la D)

- a) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- b) Produce la oxidación de otras sustancias, a la vez que se oxida.
- c) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se reduce.
- d) Produce la reducción de otras sustancias, a la vez que se oxida.

5. En la reacción iónica: $2\text{Cl}^- + \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Cl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$, el reductor es: (La respuesta correcta es la B)

- a) H^+
- b) Cl^-
- c) Es una reacción ácido-base, pues intervienen protones., por lo que no hay oxidantes ni reductores.
- d) MnO_4^-

6. En la siguiente reacción: $4\text{HNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ el oxidante es: (La respuesta correcta es la C)

- a) NO_2
- b) Es una reacción ácido-base, por lo que no hay oxidante.
- c) HNO_3
- d) Cu

7. El número de oxidación del cromo en el ion $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ y en el $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es: (La respuesta correcta es la D)

- a) Ocho en el primero y a seis en el segundo.
- b) Ocho en ambos.
- c) Seis en el primero y a ocho en el segundo.
- d) Seis en ambos.

8. En la siguiente reacción: $\text{H}^+ + \text{ClO}_2^- \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O}$ (La respuesta correcta es la B)

- a) El ClO_2^- es el oxidante y el H^+ el reductor.
- b) El ClO_2^- es el oxidante y a la vez el reductor.
- c) No es una reacción de oxidación-reducción.

d) El ClO_2^- es el reductor y el H^+ es el oxidante.

9. Dada la siguiente reacción: $\text{Cu}_2\text{S} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$. Indicar qué especies que se oxidan y cuales se reducen. (La respuesta correcta es la D)

a) El cobre y el cromo se oxidan y el azufre se reduce.

b) El cobre y el azufre se reducen y el cromo se oxida.

c) El cromo y el azufre se reducen y el cobre se oxida.

d) El cobre y el azufre se oxidan y el cromo se reduce.

10. ¿Cuáles son las principales partes por las que está compuesta una celda galvánica? (La respuesta correcta es la A)

a) Electrodos, puente salino y voltímetro

b) Cátodo, puente salino y voltímetro.

c) Ánodo, puente salino y voltímetro.

d) Ánodo, cátodo y voltímetro.

11. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? (La respuesta correcta es la B)

a) En el ánodo se realiza la reducción.

b) En el cátodo se realiza la reducción.

c) En el cátodo se realiza la oxidación.

d) Ninguna de las anteriores es verdadera.

12. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas? (La respuesta correcta es la C)

a) En el ánodo se realiza la reducción.

b) En el cátodo se realiza la reducción.

c) En el ánodo se realiza la oxidación.

d) Ninguna de las anteriores es verdadera.

13. En una celda electroquímica: (La respuesta correcta es la D)

a) La reducción se produce en el ánodo (-) y la oxidación se produce en el cátodo (+).

b) La reducción se produce en el ánodo (+) y la oxidación se produce en el cátodo (-).

c) La oxidación se produce en el ánodo (+) y la reducción se produce en el cátodo (-).

d) La oxidación se produce en el ánodo (-) y la reducción se produce en el cátodo (+).

14. A la hora de escribir el diagrama de una celda: (La respuesta correcta es la D)

a) El ánodo deberá estar a la derecha y el cátodo a la izquierda.

b) El ánodo y el cátodo no se representan.

c) Ambos se ponen en el centro.

d) El ánodo a la izquierda y el cátodo a la derecha.

15. Una reacción será espontánea: (La respuesta correcta es la A)

a) Si $E_{\text{cel}} > 0$, entonces $\Delta G < 0$.

b) Si $E_{\text{cel}} < 0$, entonces $\Delta G < 0$.

c) Si $E_{\text{cel}} > 0$, entonces $\Delta G > 0$.

d) Si $E_{\text{cel}} < 0$, entonces $\Delta G > 0$.

16. En una celda galvánica como norma general se producirá: (La respuesta correcta es la A)

a) Una reacción espontánea.

b) Una reacción no espontánea.

c) Ambas se producen.

d) No se produce ninguna reacción.

17. En una celda electrolítica se produce: (La respuesta correcta es la B)

a) Una reacción espontánea.

b) Una reacción no espontánea.

c) Ambas se producen.

d) No se produce ninguna reacción.

18. En una celda electrolítica: (La respuesta correcta es la C)

a) La reducción se produce en el ánodo (-) y la oxidación se produce en el cátodo (+).

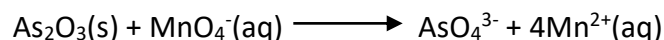
b) La reducción se produce en el ánodo (+) y la oxidación se produce en el cátodo (-).

c) La oxidación se produce en el ánodo (+) y la reducción se produce en el cátodo (-).

d) La oxidación se produce en el ánodo (-) y la reducción se produce en el cátodo (+).

Examen

Ejercicio 1. Obtenga la ecuación ajustada para esta reacción utilizando el método del ion-electrón en medio ácido:



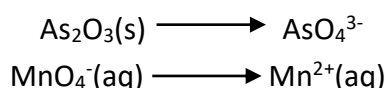
Datos: $M_r(\text{As}_2\text{O}_3) = 197,8 \text{ g/mol}$.

Solución

El número de oxidación del arsénico aumenta de +3 en As_2O_3 a +5 en el AsO_4^{3-} . El número de oxidación del Mn disminuye de +7 en el MnO_4^- a +2 en el Mn^{2+} . Por tanto, el As_2O_3 se oxida y el MnO_4^- se reduce.

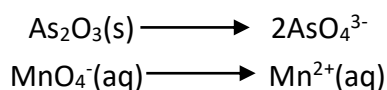
Deben de seguirse cada una de las etapas para ajustar una ecuación redox por el método del ion-electrón en medio básico.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



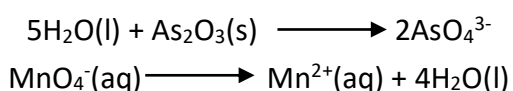
2. En cada semiecuación.

- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.



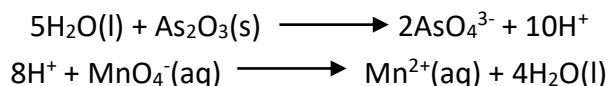
- Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .

Para ajustar los átomos de O, se suman cinco moléculas de H_2O en el lado izquierdo de la primera semiecuación y cuatro en el lado derecho de la segunda.



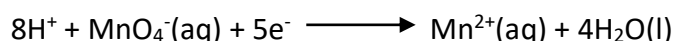
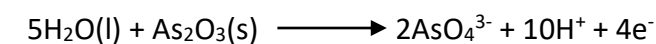
- Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .

Para ajustar los átomos de H, se suman dos iones H^+ en el lado derecho de la primera semiecuación y ocho en el lado izquierdo de la segunda.



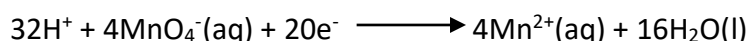
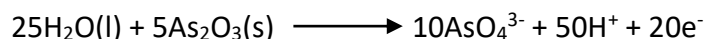
- Ajustar las cargas añadiendo electrones.

Sume el número de electrones necesario para tener la misma carga eléctrica en ambos lados de cada semiecuación. Observará que la semiecuación en la que los electrones aparecen en el lado derecho es la semiecuación de oxidación, y la otra semiecuación, con los electrones en el lado izquierdo, es la semiecuación de reducción.



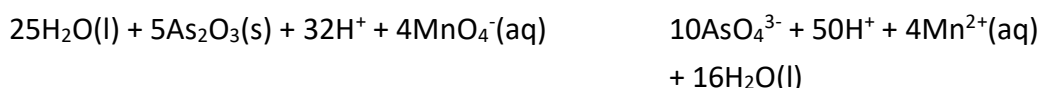
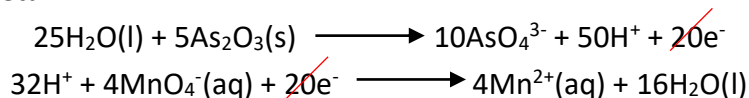
3. Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.

Multiplique la semiecuación de oxidación por 5 y la de reducción por 4. Con ello se tienen 20e^- en cada lado de la ecuación neta. Estos términos se cancelan, debido a que los electrones no deben aparecer en la ecuación neta final.

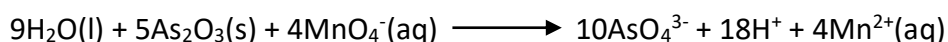


4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta

Ecuación neta:



La ecuación neta no debe tener la misma especie a ambos lados.

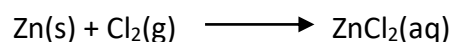


5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

$$(4 \times -1) = -4$$

$$(10 \times -3) + (18 \times +1) + (4 \times +2) = -4$$

Ejercicio 2. La batería de zinc-cloro es un nuevo sistema de batería que está siendo estudiado para su posible utilización en vehículos eléctricos. La reacción global que produce electricidad en esta celda es:



- a) ¿Cuál es el valor de E°_{cel} de esta pila voltaica?
- b) Dado el valor E°_{cel} determine ΔG° de la reacción.
- b) Calcule la constante de equilibrio.

Datos: $E^\circ \text{Zn}^{2+}/\text{Zn} = -0,763 \text{ V}$

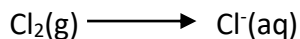
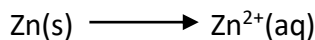
$E^\circ \text{Cl}^-/\text{Cl}_2 = 1,358 \text{ V}$

Solución

a) Primero, se identifica las especies que se oxidan y que se reducen. El estado de oxidación del zinc pasa de 0 a +2, por tanto, el Zn(s) se oxida; consecuentemente, el

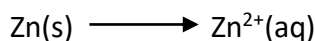
$\text{Cl}_2(\text{g})$ se reduce. Las 2 semirreacciones se indican a continuación, mediante el método de ion-electrón.

1. Escribir las ecuaciones para las semirreacciones de oxidación y de reducción.



2. En cada semiecuación.

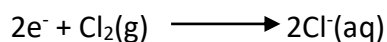
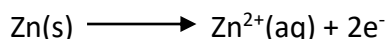
- Ajustar los átomos de todos los elementos menos el H y el O.



- ~~Ajustar el oxígeno añadiendo H_2O .~~

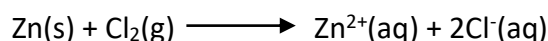
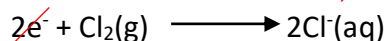
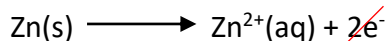
- ~~Ajustar el hidrógeno añadiendo H^+ .~~

- Ajustar las cargas añadiendo electrones.



3. ~~Si es necesario, igualar el número de electrones en las semiecuaciones de oxidación y de reducción, multiplicando una o ambas semiecuaciones por el número entero apropiado.~~

4. Sumar las semiecuaciones y cancelar las especies comunes a ambos lados de la ecuación neta.



5. Comprobar que el número de átomos y de cargas están ajustadas.

0

$$(1 \times +2) + (2 \times -1) = 0$$

Después se calcula el E°_{cel} haciendo uso de los potenciales que se indican en el enunciado.

$$E^\circ_{\text{cel}} = E^\circ(\text{semicelda de reducción}) - E^\circ(\text{semicelda de oxidación}) = 1,358 \text{ V} - (-0,763 \text{ V}) = 2,121 \text{ V}.$$

El valor positivo de E°_{cel} significa que la variación de energía libre de Gibbs de la reacción es negativa; por consiguiente, la reacción escrita es espontánea.

- b) Se utiliza $n = 2$ y $E^\circ_{\text{cel}} = 2,121 \text{ V}$ y se sustituye en la siguiente ecuación:

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ_{\text{cel}} ; \Delta G^\circ = -2 \times 96485 \text{ C/mol} \times 2,121 \text{ V} ;$$

$\Delta G^\circ = -4,093 \times 10^5 \text{ J} = -409,3 \text{ kJ / mol}$, por lo que este proceso es espontáneo, como se dijo en el apartado anterior.

c) Por último, para calcular la constante de equilibrio debe de utilizarse la siguiente ecuación, siendo en este caso n igual a 2, como en el apartado anterior:

$$E^\circ_{\text{cel}} = (RT / nF) \ln K ; \ln K = E^\circ_{\text{cel}} (nF / RT) = 2,121 \text{ V} \times [2 \times 96485 \text{ C} / 8,3145 \text{ (J/mol} \times \text{K)} \times 298 \text{ K}] ; \ln K = 165,2 ; K = e^{165,2} ; K = 5,56 \times 10^{71}.$$

Este valor de la constante de equilibrio es muy elevado, por lo que puede esperarse que la reacción transcurra completamente.

Ejercicio 3. Una corriente de 4 A circula durante 1 hora y 10 minutos a través de dos células electrolíticas que contienen, respectivamente, sulfato de cobre (II) y cloruro de aluminio.

a) Escriba las reacciones que se producen en el cátodo de ambas celdas electrolíticas.

b) Calcule la masa de cobre y aluminio que se habrán depositado.

Datos: $M_r(\text{Cu}) = 63,5$ $M_r(\text{Al}) = 27$ Constante de Faraday = 96485 C/mol

Solución

a) En el cátodo se produce la reducción de cada uno de los compuestos, por lo que las reacciones que tienen lugar en cada una de las celdas electrolíticas son:



b) Para encontrar la masa de cobre y aluminio depositada, se debe determinar la cantidad de electrones generados en un tiempo dado. Como se ha indicado en el apartado anterior, cada ion cobre (II) precisa de dos electrones y cada ion aluminio precisa de tres. Entonces, se puede calcular la masa conociendo el número de moles de electrones.

Primero se puede determinar el número de moles de electrones implicados en cada una de las celdas electrolíticas:

$$1 \text{ h} \times \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 3600 \text{ s}$$

$$10 \text{ min} \times \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 600 \text{ s}$$

$$\begin{aligned} \text{moles de } e^- &= \text{intensidad} \left(\frac{C}{s} \text{ o } A \right) \times \text{tiempo (s)} \times \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96485 C} \\ &= 4 A \times 4200 s \times \frac{1 \text{ mol de } e^-}{96485 C} = 0,174 \text{ moles de } e^- \end{aligned}$$

La masa de Cu y Al producida en cada cátodo por este número de moles de electrones es:

$$\text{masa de Cu} = 0,174 \text{ mol de } e^- \times \frac{1 \text{ mol de Cu}}{2 \text{ moles de } e^-} \times \frac{63,5 \text{ g de Cu}}{1 \text{ mol de Cu}} = 5,52 \text{ g de Cu}$$

$$\text{masa de Al} = 0,174 \text{ mol de } e^- \times \frac{1 \text{ mol de Al}}{3 \text{ moles de } e^-} \times \frac{27 \text{ g de Al}}{1 \text{ mol de Al}} = 1,57 \text{ g de Al}$$