

UNIVERSIDAD DE PANAMÁ

CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO DE COCLÉ

DR. BERNARDO LOMBARDO

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES, EXACTAS Y TECNOLOGÍA

ESCUELA DE QUÍMICA

LICENCIATURA EN DOCENCIA DE QUÍMICA

PROPUESTA PARA LA ENSEÑANZA-APRENDIZAJE DE LOS PROCESOS REDOX, CON
AYUDAS NEMOTÉCNICAS, VIDEOS ILUSTRATIVOS, DEMOSTRACIONES Y
LABORATORIO CON MATERIAL DE BAJO COSTO.

ELABORADO POR:

PEDRO LUIS BONILLA CASTILLO

PENONOMÉ, REPÚBLICA DE PANAMÁ

2021

UNIVERSIDAD DE PANAMÁ

CENTRO REGIONAL UNIVERSITARIO DE COCLÉ

DR. BERNARDO LOMBARDO

FACULTAD DE CIENCIAS NATURALES, EXACTAS Y TECNOLOGÍA

ESCUELA DE QUÍMICA

LICENCIATURA EN DOCENCIA DE QUÍMICA

**PROPUESTA PARA LA ENSEÑANZA-APRENDIZAJE DE LOS PROCESOS REDOX,
CON AYUDAS NEMOTÉCNICAS, VIDEOS ILUSTRATIVOS, DEMOSTRACIONES Y
LABORATORIO CON MATERIAL DE BAJO COSTO.**

ELABORADO POR:

PEDRO LUIS BONILLA CASTILLO

CÉDULA: 9-725-386

Trabajo de graduación presentado como requisito parcial para optar por el título de Licenciado en Docencia de Química.
--

PENONOMÉ, REPÚBLICA DE PANAMÁ

2021

Profesora Asesora:

Anayansy Madrid

Bioquímica

DEDICATORIA

Dedico el esfuerzo de este arduo trabajo a mi hija Rebeca Anelise Bonilla, quien desde su nacimiento ha sido siempre mi mayor motivo para vencer los obstáculos y lograr todas las metas que me he propuesto en el camino.

AGRADECIMIENTOS

En primer lugar, doy gracias a Dios todopoderoso por la oportunidad de estudiar esta carrera y ejercerla al mismo tiempo. Por ser mi guía en cada paso que doy, por no desampararme en los momentos difíciles. Por su amor y misericordia.

A mis padres, Pedro y Migdalia por todo su amor y apoyo; por cada consejo y por creer siempre en mis capacidades; por estar pendientes de mí en todo momento...

A mis 5 hermanos, por sus palabras alentadoras y el apoyo que, de una u otra manera, he recibido de cada uno.

A mi profesora asesora, Magister Anayansi Madrid, por sus valiosos consejos, por el apoyo y el conocimiento brindado tanto en las clases como en la realización de este trabajo.

A la profesora Nieves Villarreal por permitirme trabajar con sus alumnos de 11°, en el colegio donde realicé este estudio. Agradecido también por sus consejos e ideas.

Al profesor Leonardo Pitty por todo el apoyo brindado durante la carrera.

A mi amigo y profesor Daniel, por la enseñanza y el apoyo brindado durante estos años. Por ser un gran guía en el camino de la educación.

Índice General

Resumen	vi
Abstract	vii
Introducción	ix
Capítulo 1: Marco Teórico Referencial.....	1
1.1 Componente Epistemológico	2
1.2 Componente Didáctico.....	3
1.2.1 <i>Uso de la pizarra para la enseñanza de la Química</i>	5
1.2.2 <i>Prácticas de laboratorio en la enseñanza de la Química</i>	5
1.3 Componente Disciplinar	7
1.3.1 <i>Significado de Estado de Oxidación</i>	7
1.3.2 <i>Definición de Reacciones de Óxido-reducción</i>	10
1.3.2.1 Oxidación.	11
1.3.2.2 Reducción.	13
1.3.2.3 Agente oxidante..	14
1.3.2.4 Agente Reductor.	16
1.3.3 <i>Tipos de Reacciones REDOX</i>	17
1.3.3.1 Combustión.....	17
1.3.3.2 Combinación o Síntesis..	18
1.3.3.3 Descomposición o Disociación Térmica..	18
1.3.3.4 Simple Desplazamiento o Simple Sustitución.....	19
1.3.4 <i>Semirreacciones de Oxidación y de Reducción</i>	21
1.3.5 <i>Métodos para Balancear Ecuaciones REDOX a partir de las Semirreacciones</i>	23
1.3.5.1 Método del Número de Oxidación o Balance por Oxidación-reducción.	23
1.3.5.2 Método del Ión – electrón..	26
1.4 Alcance y Campo de Aplicación de las Reacciones REDOX.....	32
1.4.1 <i>Obtención de Metales en un Alto Horno</i>	32
1.4.1.1 Formación de Agentes Reductores Gaseosos.	34
1.4.1.2 Obtención de Hierro por Reducción del Óxido de Hierro.	34
1.4.1.3 Formación de Impurezas en el Hierro.....	35
1.4.2 <i>Procesos Electroquímicos</i>	35
1.4.2.1 Celdas Electroquímicas o Galvánicas.	36
1.4.2.2 Electrólisis.	37

1.4.2.3 Descomposición Catalítica del Peróxido de Hidrógeno.	38
1.4.3 Reacciones REDOX en Algunos Procesos Biológicos	39
Capítulo 2: Metodología.....	40
2.1 Planteamiento del Problema.....	41
2.2 Justificación.....	42
2.3 Objetivos	43
2.3.1 Objetivo General.....	43
2.3.2 Objetivos Específicos.....	43
2.4. Hipótesis.....	43
2.5 Instrumentos para la Recolección de Datos	44
2.5.1 Pre -test y Post – test.....	44
2.5.2 Cámara de Teléfono Celular	44
2.6 Población y Muestra	44
2.7 Fases de la Metodología.....	45
Capítulo 3: Resultados y Análisis	46
3.1 Resultados del Pre - test.....	47
3.2 Resultados del Post- test	51
3.3 Análisis de Resultados del Pre - test.....	57
3.4 Análisis de Resultados del Post - test	58
4. Conclusión	60
5. Recomendaciones.....	61
6. Referencias Bibliográficas.....	63
7. Apéndice.....	66

Índice de Figuras

Figura 1. Estructura de Lewis para la molécula de agua.....	8
Figura 2. Semirreacciones de oxidación	12
Figura 3. Semirreacciones de reducción.....	14
Figura 4. Reacción REDOX de simple desplazamiento	19
Figura 5. Algunos potenciales estándar de reducción a 25°C	20
Figura 6. Resultados del pre-test de 11°A y 11°B	47
Figura 7. Resultados del pre-test de 11°C y 11°D	48
Figura 8. Pregunta 1 del pre-test.....	49
Figura 9. Pregunta 2 del pre-test.....	49
Figura 10. Pregunta 3 del pre-test.....	50
Figura 11. Resultados del post-test de 11°A y 11°B.....	51
Figura 12. Resultados del post-test de 11°C y 11°D	52
Figura 13. Porcentaje de aciertos a la pregunta 1 del post-test, grupos experimentales	53
Figura 14. Porcentaje de aciertos a la pregunta 1 del post-test, grupos control	53
Figura 15. Porcentaje de aciertos a la pregunta 2 del post-test, grupos experimentales	54
Figura 16. Porcentaje de aciertos a la pregunta 2 del post-test, grupos control	54
Figura 17. Porcentaje de aciertos a la pregunta 4 del post-test, grupos experimentales	55
Figura 18. Porcentaje de aciertos a la pregunta 4 del post-test, grupos control	55
Figura 19. Porcentaje de aciertos a la pregunta 7 del post-test, grupos experimentales	56
Figura 20. Porcentaje de aciertos a la pregunta 7 del post-test, grupos control	56
Figura A21. Aplicación de pre-test a 11°C	69
Figura A22. Aplicación de pre-test a 11°A	70

Figura B23. Representación de la síntesis de MgO	70
Figura B24. Recta numérica REDOX.....	71
Figura B25. Acrónimos “RE-GAN y PER-OXI”	71
Figura B26. Aplicación de la estrategia con los recursos didácticos preparados	72
Figura C27. Prácticas en clase	74
Figura 28. Proyección de video a grupo experimental.....	75
Figura D29. Ión Mn^{+2}	78
Figura D30. Ión Mn^{+4}	77
Figura D31. Ión Mn^{+6}	78
Figura D32. Explicación del proceso de reducción del manganeso.	79
Figura D33. Demostración de los cationes más comunes del manganeso	78
Figura E34. Material de bajo costo utilizado en el laboratorio.....	83
Figura E35. Ejecución de laboratorios con los grupos experimentales	83
Figura F36. Enseñanza de los procesos REDOX en el tablero	84
Figura F37. Estrategia con el uso de la pizarra.....	84
Figura H38. Simulador con balance de ecuaciones REDOX	88
Figura H39. Simulación de pila electroquímica	89
Figura H40. Simulación de reacción REDOX con varilla metálica en solución.....	90
Figura I41. Página web para entrar a juego de balance de reacciones químicas	91
Figura I42. Ecuación balanceada en juego virtual	92

Índice de Tablas

Tabla 1. Resultados del pre-test aplicado a los grupos control	47
Tabla 2. Resultados del pre-test aplicado a los grupos experimentales	48
Tabla 3. Resultados del post-test aplicado a los grupos control.....	51
Tabla 4. Resultados del post-test aplicado a los grupos experimentales.....	52

Resumen

Este trabajo tiene como objetivo proponer una estrategia didáctica que facilite a los estudiantes de 11° la comprensión de los procesos oxidación y reducción. El estudio consistió en aplicar a grupos selectos de estudiantes de 11°, una metodología de enseñanza de los procesos REDOX con ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones y laboratorios con material de bajo costo, en periodo de clases presenciales 2019. A otros grupos de 11° de la misma institución educativa, se les aplicó una metodología de enseñanza tradicional con el uso exclusivo del tablero. Los instrumentos empleados para recolectar datos y evaluar la eficacia de ambas metodologías de enseñanza fueron pre test y pos test. Primero, los alumnos realizaron el pre test con el que se midió su conocimiento previo referente al tema. Una vez aplicadas las estrategias didácticas, se realizó el pos test. Con esta prueba, se midió la eficacia de ambas metodologías para la orientación del aprendizaje de los procesos REDOX. Los resultados evidencian que las actividades innovadoras promueven de una manera más eficaz el aprendizaje de los procesos óxido-reducción, que las metodologías tradicionales. En el capítulo 1 de este trabajo, se encuentra toda la fundamentación teórica en la que se apoyó esta investigación. En el capítulo 2, se dan a conocer los detalles en cuanto a la metodología desarrollada en este estudio. En el capítulo 3, se analizan los resultados que se obtuvieron en los pre test y pos test aplicados a los estudiantes.

Abstract

The objective of this degree work was to propose a didactic strategy that would facilitate 11th grade students to understand the oxidation and reduction processes. The study consisted of applying to selected groups of 11th grade students, a teaching methodology of the REDOX processes with mnemonic aids, illustrative videos, demonstrations and laboratories with low-cost material, in the period of face-to-face classes 2019. To other groups of 11 ° from the same

educational institution, a traditional teaching methodology was applied with the exclusive use of the board. The instruments used to collect data and evaluate the effectiveness of both teaching methodologies were pre-test and post-test. First, the students took the pre-test with which their prior knowledge regarding the subject was measured. Once the didactic strategies were applied, the students took the post-test. With this test, the effectiveness of both methodologies for the orientation of the learning of the REDOX processes was measured. The results show that innovative activities promote the learning of oxide-reduction processes more effectively than traditional methodologies. In chapter 1 of this work, you will find all the theoretical foundations on which this research was supported. In Chapter 2, the details regarding the methodology developed in this study are disclosed. In Chapter 3, the results obtained in the pre-test and post-test applied to the students are analyzed.

Introducción

“A las reacciones que implican la transferencia de electrones entre las sustancias que participan, se les conoce como reacciones de óxido-reducción o reacciones REDOX” (Gómez, 2007, p.2). En estas reacciones una especie cede electrones y se oxida, mientras que otra acepta esos electrones y se reduce. Tales procesos constituyen una parte importante de las reacciones químicas tanto a nivel de laboratorio como en el ámbito industrial y en el diario vivir. (Massaferro, 2018, p.48)

Para la enseñanza de los procesos oxidación y reducción es necesario que los docentes de química utilicen estrategias que faciliten al alumno el entendimiento de cómo surgen los cambios en los estados de oxidación de las especies reaccionantes, integrando conceptos como configuración electrónica, valencia y enlace químico.

La metodología que aplique el docente también debe contemplar la contextualización de las reacciones REDOX. Esto llevará al estudiante a valorar el conocimiento científico, su aprovechamiento para el desarrollo tecnológico y el impacto del mismo en la sociedad.

Actualmente, estas reacciones constituyen una importante fuente de energía en el planeta. Por ejemplo, la combustión de la gasolina en el motor de un automóvil es un proceso en el que ocurre transferencia de electrones, como resultado del cual se produce o almacena energía. (Mondragón et. al, 2005, p.228)

Las metodologías carentes de recursos didácticos o de actividades innovadoras, son poco eficaces para la comprensión de los procesos oxidación y reducción. La diversidad de alumnos que hoy en día podemos encontrar en las aulas obliga al sistema educativo y a los docentes de Química a adaptar nuevas herramientas y estrategias que faciliten el aprendizaje de los mismos.

El siguiente trabajo de investigación consistió en el desarrollo y evaluación de una metodología que fue diseñada para facilitar la comprensión, identificación y representación de los procesos

REDOX, en estudiantes de 11° bachiller en Ciencias, de un colegio oficial de la provincia de Coclé, en el período escolar 2019, dentro de la modalidad de clases presenciales.

La metodología desarrollada, se basó en la integración de ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones en el laboratorio y algunas prácticas con material de uso casero para estimular y facilitar el aprendizaje de los procesos REDOX. Adicionalmente, se trabajó con grupos control utilizando solamente el tablero (metodología tradicional), a fin de comparar cuantitativamente el rendimiento de los estudiantes y evaluar la eficacia de la metodología desarrollada.

Capítulo 1: Marco Teórico Referencial

1.1 Componente Epistemológico

Asimov (como se citó en Palencia, 2016) piensa que, para conocer un poco la historia del concepto de reacción química, se debe tener en cuenta la evolución de los conceptos de cambios físicos y químicos. Las actividades realizadas por el hombre para su supervivencia demandaban la fabricación de elementos hechos en piedra y madera a los cuales se les debía modificar su forma y tamaño para aprovecharlos de una mejor manera.

Se observaba, que las características de estos elementos permanecían iguales después de haber sufrido cambios, por ejemplo: las piedras seguían siendo piedras y la madera seguía siendo madera. Por otro lado, algunos fenómenos naturales le mostraban al hombre otro tipo de cambios en la materia, por ejemplo: el incendio de un árbol provocado por un rayo, la descomposición de la carne obtenida en las jornadas de cacería y la fermentación de las frutas y sus jugos.

De igual manera, Merchán (como se citó en Palencia, ob.cit) sostiene, que el descubrimiento del fuego se convirtió en uno de los principales hechos, para que se impulsaran sucesos relacionados con los cambios en la materia. De la misma manera, dos periodos de la historia: la Edad de Hierro y la Edad de Bronce contribuyeron también con los hechos mencionados anteriormente. En estas épocas el hombre observó que, en los procesos de obtención de metales, fundición y aleación, se utilizaba el fuego para ocasionar un cambio físico en la materia. Por otro lado, el fuego también participaba en cambios químicos como la combustión de materiales, y la preparación de los alimentos; todo lo anterior representaba transformaciones en la composición de la materia.

Por otra parte, Asimov (como se citó en Palencia, ob.cit) piensa, que después de estos descubrimientos, el hombre utilizó diferentes métodos prácticos para aprovechar sus nuevos conocimientos. Utilizó la madera como material combustible que, al combinarse con el aire y una fuente de energía, permitían obtener luz y calor, junto con cenizas, humo y vapores. El calor

generado, por el fuego servía para producir nuevas alteraciones químicas, las cuales causaban cambios de color y textura en los diferentes materiales.

Se destaca que estos cambios o alteraciones en la composición de la materia se les conocía como reacciones de combustión. En el siglo XVIII, G.Sthal relacionó en su teoría del flogisto los procesos de combustión y de calcinación de los metales.

Cabe resaltar, que las bases de lo que hoy se conoce como reacciones redox fueron desarrolladas en el siglo XVIII, por el químico francés Antoine Lavoisier quién, a través de sus observaciones, llegó a la conclusión de que tanto la combustión del azufre como la del fósforo, así como la calcinación de metales, eran procesos similares, en los que se producía la combinación de estas sustancias con oxígeno. (www.portaleducativo.net., ob.cit)

Pues bien, a partir de estas conclusiones, se propone una primera definición de los conceptos oxidación y reducción. La oxidación es la reacción que se produce cuando una sustancia reacciona con oxígeno y la reducción será la reacción que se produce cuando una sustancia pierde oxígeno. (www.portaleducativo.net., ob.cit)

“Sin embargo, con el tiempo se verificó que existían muchas reacciones en las que no intervenía el oxígeno, y que eran reacciones de oxidación y reducción, por lo que se estableció una nueva definición para estos procesos” (www.portaleducativo.net., ob.cit).

1.2 Componente Didáctico

Plantean, Castillo y Ramírez (como se citó en González, 2012) que, en la actualidad, el rol de los docentes de química está dirigido a orientar, guiar, facilitar y organizar el encuentro entre el conocimiento químico y las concepciones previas de los estudiantes, con la finalidad de promover

la construcción de un nuevo conocimiento; en tal sentido, las estrategias de aprendizaje aplicadas por los docentes son para promover el logro del aprendizaje significativo.

En este sentido, Pozo y Gómez (como se citó en González, ob.cit) indican, que el verdadero aprendizaje de la química no se reduce sólo a conocimientos estructurados, sino que debe formar parte del esquema general de conocimiento del individuo donde la interrelación de los conceptos y la funcionalidad de los mismos sea una realidad. Así pues, el estudiante ha de "aprender química" y "aprender a hacer química" y a ello responde la presencia de los contenidos procedimentales en los currículos de las ciencias modernas.

Es de hacer notar que, debido a la crisis en el proceso de aprendizaje de la Química, los docentes deberían cambiar sus actuales prácticas. Este cambio se ha empezado a evidenciar en las nuevas publicaciones en el área, llevando a los docentes a recuperar la capacidad explicativa de la Química, relacionando la práctica con la teoría y adecuando, el tipo de lenguaje.

En todo caso, es razonable pensar que las nuevas propuestas disciplinares, racionales y razonables, en las que la teoría y la práctica estén bien relacionadas, darán lugar a programas contextualizados y a propuestas docentes 'modelizadoras' que aseguren una adecuada la trama conceptual. (Narváez, 2015, p.21).

Agrega Vergara (como se citó en González, ob.cit) que la química es una ciencia experimental y, como tal, los experimentos juegan un importante papel para su enseñanza. Es necesario desarrollar una visión integral de la enseñanza y aprendizaje en el laboratorio. Muchos profesores coinciden en que las actividades prácticas o de laboratorio son poco eficaces, por lo que desechan este tipo de estrategia.

1.2.1 Uso de la pizarra para la enseñanza de la Química

El texto escrito es el recurso didáctico más antiguo que existe. Es el medio de comunicación que más incidencia ha tenido a lo largo de los tiempos. Fue el primer medio de comunicación de las ideas del pensamiento y del saber científico, permitiendo la trasmisión de la información. La escritura en la pizarra revolucionó todas las formas de comunicar en el proceso de enseñanza-aprendizaje. Constituye un medio fundamental de apoyo a la explicación del profesor (Bravo, 2003).

Por tal motivo, la pizarra es, en la actualidad, el recurso didáctico más empleado en los diferentes ámbitos educativos. Su enorme, superficie la transforman en un medio de apoyo para el aprendizaje relacionada con el cálculo numérico y la presentación paso a paso de cualquier proceso. No obstante, el uso exclusivo de este recurso no garantiza un aprendizaje significativo, este debe complementarse con otros visualmente atractivos.

1.2.2 Prácticas de laboratorio en la enseñanza de la Química

Se destaca a López y Tamayo (como se citó en Palencia, 2016) piensan que las experiencias de laboratorio representan una parte importante en el proceso de 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 estudiantes con el trabajo experimental.

De igual modo, Aguiar y Canto (como se citó en Palencia, ob.cit) afirman que las prácticas experimentales en el aprendizaje 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, el desarrollo de habilidades en la solución de problemas y el interés hacia la química entre los estudiantes.

En este caso, Salcedo y Villareal (como se citó en Palencia, ob.cit) estiman que la capacidad para describir, explicar y producir fenómenos observables y asociarlos a los conocimientos teóricos vistos le otorga importancia a un laboratorio al momento de enseñar un concepto. Por esta razón, el experimento es un medio para evaluar la validez de una teoría científica previamente producida.

Así mismo, Merino y Herrero (como se citó en Palencia, ob.cit) aseguran, que el laboratorio es el recurso ideal para el aprendizaje de muchos de los contenidos procedimentales y actitudinales presentes en el currículo de ciencias, pero por desgracia el uso que tradicionalmente viene haciéndose del laboratorio, basado en la realización de prácticas-receta en las que el estudiante sigue fielmente las indicaciones escritas en un guion es una forma pobre y obsoleta de utilizar este recurso didáctico tan importante. No obstante, Crujeiras y Jiménez (como se citó en González y Crujeiras, 2016) afirman que es necesario proporcionar a los estudiantes cierta guía para la resolución adecuada de este tipo de tareas y conseguir, de forma gradual que, finalmente, las puedan llevar a cabo autónomamente.

Plantea Taber (como se citó en González y Crujeiras, ob.cit) que hoy en día no son cuestionables los aspectos positivos de actividades experimentales en la educación secundaria, ya que permiten que el alumnado participe en las prácticas de la comunidad científica, promueven su interés por el aprendizaje de la materia a la vez que se familiarizan con el manejo de técnicas, ayudan a ejemplificar la teoría y a comprender la naturaleza de la ciencia.

1.3 Componente Disciplinar

1.3.1 Significado de Estado de Oxidación

Avilés y Asturias (s.f) sostienen “Los números de oxidación de los elementos en un compuesto nos informan del número de electrones que el elemento comparte cuando los enlaces son covalentes, o que transfiere en los compuestos iónicos” (p.1).

El sentido, tanto del número como del signo es claro en los compuestos iónicos:

- Avilés y Asturias (s.f) afirma que el “Signo negativo indica que el elemento capta electrones y, el dígito, el número de electrones captados. Así estado de oxidación -1 significa que el elemento capta un electrón. Estado de oxidación -2 , que capta dos electrones” (p.1).
- Avilés y Asturias (ob.cit) afirman que el “Signo positivo indica que el elemento cede electrones y, el dígito, el número de electrones cedidos. Así estado de oxidación $+1$ significa que el elemento cede un electrón $+2$ que cede dos electrones” (p.1).

Por consiguiente, Avilés y Asturias (ob.cit) afirman que “En los compuestos covalentes la interpretación, aunque parecida, no es la misma, ya que en estos enlaces se comparten electrones” (p.2). El par de electrones, que se comparten pasa hacia el elemento más electronegativo.

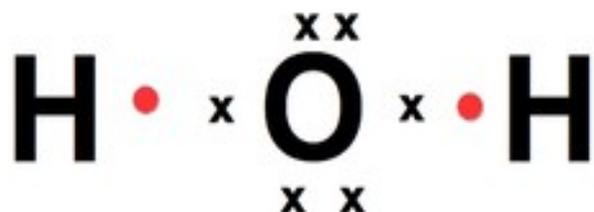
Supóngase un enlace covalente entre un hidrógeno y un oxígeno. El oxígeno es más electronegativo, por lo cual tirará más del par electrónico, quedando con cierta carga negativa. Teniendo esto en cuenta se puede repartir los electrones de enlace, asignando los dos del par al elemento más electronegativo. De esta manera, el oxígeno en la molécula de agua quedará con 8 electrones (dos más de los que tiene si no está combinado). Se asignará, por tanto, un estado de oxidación -2 . Cada uno de los hidrógenos, sin embargo, quedará sin el único electrón que tiene (ya

que se asigna al oxígeno por ser más electronegativo). Su estado de oxidación será, por tanto, +1.

(Avilés y Asturias, s.f, p.2)

Figura 1

Estructura de Lewis para la molécula de agua



Nota. Adaptado de *Ejemplos de estructuras de Lewis de las moléculas*, por Ana Zita, 2021, Todamateria <https://www.todamateria.com/estructura-de-lewis/>. 2018 - 2021 © 7Graus

Se tiene que el número de oxidación de cada elemento puro, es decir, sin combinar, es cero. En resumen, un estado de oxidación negativo indica ganancia de electrones (real en los enlaces iónicos y “parcial” en los covalentes), mientras que un estado de oxidación positivo indica pérdida de electrones (real en los enlaces iónicos y “parcial” en los covalentes). (Avilés y Asturias, s.f, p.2)

Método general para asignar los estados de oxidación

- Gómez (2007) asegura, “Los átomos de los elementos libres, ya sean monoatómicos o poli-atómicos en su representación molecular se les asignan estados de oxidación de cero (0). Para Ag, H₂, N₂, Cl₂, Br₂, S₈ su estado de oxidación es 0” (p.3).
- Gómez (ob.cit) afirma, “A los átomos de iones monoatómicos como Ag⁺, Cl⁻, Fe²⁺, y S²⁻ se les asigna el estado de oxidación correspondiente a la carga iónica” (p.3).
- A los átomos de iones poli-atómicos que involucran un solo elemento como Hg₂²⁺, O₂²⁻, O₂⁻, y N₃⁻ tienen estados de oxidación que representa la carga compartida en el ión, así

para los iones antes mencionados los estados de oxidación serán: +1, -1, -1/2, -1/3 respectivamente. (Gómez, ob.cit, p.3)

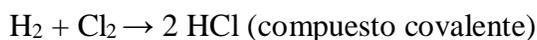
- El estado de oxidación del hidrógeno cuando está formando parte de un compuesto es +1, excepto en los hidruros metálicos donde es -1. Por ejemplo, en el H_2S el estado de oxidación es +1: sin embargo, en el FeH_2 , el estado de oxidación del H es -1. (www.portaleducativo.net., ob.cit)
- El estado de oxidación del oxígeno, cuando está formando parte de un compuesto es -2, con excepción de los peróxidos donde es -1. Por ejemplo, en el H_2O el estado de oxidación del oxígeno es -2; en cambio, en el H_2O_2 , el estado de oxidación del oxígeno es -1. (www.portaleducativo.net., ob.cit)
- Los metales alcalinos (pertenecientes al grupo 1) al formar un compuesto tienen estado de oxidación es +1, y los metales alcalinotérreos (pertenecientes al grupo 2) el estado de oxidación es +2. Por ejemplo, en el Li_2O , el estado de oxidación es +1. (www.portaleducativo.net., ob.cit)
- www.portaleducativo.net (ob.cit) afirma, “Los halógenos (pertenecientes al grupo 17), cuando forman parte de una sal binaria, tienen estado de oxidación -1. Por ejemplo, en el CCl_4 , el estado de oxidación del cloro es -1”
- www.portaleducativo.net (ob.cit) refiere que “La suma algebraica de los estados de oxidación de todos los átomos presentes en la fórmula de un compuesto debe ser igual a cero”.
- www.portaleducativo.net (ob.cit) asevera que “La suma de los estados de oxidación de todos los átomos presentes en la fórmula de un ión poliatómico es igual a la carga del ión”.

1.3.2 Definición de Reacciones de Óxido-reducción

“Se denomina reacción de óxido-reducción o reacción REDOX, a toda reacción química en la que uno o más electrones se transfieren entre los reactivos, provocando un cambio en sus estados de oxidación” (Reducción-oxidación, s.f).

Para que exista una reacción de óxido-reducción en el sistema debe haber una especie que ceda electrones, y otra que los acepte. Se debe tener en cuenta que en realidad una oxidación o una reducción es un proceso por el cual cambia el estado de oxidación de una especie química. Este cambio no significa necesariamente un intercambio de iones. Implica que todos los compuestos formados mediante un proceso REDOX son iónicos, puesto que es en estos compuestos donde sí se da un enlace iónico, producto de la transferencia de electrones. (Reducción-oxidación, ob.cit)

“Por ejemplo, en la reacción de formación del cloruro de hidrógeno a partir de los gases dihidrógeno y dicloro, se da un proceso REDOX y, sin embargo, se forma un compuesto covalente” (Reducción-oxidación, ob.cit).



Se trata de que estos procesos se dan simultáneamente; es decir, cuando una sustancia se oxida, siempre es por la acción de otra que se reduce. Una cede electrones y la otra los acepta. Por esta razón, se prefiere el término general de reacciones REDOX. (Reducción-oxidación, ob.cit)

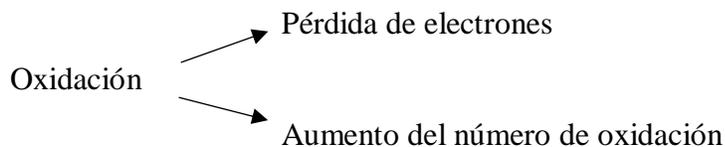
Tan solo en algunos casos ciertos reactivos (anfolitos) pueden oxidarse y a la vez reducirse, en lo que se conoce como anfolización. Del resto, las reacciones REDOX son de las reacciones químicas más comunes del universo y forman parte de las reacciones fundamentales para la continuidad de la vida. (Raffino, 2020)

Pues bien, estas reacciones están presentes en diversas situaciones cotidianas, por ejemplo, en una batería de automóvil o en las pilas de una linterna, en los blanqueadores comerciales, en la corrosión de metales por la humedad ambiental o en la oxidación de una manzana expuesta a la intemperie. También se emplean con frecuencia en la industria de la minería, por ejemplo, en la electro refinación del cobre (www.portaleducativo.net., ob.cit)

1.3.2.1 Oxidación. La oxidación es un proceso electroquímico que tiene lugar cuando un átomo o un ión pierde electrones y en forma simultánea, aumenta su número de oxidación. Por ejemplo, el calcio metálico (con número de oxidación cero), se puede convertir en el ion calcio (con carga de 2+) por la pérdida de dos electrones según el esquema simbólico siguiente. (Garduño, 2005, p.6)



En resumen:



Cuando un ión o un átomo se oxida presenta estas características:

- Actúa como agente reductor.
- Es oxidado por un agente oxidante.
- Aumenta su estado o número de oxidación.

Se destaca, que la palabra oxidación proviene de que, en la mayoría de estas reacciones, la transferencia de electrones se da mediante la adquisición de átomos de oxígeno (cesión de electrones) o viceversa. Sin embargo, la oxidación puede darse sin que haya intercambio

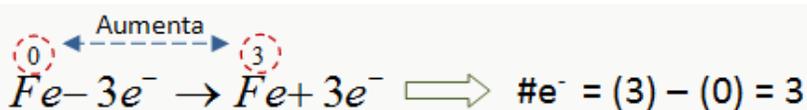
de oxígeno de por medio: por ejemplo, la oxidación de yoduro de sodio a yodo mediante la reducción de cloro a cloruro de sodio. (Reducción-oxidación, ob.cit)

Siempre, que ocurre una oxidación hay liberación de energía. Esta energía puede ser liberada de manera lenta, como es el caso de la oxidación o corrosión de los metales, o bien, puede ser liberada de forma muy rápida y explosiva como es el caso, de la combustión. (Granobles, 2017)

En este caso, los clavos galvanizados están hechos de hierro (Fe) y se corroen (oxidan) fácilmente en presencia del aire y de otras sustancias como el yodo. Para protegerlos, de la corrosión se recubren de zinc (Zn), el cual presenta mayor dificultad para oxidarse.

Figura 2

Semirreacciones de oxidación



Un átomo de Fe^0 **se oxida y pierde 3 electrones.**



Dos átomos de O^{-2} **se oxidan y pierde 4 electrones.**

Nota. Adaptado de *Oxidación*, por FullQuimica.com, 2011, Química | Química Inorganica

<https://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>. Copyright ©

Oxidación lenta o corrosión

Es la que ocurre casi siempre en los metales a causa del agua o aire, causando su corrosión y pérdida de brillo y otras propiedades características de los metales, desprendiendo cantidades de

calor inapreciables; al fundir un metal se acelera la oxidación, pero el calor proviene principalmente de la fuente que derritió el metal y no del proceso químico (una excepción sería el aluminio en la soldadura autógena). (Granobles, ob.cit)

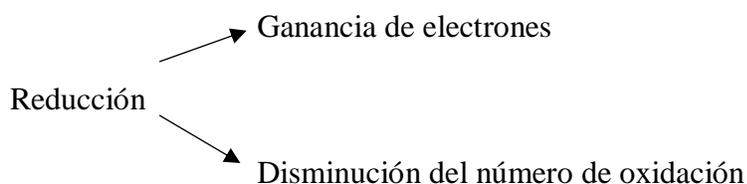
Oxidación rápida o combustión

Granobles (ob.cit) afirma que es “La que ocurre durante lo que ya sería la combustión, desprendiendo cantidades apreciables de calor, en forma de fuego, y ocurre principalmente en sustancias que contienen carbono e hidrógeno (hidrocarburos)”

1.3.2.2 Reducción. En Química, reducción es el proceso electroquímico por el cual un átomo o un ión gana electrones. Esto implica, la disminución en el estado de oxidación de la especie. Este proceso es contrario al de oxidación. Ejemplo, El ión hierro (III) puede ser reducido a hierro (II). (Reducción-oxidación, ob.cit)



En resumen:



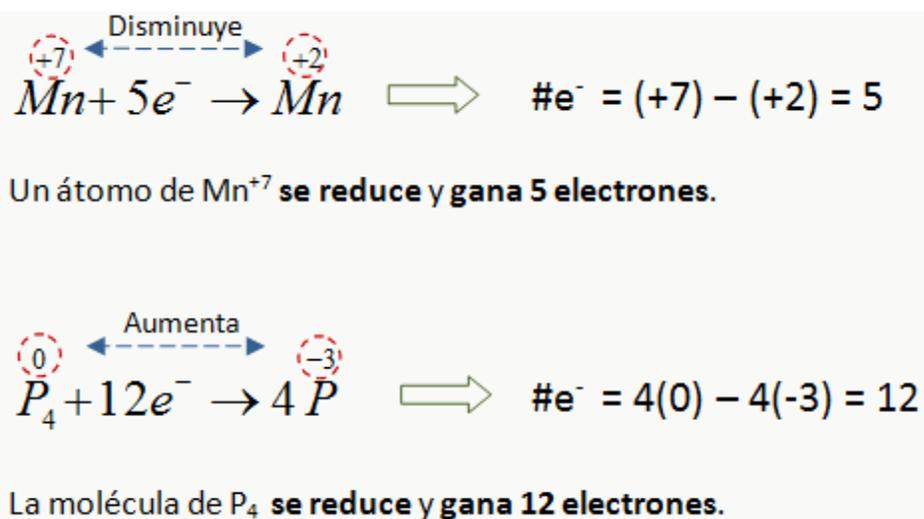
Cuando un ión o un átomo se reduce presenta estas características:

- “Actúa como agente oxidante” (Reducción-oxidación, ob.cit).
- “Es reducido por un agente reductor” (Reducción-oxidación, ob.cit).
- “Disminuye su estado o número de oxidación” (Reducción-oxidación, ob.cit).

En Química Orgánica, la disminución de enlaces de átomos de oxígeno a átomos de carbono o el aumento de enlaces de hidrógeno a átomos de carbono se interpreta como una reducción. Por ejemplo: el etino se reduce para dar eteno; el etanal se reduce a etanol. (Reducción-oxidación, ob.cit)

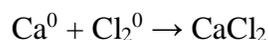
Figura 3

Semirreacciones de reducción

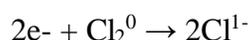


Nota. Adaptado de *Reducción*, por FullQuimica.com, 2011, Química | Química Inorgánica <https://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>. Copyright ©

1.3.2.3 Agente oxidante. Se presenta a Garduño (ob.cit, p.6), quien afirma que “Es la especie química que un proceso REDOX acepta electrones y, por tanto, se reduce en dicho proceso. Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio”.

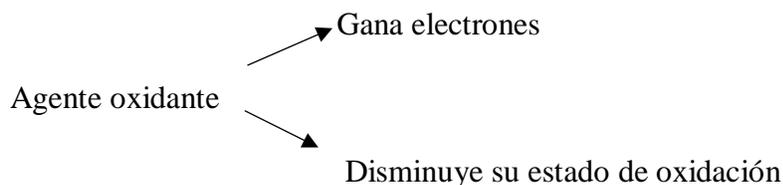


Garduño (ob.cit) sostiene que “El cloro es el agente oxidante puesto que, gana electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 1-” (p.7). Esto se puede escribir como:



Los electrones ganados provienen del átomo o ión que se oxidó, por tal razón se le llama oxidante o agente oxidante.

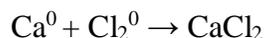
En resumen:



Agentes oxidantes más comunes:

- “El oxígeno: es el mejor oxidante que existe debido a que la molécula es poco reactiva (por su doble enlace) y, sin embargo, es muy electronegativo, casi tanto como el flúor” (www.portaleducativo.net., ob.cit)
- “Hipoclorito y otros hipohalitos como las lejías” (Oxidante, ob.cit). Los blanqueadores de ropa que contiene hipoclorito de sodio (NaOCl), el cual oxida las sustancias que producen el color, volviéndolas incoloras.
- “Dióxido y otros halógenos” (Oxidante, ob.cit).
- “Clorito, clorato, perclorato y compuestos halógenos análogos” (Oxidante, ob.cit).
- “Sales de permanganato, como el permanganato de potasio KMnO_4 ” (Oxidante, ob.cit).
- “Compuestos relacionados con el cerio (IV)” (Oxidante, ob.cit).
- “Compuestos cromados hexavalentes, como el ácido crómico, el ácido dicrómico y el trióxido de cromo, clorocromato de piridinio (PCC) y cromatos / dicromatos” (Oxidante, ob.cit).
- “Peróxidos, como el peróxido de hidrógeno H_2O_2 o agua oxigenada” (Oxidante, ob.cit).

1.3.2.4 Agente Reductor. Con respecto al agente reductor Garduño (ob.cit) afirma que “Es la especie química que un proceso REDOX pierde electrones y, por tanto, se oxida en dicho proceso (aumenta su número de oxidación). Por ejemplo, cuando se hacen reaccionar cloro elemental con calcio” (p.7)

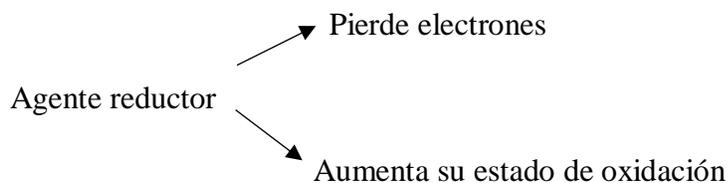


En esta reacción, Garduño (ob.cit) afirma que “El calcio es el agente reductor puesto que pierde electrones y su carga o número de oxidación pasa de 0 a 2+” (p.7)



Los electrones liberados pasan al átomo o ión provocando su reducción, por tal razón se le llama reductor o agente reductor.

En resumen:



Agentes reductores más comunes.

- “Carbón” (Agente reductor, ob.cit).
- “Monóxido de carbono” (Agente reductor, ob.cit).
- “Muchos compuestos ricos en carbón e hidrógeno” (Agente reductor, ob.cit).
- “Elementos no metálicos fácilmente oxidables tales como el azufre y el fósforo” (Agente reductor, ob.cit).

- “Sustancias que contienen celulosa, tales como maderas, textiles, etc” (Agente reductor, ob.cit).
- “Muchos metales como aluminio, magnesio, titanio, circonio” (Agente reductor, ob.cit).
- “Los metales alcalinos como el sodio, potasio, etc” (Agente reductor, ob.cit).
- “Los hidruros” (Agente reductor, ob.cit).
- “Los azúcares reductores” (Agente reductor, ob.cit).

1.3.3 Tipos de Reacciones REDOX

Existen distintos tipos de reacciones REDOX, dotadas de características distintas. Los tipos más comunes, son:

1.3.3.1 Combustión. Todas las formas de combustión, desde la quema de gasolina en el motor de un automóvil o el uso del gas de cocina, son reacciones REDOX en la que un material combustible y oxígeno interactúan químicamente liberando gran cantidad de energía en forma de calor, luz o movimiento (como en el caso de las explosiones). Lógicamente, el oxígeno actúa como agente oxidante, quitándole electrones al compuesto. (Raffino, 2020)

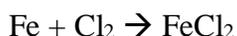
El octano, un hidrocarburo componente de la gasolina, tiene lugar en el motor de nuestros automóviles. Esto ocurre a medida que el oxígeno y el octano reaccionan, oxidándose y reduciéndose respectivamente, liberando energía aprovechada para generar trabajo en el motor, y subproduciendo dióxido de carbono y vapor de agua en el proceso. (Raffino, ob.cit)



1.3.3.2 Combinación o Síntesis. “Son las reacciones en las cuales dos o más sustancias se combinan para formar una sustancia nueva” (Mondragón et al., 2005, p.105).

En muchas reacciones de síntesis, las especies reaccionantes pasan de su estado basal o elemental a un proceso de óxido-reducción. Es decir, una de ellas se reduce mientras que la otra se oxida para la formación del nuevo compuesto.

Una reacción de síntesis que involucra procesos REDOX es la formación de cloruro ferroso, como resultado de la combinación de hierro y cloro

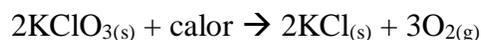


El hierro en su estado elemental Fe^0 se oxida en Fe^{+2} , mientras que el azufre en su estado basal Cl_2^0 se reduce en 2Cl^{-1} .

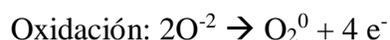
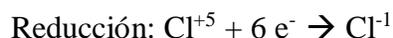
En otros casos, un elemento metálico o no metálico se combina con el oxígeno para formar el óxido correspondiente. Comúnmente, este elemento se oxida, mientras que el oxígeno se reduce.

1.3.3.3 Descomposición o Disociación Térmica. “En estas reacciones una sustancia compleja se descompone en dos o más sustancias simples. La descomposición puede ser causada por varios agentes, principalmente el calor, la electricidad o la luz” (de Wolfschoon, 1980, p.136). También, se les conoce como reacciones de análisis o de dismutación.

Destaca Raffino (ob.cit) que “En estas reacciones un único reactivo se reduce y se oxida al mismo tiempo, a medida que sus moléculas actúan entre sí.” Por ejemplo, al encender un fósforo se da una reacción de disociación térmica en la que el clorato de potasio se descompone en cloruro de potasio y oxígeno.



El cloro con estado de oxidación +5 se reduce en Cl^{-1} , mientras que el oxígeno pierde su estado de oxidación -2, pasando a su estado elemental O_2^0 (oxidación).



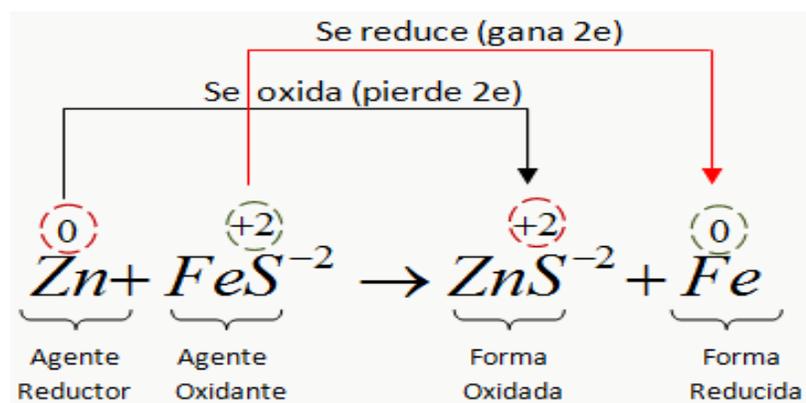
El clorato de potasio actúa como agente oxidante y como agente reductor al mismo tiempo.

1.3.3.4 Simple Desplazamiento o Simple Sustitución. También llamadas reacciones de sustitución simple ocurren cuando dos elementos intercambian sus lugares respectivos dentro de un mismo compuesto. Es decir, un elemento sustituye a otro en su exacto lugar de la fórmula, balanceando sus respectivas cargas electromagnéticas con otros átomos según convenga.

(Raffino, ob.cit)

Figura 4

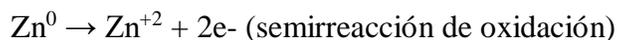
Reacción REDOX de simple desplazamiento



Nota. Adaptado de *Reacción redox*, por FullQuimica.com, 2011, Química | Química Inorganica

<https://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>. Copyright ©

Cada átomo de Zn^0 libera 2 electrones convirtiéndose en Zn^{+2} .



Los electrones cedidos por los átomos de Zn son ganados por los iones Fe^{+2} para convertirse en átomos neutros de Fe^0 .



El ión Zn^{+2} es forma oxidada del Zn^0 y el Fe^0 es la forma reducida del Fe^{+2} . El sulfuro ferroso FeS es el agente oxidante porque contiene al ión Fe^{+2} , que al reducirse provoca la oxidación del Zn. Mientras que el Zn se llama agente reductor porque al oxidarse provoca la reducción del Fe.

En una reacción de simple desplazamiento, la capacidad de un elemento de desplazar a otro se debe a su potencial de reducción.

Figura 5

Algunos potenciales estándar de reducción a 25 °C

Potenciales de reducción estándar			
Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)	Semirreacción de reducción	ϵ^0 (V)
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Li}$	-3,05	$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Cu}$	+0,34
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ca}$	-2,87	$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Na}$	-2,71	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	-0,83	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \longrightarrow \text{Ag}$	+0,80
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}$	-0,76	$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Br}^-$	+1,06
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Fe}$	-0,44	$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,36
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Pb}$	-0,13	$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$	0,00	$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{F}^-$	+1,36

Nota. Adaptado de *Potenciales de Reducción Estándar*, por Aaronit Ponce, 2011,

<https://www.monografias.com/trabajos89/la-electroquimica/la-electroquimica.shtml>. ©

Monografias.com S.A.

En el ejemplo anterior, el Zn tiene una menor capacidad de reducirse (-0,76 Voltios) que el hierro (-0,44 Voltios), por tanto, le cede 2 electrones y lo desplaza. En otras palabras, el Zn posee mayor poder reductor que el Fe.

Existe una lista en la que los elementos se ordenan de mayor a menor por su poder reductor, conocida como serie de actividad. En ella, todos los metales que están antes del hidrógeno lo desplazan de sus combinaciones, los que están después de él no lo desplazan. Los metales se desplazan unos a otros en este mismo sentido.

Serie de actividad:

Li > K > Ca > Na > Mg > Al > Zn > Cr > Fe > Ni > Sn > Pb > H > Cu > Hg > Ag > Pt > Au

Reaccionan con los ácidos desplazando al hidrógeno.

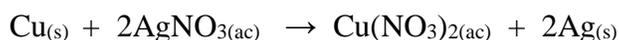
No desplazan al hidrógeno.

1.3.4 Semirreacciones de Oxidación y de Reducción

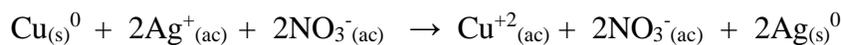
Dentro de una reacción global REDOX se da una serie de reacciones particulares llamadas semirreacciones, medias reacciones o reacciones parciales.

Los procesos de oxidación y reducción se producen simultáneamente en dos semirreacciones: la semirreacción de oxidación y la semirreacción de reducción.

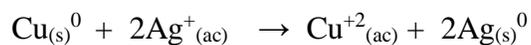
Por ejemplo, al introducir una lámina de cobre (Cu) en una disolución acuosa de nitrato de plata (AgNO₃), es posible notar al pasar unos minutos que la lámina de cobre empieza a recubrirse de una capa de color grisácea y que la disolución comienza a tonarse de color celeste. La ecuación química que representa esta reacción REDOX en forma global es:



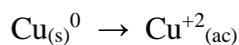
Sin embargo, tanto el nitrato de plata como el nitrato de cobre son compuestos que disueltos en agua se disocian en iones. Por lo tanto, la reacción se puede representar mediante la siguiente ecuación iónica:



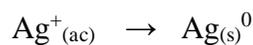
Como el ión nitrato (NO_3^-) aparece en ambos lados de la ecuación iónica y el grupo es idéntico en ambos lados, también se puede escribir dicha ecuación de la siguiente manera:



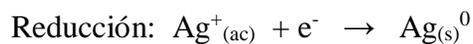
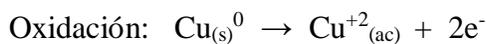
Esta ecuación iónica indica que, durante el proceso, el átomo de cobre eléctricamente neutro se ha transformado en el ión Cu^{+2} , para lo cual ha tenido que ceder dos electrones:



En cambio, el ión Ag^+ se ha convertido en un átomo de plata metálica (Ag) para lo cual ha debido aceptar un electrón:



Las medias ecuaciones o semirreacciones que describen estos procesos son:



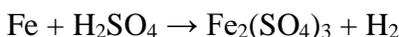
1.3.5 Métodos para Balancear Ecuaciones REDOX a partir de las Semirreacciones

“Los principios de oxidación- reducción pueden ser usados en el balance de ecuaciones” (de Wolfschoon, ob.cit, p.152). Veamos los métodos más utilizados.

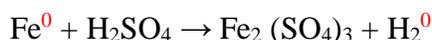
1.3.5.1 Método del Número de Oxidación o Balance por Oxidación-reducción. Paso 1:

Determinación de los números de oxidación

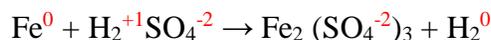
Para comprender este método se procede a balancear la siguiente ecuación



Simoza (s.f) sostiene que “Localizamos los elementos libres, en este caso son el hierro y el hidrógeno, y colocamos un cero como valencia” (p.13).



Se ubican los oxígenos e hidrógenos y les asignamos la valencia que les corresponde.



Para continuar, se obtiene la valencia de los elementos restantes, en este caso el azufre y el hierro.

Al ubicarse en el azufre (S) del primer miembro en la ecuación



Para obtener la valencia del azufre, multiplicamos la valencia del oxígeno por el número de oxígenos que hay (en este caso hay 4 oxígenos que multiplicados por el -2 del número de oxidación, resulta -8) y hacemos lo mismo con el hidrógeno, se multiplica su valencia por el número de oxígenos que hay (2 átomos de hidrógeno multiplicados por +1 resulta +2). (Simoza, ob.cit, p.14) Queda, de la siguiente manera: $\text{H}_2^{+1}\text{S}^x\text{O}_4^{-2}$

De esta manera, Simoza (ob.cit) dice que “Se plantea una ecuación de primer grado, recordando que la suma de los números de oxidación de los átomos integrantes de la molécula debe ser igual a cero”, (p.14).

$$2 \times (+1) + X + 4 \times (-2) = 0$$

$$+2 + X - 8 = 0$$

$$X = +8 - 2$$

$$X = +6$$

Resulta que la valencia del azufre ha de ser +6. se comprueba: comprobamos:

$$+2 + 6 - 8 = 0$$

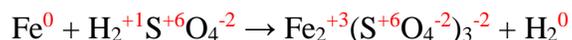
Al ubicarse ahora el hierro del segundo miembro:



Simoza (ob.cit, p14) sostiene que “Esta sal está formada por un catión, (Fe) y un anión, en este caso, el ión sulfato (SO_4). La valencia del hierro es +3 y la del ión sulfato -2”

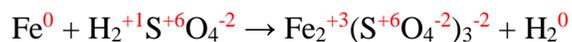
Ya se ha definido el número de oxidación del hierro. Falta conocer el número de oxidación del azufre en el ión sulfato Ya se sabe que la carga neta del ión es -2, por lo que si se multiplica los cuatro átomos de oxígeno por -2, resulta que la carga del oxígeno es -8, ante esto es lógico deducir que el número de oxidación del azufre será +6 para que al hacer la suma algebraica resulte -2. (Simoza, ob.cit, p.14)

Y de esta manera, se ha obtenido todos los números de oxidación de las especies, que participan en la reacción:



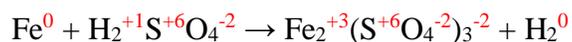
Paso 2: Determinación del elemento que se oxida y del que se reduce

Simoza (ob.cit, p15) afirma que “Observamos que el hierro se oxida pues su número de oxidación aumenta de cero a 3 (pierde 3 electrones)”



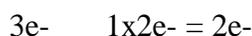
Simoza (ob.cit) sostiene que “Observamos ahora que el hidrógeno se reduce (gana 1 electrón), pero como hay dos átomos de hidrógeno, se multiplica por 2” (p.15).

La ecuación queda de la siguiente manera:



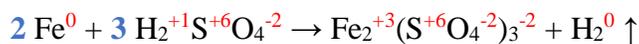
↓ ↑

Se oxida Se reduce



Paso 3: Colocación de los coeficientes estequiométricos

A continuación, invertimos estos números que indican la pérdida y ganancia de electrones, colocándolos como coeficientes estequiométricos:



Ahora contamos el número de átomos a ambos lados de la ecuación:

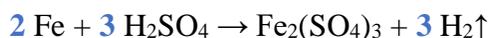
$$2 = \text{Fe} = 2$$

$$3 = \text{S} = 3$$

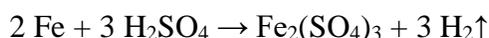
$$12 = \text{O} = 12$$

$$6 = \text{H} = 2$$

Simoza (s.f) afirma que “Para compensar el déficit de hidrógenos del segundo miembro, multiplicamos este elemento por 3” (p.16).



La ecuación balanceada resulta:



1.3.5.2 Método del Ión – electrón. Este método resulta ser más útil porque en el proceso reaccionan sustancias de mayor utilidad en el laboratorio.

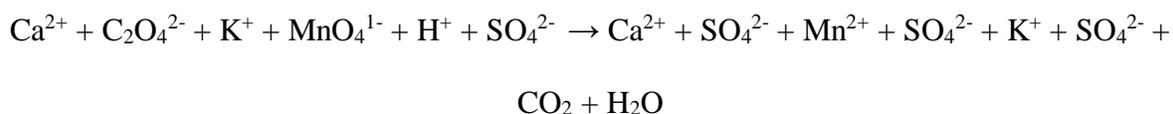
Por ejemplo, el KMnO_4 se compone de los iones K^+ y MnO_4^{1-} dos especies que tienen existencia real. En el ejemplo, que se describirá en seguida, el ion MnO_4^{1-} se usa como tal, ya que en el medio acuoso donde ocurre esta reacción el Mn^{7+} sólo puede encontrarse como ion permanganato, MnO_4^{1-} (Garduño, ob.cit, p.10)

Reacciones en medio ácido:

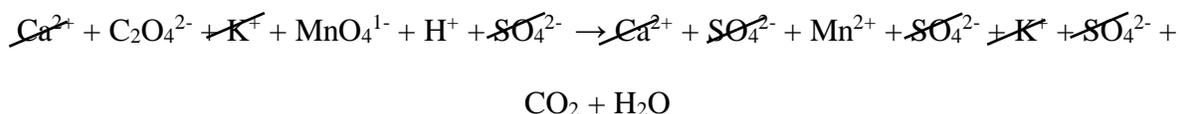
Al balancear la siguiente ecuación:



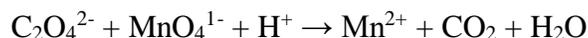
Paso 1: Garduño (ob.cit) manifiesta, “Los compuestos iónicos se separan en sus iones componentes, señalando sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones” (p.11).



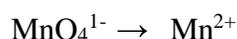
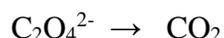
Paso 2: Garduño (ob.cit, p.11) afirma que “Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso”



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso REDOX. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En esta puede advertirse que aparece el ion H^+ , lo cual indica que el proceso REDOX ocurre en medio ácido. (Garduño, ob.cit, p.11)



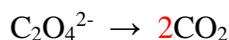
Paso 3: Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden:



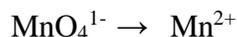
Paso 4: Balance de masa

Para este paso, Garduño (ob.cit) afirma, “Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno” (p.11).

Garduño (ob.cit) asevera que hay dos átomos de carbono en el primer miembro de la primera semirreacción y sólo uno en el segundo miembro. Esto se ajusta mediante el coeficiente adecuado” (p.11).



Garduño (ob.cit) sostiene que “La segunda semirreacción queda igual. Solo hay un átomo de manganeso en ambos miembros” (p.11).



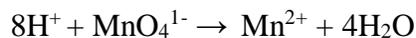
Garduño (2005) testifica que “Ahora se balancea el oxígeno. En medio ácido, el exceso de oxígeno se balancea con agua en el miembro contrario de la semirreacción” (p.11).

En la primera semirreacción el oxígeno está balanceado: $C_2O_4^{2-} \rightarrow 2CO_2$

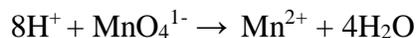
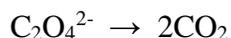
En la segunda hay 4 átomos de oxígeno en el MnO_4^{1-} y, por tanto, se balancea con 4 moles agua en el lado contrario de la semirreacción:



Por último, se balancea el hidrógeno con iones H^+ en el miembro contrario:

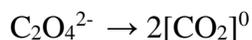


Con esto concluye el proceso de balance de masa. El resultado es:



Paso 5. Balance de carga

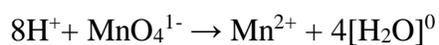
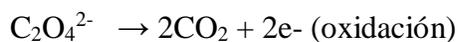
Garduño (ob.cit) sostiene que “Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa, nunca antes. Este paso puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e^-) para igualar las cargas iónicas” (p.12).



$$2- \leq 0$$

$$2- \leq 0 + 2e^-$$

$$2- \leq 2-$$



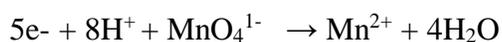
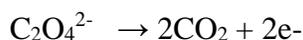
$$8+ + (1-) \geq 2+$$

$$5e^- + 7+ \geq 2+$$

$$2+ = 2+$$

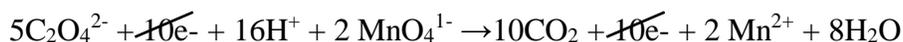
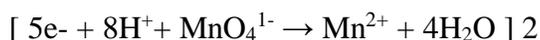


El resultado del Paso 5 es:

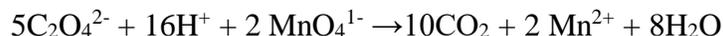


Paso 6: Balance del número de electrones perdidos y ganados

Garduño (ob.cit) sustenta que “El número de electrones perdidos y ganados debe ser el mismo en todo proceso REDOX. Esto se logra multiplicando por el factor adecuado las semirreacciones REDOX balanceadas por masa y carga” (p.13).



Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



Paso 7: “Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso REDOX” (Garduño, ob.cit, p.13).

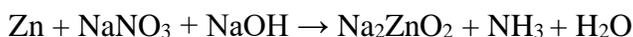


Paso 8: “Por último, se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso REDOX” (Garduño, 2005, p.13).

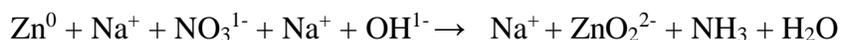


Reacciones en medio básico:

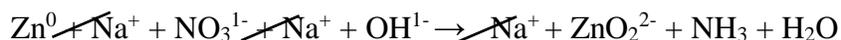
Al balancear la siguiente ecuación:



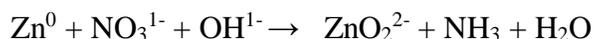
Paso 1: “Se separan los compuestos iónicos en sus iones, señalando sus cargas correspondientes. Los óxidos y los compuestos covalentes no se separan en iones. Los elementos puros tienen carga cero” (Garduño, ob.cit, p.13).



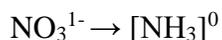
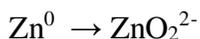
Paso 2: “Se simplifica la reacción eliminando de ella todas aquellas especies químicas que no tienen cambios durante el proceso” (Garduño, 2005, p.13).



Las especies que permanecen después de esta simplificación son las que toman parte en el proceso REDOX. El resultado de este proceso recibe el nombre de reacción iónica. En esta puede advertirse que aparece el ion OH^- , lo cual indica que el proceso REDOX ocurre en medio básico. (Garduño, ob.cit, p.14)

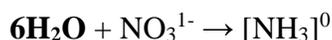
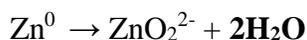


Paso 3: Se escriben las semirreacciones de oxidación y de reducción en cualquier orden

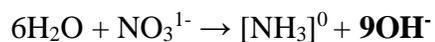
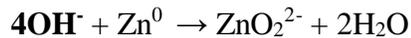


Paso 4: Balance de masa

- “Primero se balancean todos los elementos que no sean oxígeno ni hidrógeno” (Garduño, ob.cit, p.14).
- “En este caso sólo hay oxígeno e hidrógeno en exceso” (Garduño, ob.cit, p.14).
- “Balanceo del oxígeno. El oxígeno se balancea agregando moléculas de agua del mismo lado de la semirreacción donde hay exceso de este” (Garduño, ob.cit, p.14).

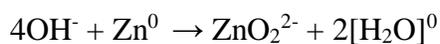


- El hidrógeno se balancea en el miembro contrario por iones OH-



Paso 5: Balance de carga

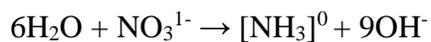
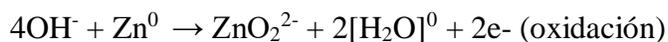
“Este paso sólo debe realizarse después del balance de masa, nunca antes. Puede efectuarse utilizando desigualdades, las cuales se resuelven agregando electrones (e-) para igualar las cargas iónicas” (Garduño, ob.cit, p.14).



$$4- \leq 2-$$

$$4- \leq 2- + 2\mathbf{e-}$$

$$4- = 4-$$



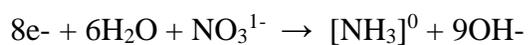
$$1- \geq 9-$$

$$8\mathbf{e-} + 1- \geq 9-$$

$$9- = 9-$$

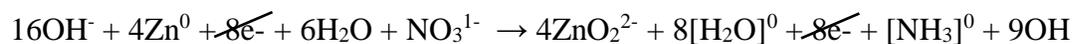
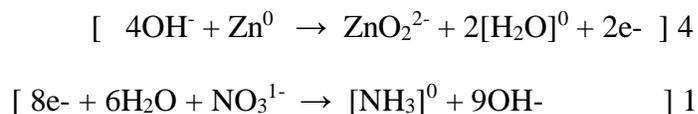


El resultado del paso 5 es:



Paso 6: Balance del número de electrones perdidos y ganados

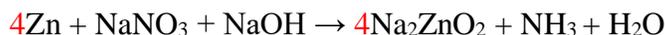
“De nuevo, el número de electrones perdidos y ganados en el proceso REDOX debe ser el mismo. Por tanto, las semirreacciones REDOX se multiplican por el factor adecuado para lograr este propósito” (Garduño, ob.cit, p.15).



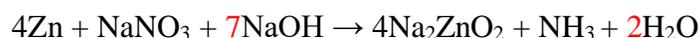
Simplificando, se llega a la ecuación iónica:



Paso 7: “Los coeficientes que se obtienen en la ecuación iónica se trasladan a la reacción general, pero sólo quedarán balanceadas las especies que intervinieron en el proceso REDOX” (Garduño, ob.cit, p.15).



Paso 8: “Por último, se ajustan las especies que permanecieron sin cambios en el proceso REDOX” (Garduño, ob.cit, p.15).



1.4 Alcance y Campo de Aplicación de las Reacciones REDOX

1.4.1 Obtención de Metales en un Alto Horno

“La obtención de metales a partir de sus minerales se consigue gracias a reacciones de oxidación- reducción” (Fontanet y Martínez, 2015, p.103).

En el compuesto metálico, que forma el mineral, el metal está oxidado (tiene carga positiva) y para llegar a convertirse en metal libre tiene que reducirse, es decir, necesita ganar electrones (Fontanet y Martínez, ob.cit p.103).

“La reducción del metal oxidado se consigue por reacción con un agente reductor (carbono, hidrógeno, etc) o por acción de una corriente eléctrica (descomposición electrolítica)” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.103).

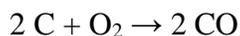
En el caso del hierro, su reducción se lleva a cabo en un equipo conocido como alto horno. Un alto horno funciona en un proceso continuo. Por la parte superior se introduce una mezcla formada por:

- Mineral o mena de hierro (hematita Fe_2O_3 , magnetita Fe_3O_4 o limonita que es una mezcla de óxidos e hidróxidos hidratados) enriquecido con chatarra reciclada.
- “Carbón de coque, cuya función es doble, combustible y agente reductor” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.104).
- “Un fundente, normalmente roca caliza (CaCO_3), cuya función principal es eliminar las impurezas de silicatos y fosfatos del mineral” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.104).

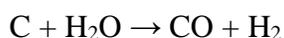
“Por la parte inferior del horno se insufla aire caliente que en su camino ascendente reacciona con el coque formando monóxido de carbono con un gran desprendimiento de calor” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.104).

A continuación, se explican las principales reacciones REDOX que se dan en un alto horno para la obtención de hierro

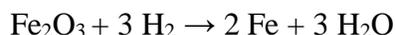
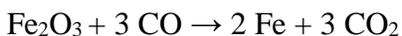
1.4.1.1 Formación de Agentes Reductores Gaseosos. “Como hay un exceso de carbón de coque, la reacción del carbono con el oxígeno del aire es incompleta y se produce monóxido de carbono” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105).



“Si la mena mineral es limonita, el agua aportada se descompone y da hidrógeno, que también es un agente reductor” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105).

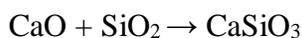


1.4.1.2 Obtención de Hierro por Reducción del Óxido de Hierro. “Los agentes reductores reaccionan con el óxido de hierro y producen hierro que, dada la elevada temperatura del horno, sale fundido” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105).

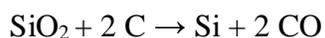
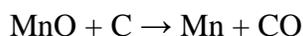


“La sílice, SiO_2 es una impureza que debe eliminarse, porque a las altas temperaturas del horno reacciona con el hierro formando silicato de hierro” (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105).

Para eliminar la sílice se introduce roca caliza en el alto horno. Esta se descompone en óxido de calcio y dióxido de carbono. El óxido de calcio reacciona con la sílice produciendo silicato de calcio que, con un punto de fusión de 1 500 °C se encuentra fundido y forma con otras impurezas una escoria que sobrenada el hierro y es fácil de separar. (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105)



1.4.1.3 Formación de Impurezas en el Hierro. Algunas impurezas quedan retenidas en el hierro por reacciones secundarias de reducción:



El hierro obtenido, llamado hierro de fundición o arrabio, no es un producto puro. El contenido del hierro arrabio es alrededor del 95%. También contiene carbono, entre un 3 o 4 %, y el resto son impurezas, principalmente silicio, manganeso y fósforo. (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105)

Posteriormente, el hierro de fundición se procesa para convertirlo en acero, hierro con un contenido de carbono no superior al 1,4% y prácticamente sin impurezas. El proceso, consiste en una oxidación controlada de las impurezas con oxígeno, seguido de una reacción con óxido de calcio (fundente) y separación de la escoria formada. (Fontanet y Martínez, ob.cit, p.105)

1.4.2 Procesos Electroquímicos

Se conoce “la energía como la capacidad que tienen todos los cuerpos para realizar transformaciones en ellos mismos o en otros cuerpos. Esta se manifiesta de diferentes formas: energía mecánica, térmica, eléctrica, química, entre otras” (Pérez, 2016, p.18).

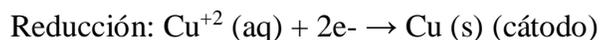
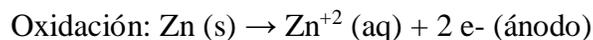
En los siglos XVIII y XIX, los científicos empezaron a descubrir la estrecha relación existente entre dos fenómenos aparentemente desligados: la corriente eléctrica y las reacciones químicas. Así se originó la Electroquímica, disciplina que estudia cómo el paso de la electricidad puede desencadenar cambios químicos, así como la producción de energía eléctrica a partir de una reacción química. Algunas aplicaciones de procesos electroquímicos son las baterías de los automóviles y las pilas. (Mondragón et al., 2005, p.228)

1.4.2.1 Celdas Electroquímicas o Galvánicas. Las reacciones de óxido-reducción que ocurren espontáneamente pueden ser utilizadas para generar energía eléctrica. Para ello, es necesario que la transferencia de electrones no se realice directamente, es decir, que la oxidación y la reducción sucedan en espacios separados. De esta manera, el flujo de electrones desde el agente reductor hacia el agente oxidante se traduce en una corriente eléctrica, que se denomina corriente galvánica. Las celdas electroquímicas, conocidas también como celdas galvánicas o voltaicas, son los dispositivos en los cuales se realiza este proceso. (Mondragón et al., ob.cit, p.231)

Una celda electroquímica consiste en dos electrodos de diferentes metales que proporcionan una superficie sobre la que ocurren las reacciones de oxidación y reducción. Estos electrodos se colocan en dos compartimentos separados o semiceldas, inmersos en un medio que contiene iones en concentraciones conocidas, separados por una placa porosa o membrana, que puede estar compuesta por acristalamiento arcilla, porcelana u otros materiales. (Pérez, ob.cit, p.22)

En la pila Daniell, una de las semiceldas contiene sulfato de zinc ZnSO_4 , la otra contiene sulfato de cobre CuSO_4 y ambas se encuentran conectadas a través de un circuito conductor de la electricidad, cuyos electrodos son, respectivamente, una barra de zinc y una barra de cobre. Los electrones producidos durante la oxidación del Zn viajan a través del circuito, desde el electrodo de zinc hacia el de cobre, donde reducen los iones Cu^{2+} . Adicionalmente, las celdas electroquímicas presentan un tubo de vidrio lleno de una solución salina, conductora de la electricidad, que comunica las dos semiceldas y que se conoce como puente salino. En este caso el puente salino contiene iones $\text{SO}_4^{2-}(\text{ac})$, que pasan de un lado a otro con el fin de equilibrar las cargas en las semiceldas, debido al desequilibrio generado por el flujo de electrones desde el polo reductor. El electrodo de Zn presenta una deficiencia de electrones, por lo que actúa como ánodo,

mientras que el electrodo de Cu, que recibe el flujo de electrones actúa como cátodo. (Mondragón et al., ob.cit, p.231)



1.4.2.2 Electrólisis. La electrólisis es un proceso electroquímico que consiste en el paso de la corriente eléctrica por una disolución o por un electrolito fundido para producir una reacción de oxidación-reducción no espontánea. En este caso la energía eléctrica se transforma en energía química. (Pérez, ob.cit, p.23). Todo el proceso ocurre en un dispositivo denominado celda electrolítica.

“Una celda electrolítica consta de un recipiente que contiene la solución electrolítica y dos electrodos que se sumergen en ella, a través de los cuales fluye una corriente eléctrica proveniente de una fuente de energía (por ejemplo, una pila)” (Mondragón et al., ob.cit, p.229).

Una de las aplicaciones más importantes de la electrólisis es la descomposición del agua, permite que se obtenga los elementos químicos que la componen de forma pura o sea el hidrógeno (H_2) a través del cátodo y el oxígeno (O_2) a través del ánodo, ambos en estado gaseoso. (Pérez, 2016, p.24)

Para que este proceso transcurra se deben cumplir las siguientes condiciones:

- “El agua no puede estar en estado puro, o sea, debe tener pequeñas concentraciones de sales u otros minerales” (Pérez, ob.cit, p.24).
- “Se debe usar corriente directa en este proceso” (Pérez, ob.cit, p.24).

Cátodo (-), reducción: $2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow \text{O}_2 \text{ (g)} + 4 \text{ H}^+ + 4 \text{ e}^-$

Ánodo (+), oxidación: $4 \text{ H}^+ \text{ (aq)} + 4 \text{ e}^- \rightarrow 2 \text{ H}_2 \text{ (g)}$

Reacción global: $2 \text{ H}_2\text{O (l)} \rightarrow 2 \text{ H}_2 \text{ (g)} + \text{O}_2 \text{ (g)}$

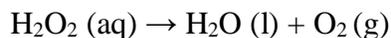
Pérez (ob.cit) afirma que “La electrólisis también es importante porque es ampliamente utilizada en la obtención refinado de metales como el caso del aluminio y en la producción de productos químicos, como el cloro” (p.44).

En este aspecto, la obtención del sodio se lleva a cabo por electrólisis del cloruro de sodio fundido, al que se añade carbonato de sodio para rebajar el punto de fusión o bien del hidróxido de sodio fundido. En el primer caso, se desprende cloro en el ánodo y en el segundo oxígeno. (Pérez, ob.cit, p.48)

Para obtener, aluminio se electroliza una disolución de Al_2O_3 en criolita ($\text{Na}_3[\text{AlF}_6]$) fundida (método de Hall). En los ánodos de carbón se desprenden oxígeno, que reacciona con ellos, formando CO y CO_2 , por ello, los ánodos se van gastando y hay que reponerlos con frecuencia. (Pérez, ob.cit, p.48)

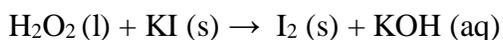
Así mismo, la galvanoplastia consiste en recubrir un objeto de metal con una placa más o menos espesa de otro metal más precioso (níquel, cromo, plata, oro, etc.) mediante procesos electrolíticos. El cromado de metales, el plateado y el dorado de otros menos nobles, constituyen ejemplos importantes de la aplicación de esta técnica. (Pérez, ob.cit, p.49)

1.4.2.3 Descomposición Catalítica del Peróxido de Hidrógeno. El peróxido de hidrógeno se descompone mediante la siguiente reacción REDOX:



Existe, un popular experimento conocido como volcán de espuma, basado en la producción de una gran cantidad de espuma por la acción de la descomposición catalítica del peróxido de hidrógeno en un medio jabonoso. Este consiste en mezclar peróxido de hidrógeno concentrado con jabón líquido, posteriormente, se añade una pequeña cantidad del catalizador (yoduro de potasio) para conseguir la descomposición rápida del peróxido de hidrógeno. Entonces, este se descompone

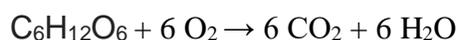
produciendo oxígeno en forma de gas y agua. El agua jabonosa atrapa el oxígeno originando gran cantidad de burbujas, formándose así la espuma. (Pérez, ob.cit, p.25)



En este caso, el agua oxigenada es la especie oxidante y se encarga de oxidar el yoduro a yodo, de ahí el color amarillo. El agua oxigenada se reduce a agua, se desprende oxígeno que, al arrastrar el detergente, produce gran cantidad de espuma. Los iones yoduro procedentes del yoduro potásico actúan como catalizadores que acelerando el proceso. El torrente de espuma caliente muestra que la reacción es exotérmica (libera calor). (Pérez, 2016, p.25)

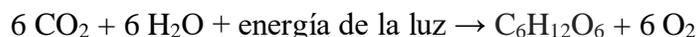
1.4.3 Reacciones REDOX en Algunos Procesos Biológicos

Muchos fenómenos de la naturaleza implican reacciones REDOX. La respiración celular, por ejemplo, es la oxidación de la glucosa ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) para producir CO_2 y agua. La ecuación resumida de la respiración celular es:



Este proceso ocurre en todos los organismos, incluyendo animales, plantas, hongos y bacterias. La energía almacenada en los enlaces de la glucosa es usada para producir ATP y otros compuestos de alta energía que son utilizados por las células para realizar sus funciones vitales. (Melo de Mendoza y Mendoza, s.f, p.326)

De igual manera, el proceso opuesto a la respiración, usado por los autótrofos, se conoce como fotosíntesis. Durante la fotosíntesis, las células usan la energía proveniente de los rayos solares, CO_2 y agua para producir carbohidratos, y oxígeno como producto secundario. (Melo de Mendoza y Mendoza, s.f, p.326). La ecuación resumida de la fotosíntesis es:



Capítulo 2: Metodología

2.1 Planteamiento del Problema

En los últimos años, se evidencia en nuestro país un alto índice de deficiencias en el aprendizaje de la Química. Se infiere en que la comprensión de conceptos y procesos químicos, y la interpretación de fenómenos de la naturaleza en función de estos dependen, en gran medida, de las metodologías que utilizan los docentes para orientar el aprendizaje. Algunas de ellas, sin analogías ni experimentos, en el que el alumno juega un papel pasivo y se fomenta el aprendizaje mecánico.

A los programas de recuperación académica que realiza el Ministerio de Educación una vez finaliza el año escolar, asiste un elevado número de estudiantes reprobados en la asignatura de Química, siendo los grupos de 11° los más numerosos, sin dejar de lado a aquellos que reprueban y deciden no continuar el bachiller en Ciencias o desertan.

A menudo, las dificultades en el aprendizaje de la química tienen que ver con la manera en cómo los alumnos organizan el conocimiento a partir de sus concepciones alternativas sobre la naturaleza de la materia. El problema es mayor cuando el docente desconoce dichas concepciones o poco las utiliza en la enseñanza.

Generalmente, la asimilación de los procesos REDOX se dificulta al momento de asociar los cambios en los estados de oxidación de los reactantes, con la pérdida y la ganancia de electrones. Muchos jóvenes suelen entender estos procesos al revés y cometen errores en la escritura de la hemiecuaciones.

Ante la realidad mencionada, los docentes del nivel medio de enseñanza, deberían preocuparse más por la forma cómo están orientando a los estudiantes en el aprendizaje de la Química, ya que esta ciencia es estigmatizada como un área de dificultad, no sólo porque tiene como objetivo el

estudio microscópico con un lenguaje complejo, sino también porque se relaciona con el pensamiento abstracto. (Narváez, 2015).

2.2 Justificación

Los procesos de transferencia electrónica que se dan en las reacciones de óxido-reducción, resultan difíciles de asimilar por muchos alumnos que estudian bachiller en Ciencias o afines. Esta dificultad impide que aprendan a balancear ecuaciones REDOX por el método de ión-electrón, dado que no sabrían escribir correctamente las semirreacciones. Esto refleja la necesidad de adaptar nuevas metodologías y herramientas tecnológicas para el logro del aprendizaje en nuestros alumnos.

Es cierto que las aulas de clase están llenas de una gran diversidad de jóvenes cuyo mayor interés no es aprender las ciencias debido a su predisposición frente a ésta. Mantener su motivación e interés hacia a la Química es todo un reto. Para ello, el docente debe buscar opciones de estrategias novedosas donde los estudiantes se involucren con el aprendizaje.

Este estudio evalúa la funcionalidad de una metodología que fue diseñada combinando el uso de tablero con ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones (ver apéndice D) y laboratorios con material de uso casero (ver apéndice E), para lograr que el estudiante comprenda los procesos oxidación y reducción, y pueda identificar la sustancia oxidada, la sustancia reducida, el oxidante y el reductor en una reacción REDOX.

La metodología desarrollada en este estudio servirá de referencia al docente de Química para la preparación de una secuencia didáctica en la que tenga por objetivo orientar el aprendizaje de los procesos REDOX, frente a condiciones de escasos reactivos, instrumentos y otros.

2.3 Objetivos

2.3.1 *Objetivo General*

- Proponer estrategias que contribuyan a mejorar la enseñanza -aprendizaje de los procesos REDOX por alumnos de 11°, período 2019.

2.3.2 *Objetivos Específicos*

- Diagnosticar los tipos de estrategias didácticas que promueven el aprendizaje de los procesos de oxidación - reducción en alumnos de 11°.
- Analizar los procesos de oxidación - reducción para la facilitación de su aprendizaje.
- Establecer la factibilidad de estrategias para la optimización del aprendizaje de los procesos REDOX en alumnos de 11°.
- Evaluar estrategias didácticas que faciliten el aprendizaje de los procesos REDOX en alumnos de 11°.

2.4. Hipótesis

Las metodologías de enseñanza que incorporan ayudas nemotécnicas bien diseñadas, herramientas tecnológicas, demostraciones y prácticas de laboratorio, son más atractivas y eficaces para la asimilación de los procesos oxidación- reducción que las metodologías tradicionales.

Variable independiente: Ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones y laboratorio para la asimilación de procesos REDOX.

Variable dependiente: Rendimiento de estudiantes de 11° de Bachiller en Ciencias.

2.5 Instrumentos para la Recolección de Datos

2.5.1 Pre -test y Post – test

Los instrumentos empleados para la recolección de datos fueron pre test (ver apéndice A) y pos test (ver apéndice G). Ambos diferentes con 10 preguntas de selección única,

Antes de la aplicación de las estrategias didácticas, todos los grupos presentaron la prueba diagnóstica o pre test, con la que se midió el conocimiento previo referente al tema.

Una vez se aplicaron las estrategias didácticas, los estudiantes realizaron el pos test. Con esta prueba, se midió la eficacia de las estrategias desarrolladas para la orientación del aprendizaje de los procesos REDOX.

Las preguntas en ambos test fueron basadas en los conceptos oxidación y reducción; electrones cedidos y ganados; identificación de sustancia oxidada, sustancia reducida, agente oxidante y agente reductor; y en el balance de ecuaciones REDOX por el método de óxido-reducción. En ambas pruebas, se les colocó ejemplos de reacciones sencillas de: síntesis, descomposición y simple desplazamiento.

2.5.2 Cámara de Teléfono Celular

Se utilizó cámara de teléfono celular para tomar fotos y videos, los cuales fueron utilizados para complementar la información recabada y para el análisis de resultados. También como evidencias del trabajo realizado en las aulas y en el laboratorio.

2.6 Población y Muestra

Se trabajó con estudiantes de 11° Bachiller en Ciencias de un colegio oficial de la provincia de Coclé. En total, se atendieron cuatro grupos de 11° en jornada vespertina. Dos de ellos, fueron

tomados como grupos control (11°A y 11°B) con los cuales se desarrolló una metodología tradicional para la enseñanza-aprendizaje de los procesos REDOX a 54 estudiantes. Los otros dos fueron los grupos experimentales (11°C y 11°D) con 52 estudiantes en total, a quienes se les enseñó los procesos REDOX utilizando las estrategias didácticas diseñadas.

2.7 Fases de la Metodología

Primera fase:

1. En esta fase se identificó el problema de investigación con el apoyo de la profesora asesora, lo cual involucró la revisión de material alusivo a la orientación de los conceptos oxidación y reducción en el estudio de las reacciones REDOX.
2. Selección del colegio a visitar.
3. Elaboración y validación del pre test y el pos test para la recolección de datos.

Segunda fase:

1. Visita al colegio seleccionado para conversar con la directora y obtener el permiso para realizar el estudio.
2. Realización del estudio en el plantel.
3. Recolección de datos para su posterior análisis.

Tercera fase:

1. Análisis de los resultados obtenidos.
2. Planteamiento de conclusiones y recomendaciones.
3. Confección y sustentación del informe final.

Capítulo 3: Resultados y Análisis

3.1 Resultados del Pre - test

Tabla 1

Resultados del pre-test aplicado a los grupos control

Grados	Total estudiantes	Aprobados	Porcentaje Aprobados	Reprobados	Porcentaje Reprobados
11° A	26	4	15.38	22	84.62
11° B	28	8	28.57	20	71.43
Totales	54	12	22.22	42	77.78

Figura 6

Resultados del pre-test de 11°A y 11° B

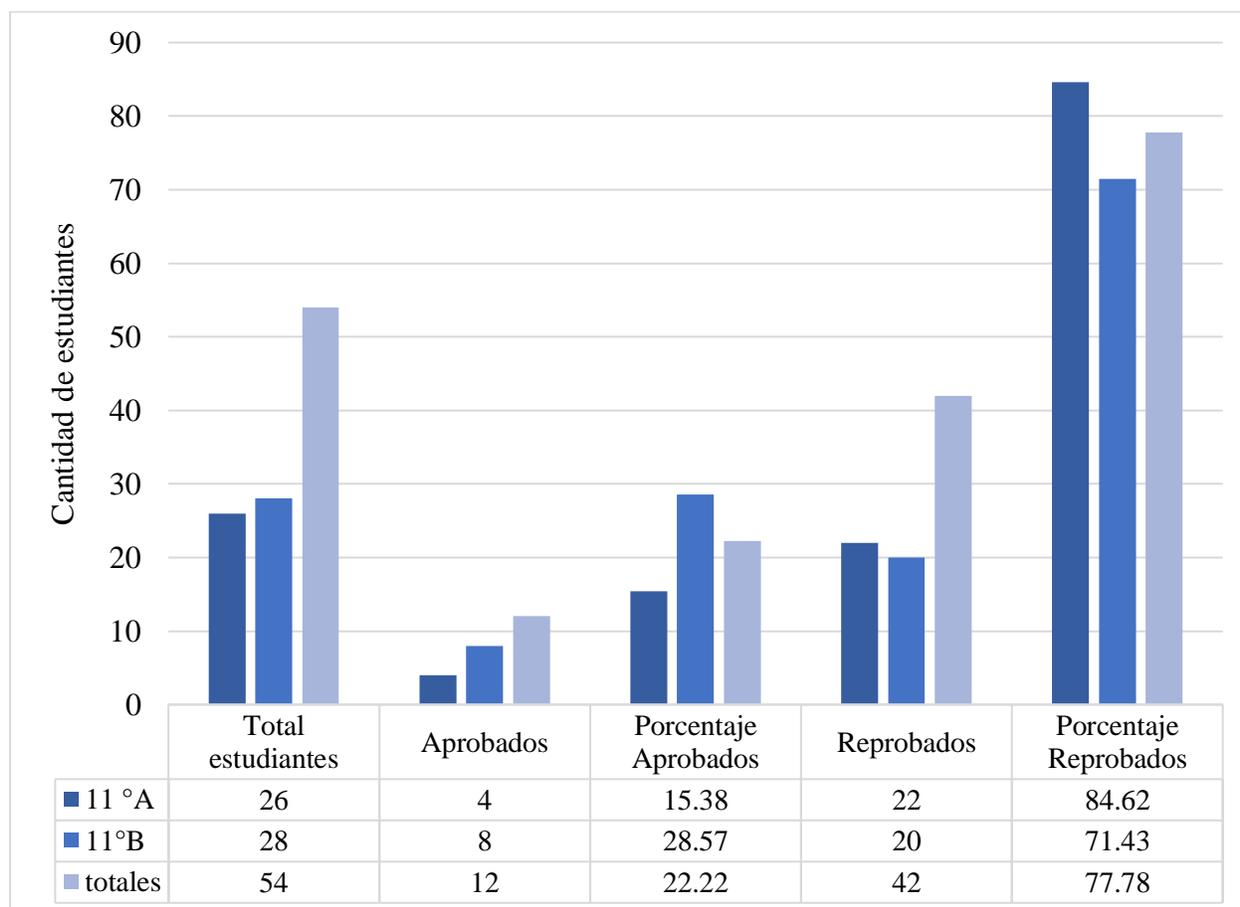


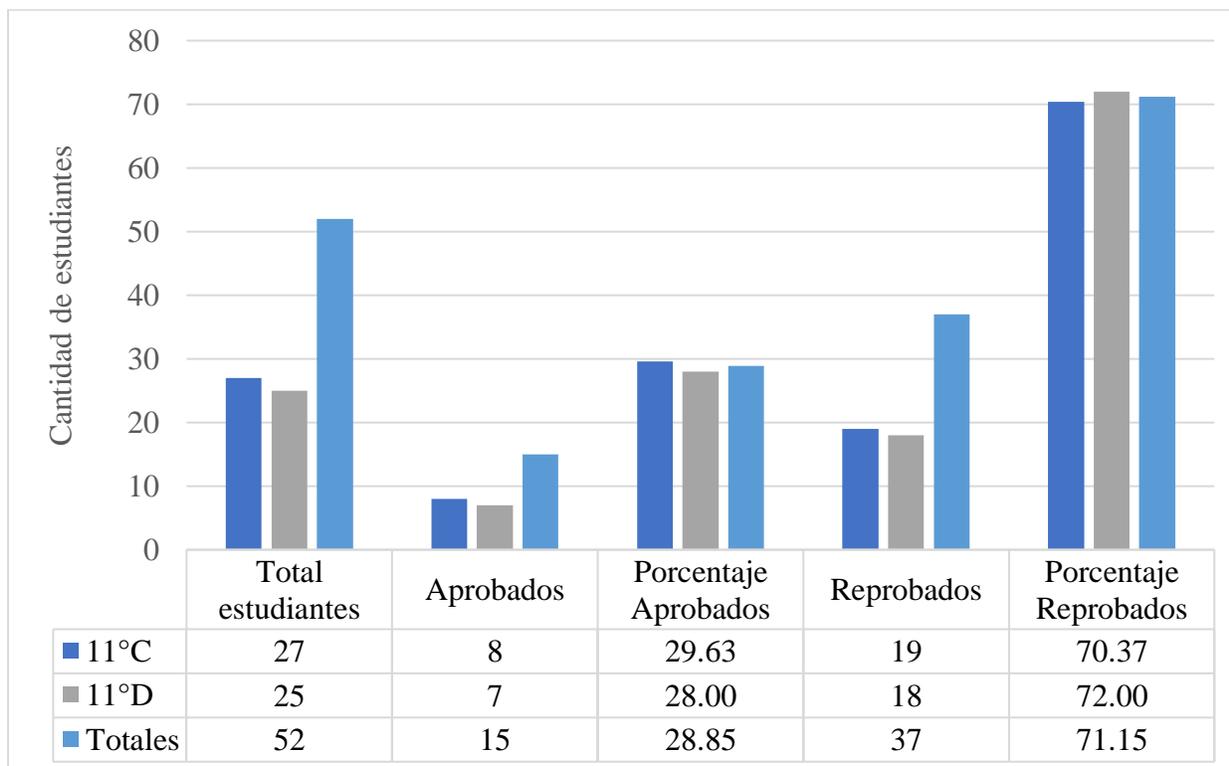
Tabla 2

Resultados del pre-test aplicado a los grupos experimentales

Grados	Total estudiantes	Aprobados	Porcentaje Aprobados	Reprobados	Porcentaje Reprobados
11° C	27	8	29.63	19	70.37
11° D	25	7	28.00	18	72.00
Totales	52	15	28.85	37	71.15

Figura 7

Resultados del pre-test de 11° C y 11° D



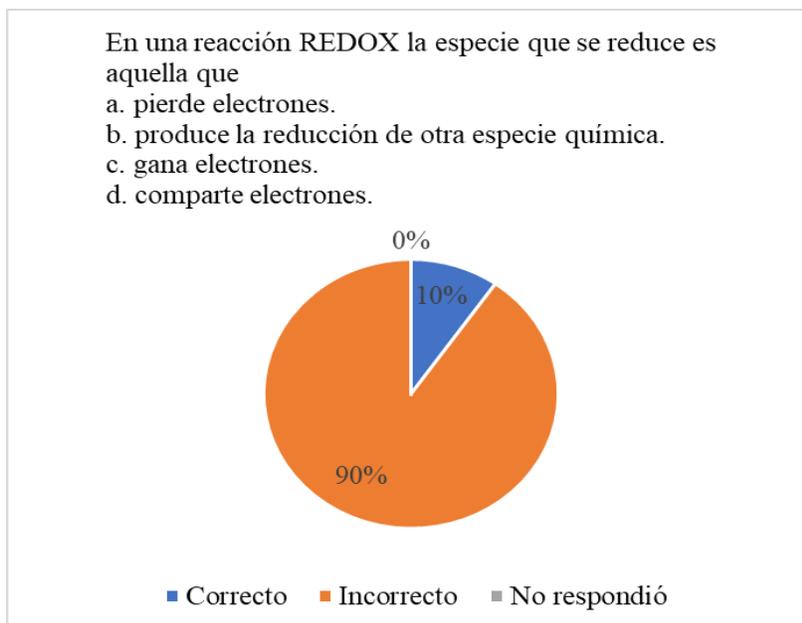
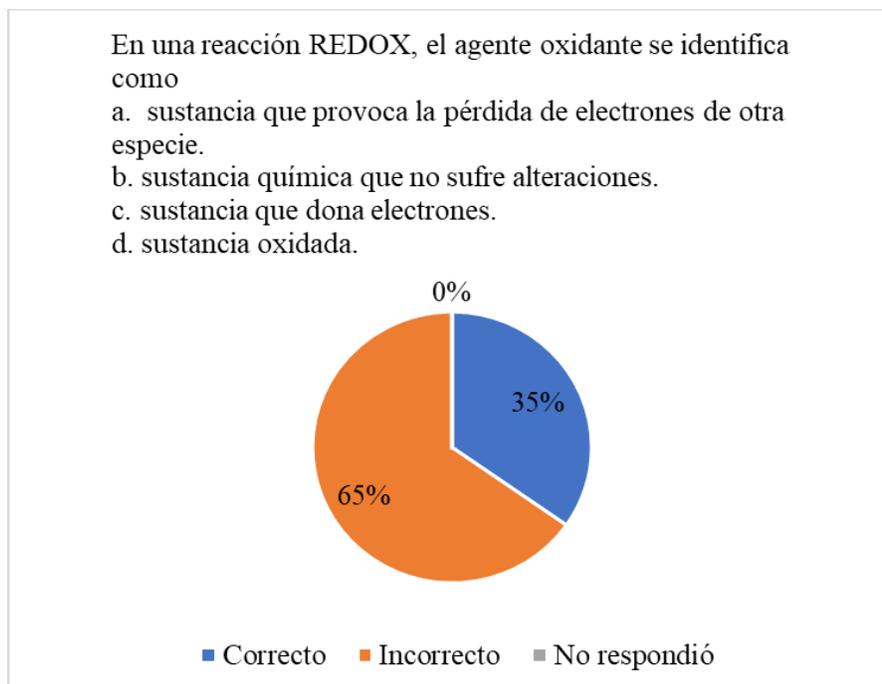
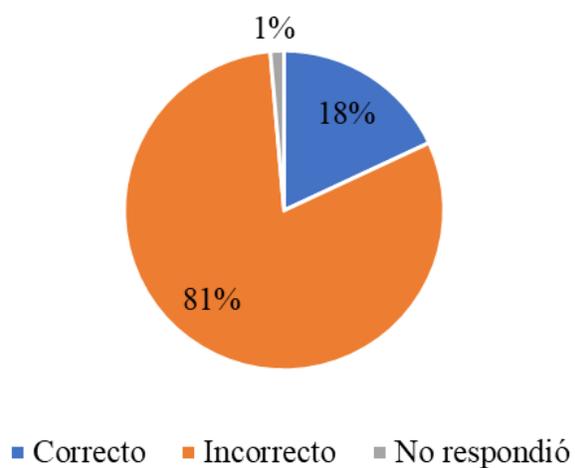
Resultados de algunas preguntas realizadas en el pre – test**Figura 8***Pregunta 1 del pre-test***Figura 9***Pregunta 2 del pre-test*

Figura 10*Pregunta 3 del pre-test*

En las reacciones REDOX, la especie que cede electrones al medio aumentando su estado de oxidación es

- a. el agente oxidante.
- b. la sustancia reducida.
- c. un catalizador.
- d. el agente reductor.



3.2 Resultados del Post- test

Tabla 3

Resultados del post-test aplicado a los grupos control

Grados	Total estudiantes	Aprobados	Porcentaje Aprobados	Reprobados	Porcentaje Reprobados
11°A	26	16	61.54	11	42.31
11° B	28	15	53.57	12	42.86
Totales	54	31	57.41	23	42.59

Figura 11

Resultados del post-test de 11° A y 11° B

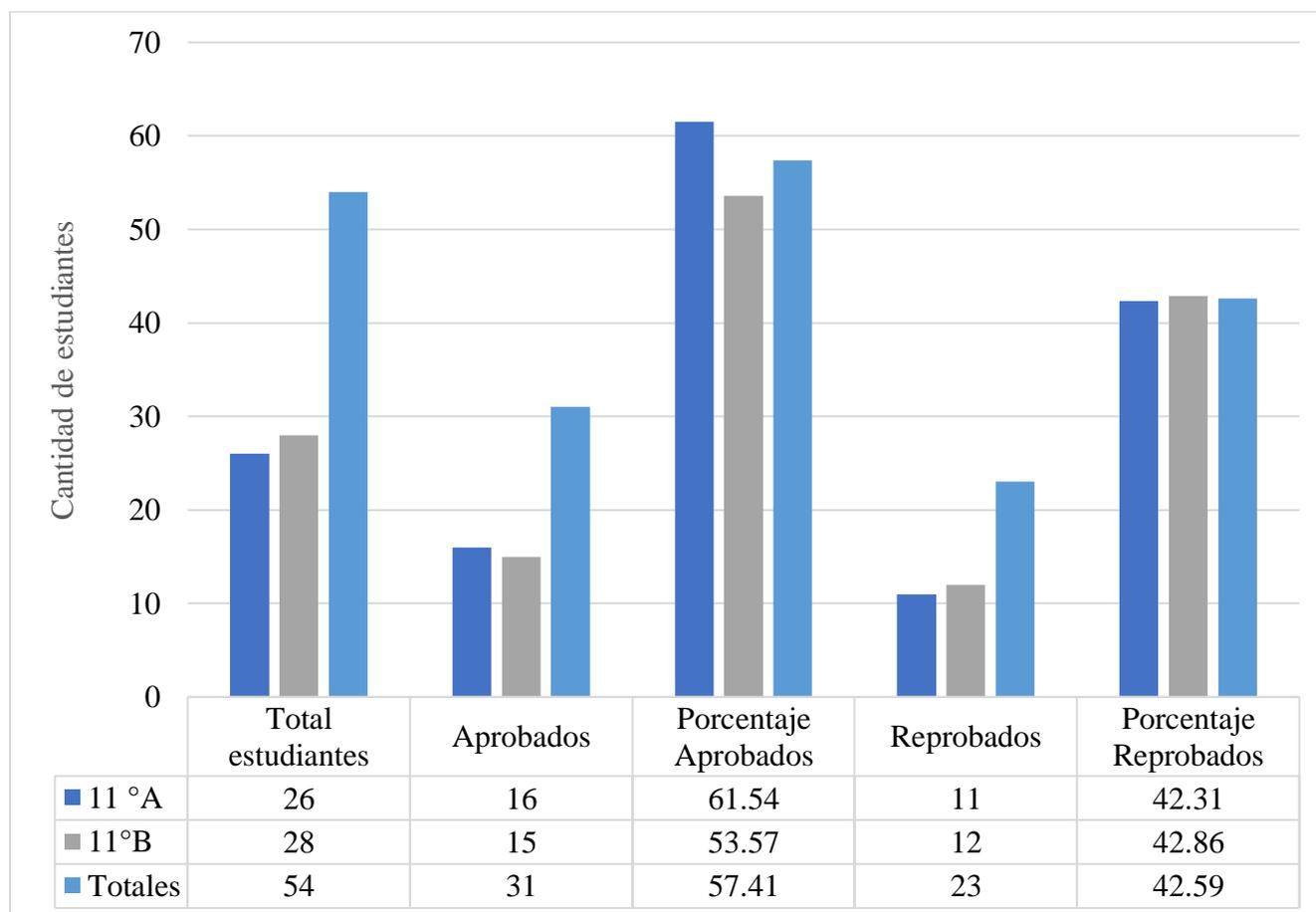


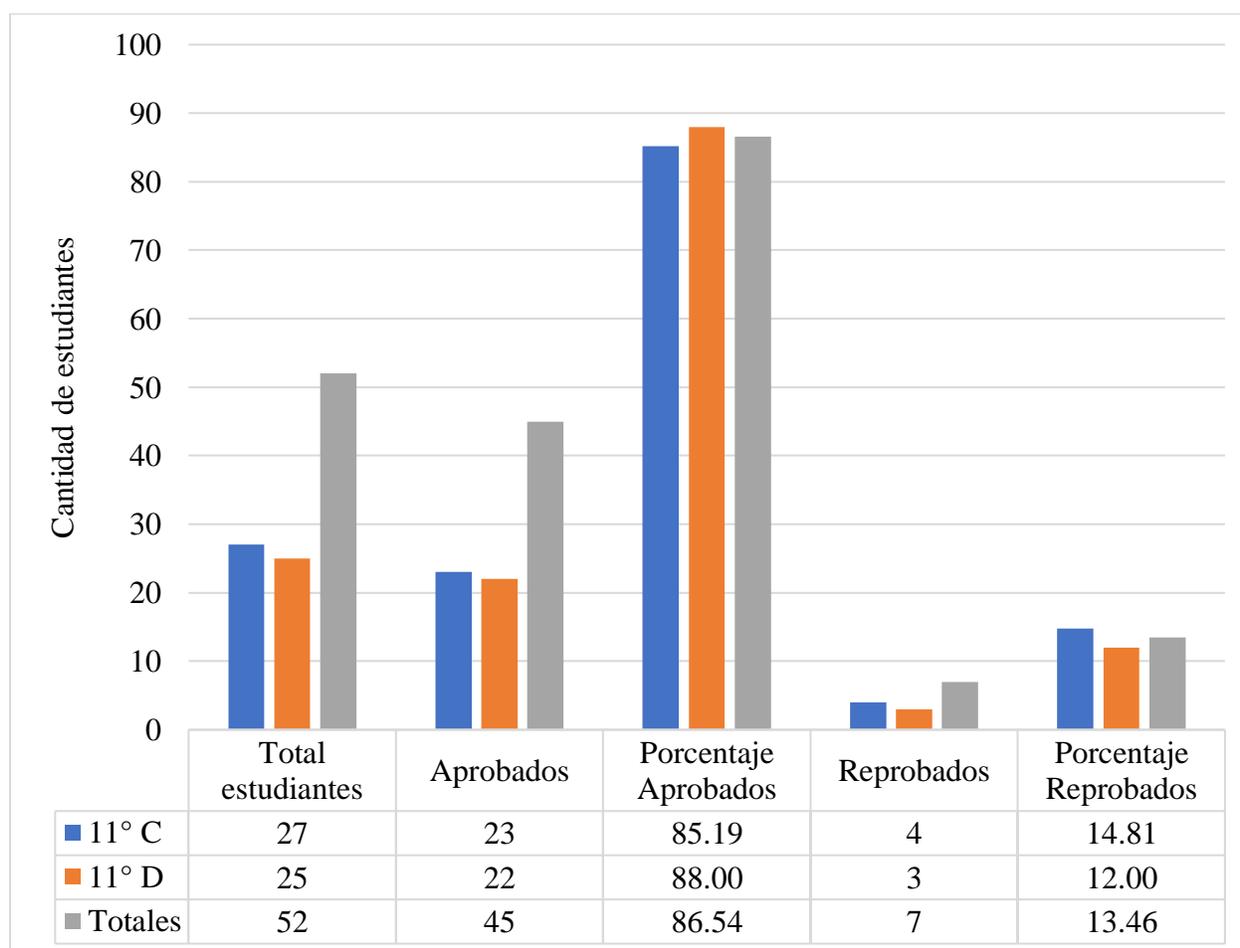
Tabla 4

Resultados del post-test aplicado a los grupos experimentales

Grados	Total estudiantes	Aprobados	Porcentaje Aprobados	Reprobados	Porcentaje Reprobados
11° C	27	23	85.19	4	14.81
11° D	25	22	88.00	3	12.00
Totales	52	45	86.54	7	13.46

Figura 12

Resultados del post-test de 11° C y 11° D



Resultados de algunas preguntas realizadas en el post – test

1. _____ En las reacciones REDOX, la especie que se oxida es aquella que

- a. gana electrones.
- b. atrae electrones.
- c. pierde electrones.
- d. comparte electrones.

Figura 13

Porcentaje de aciertos a la pregunta 1 del post-test, grupos experimentales

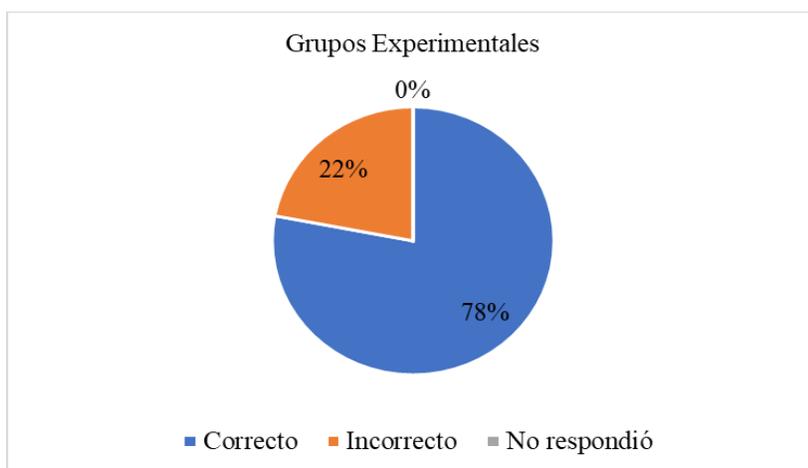
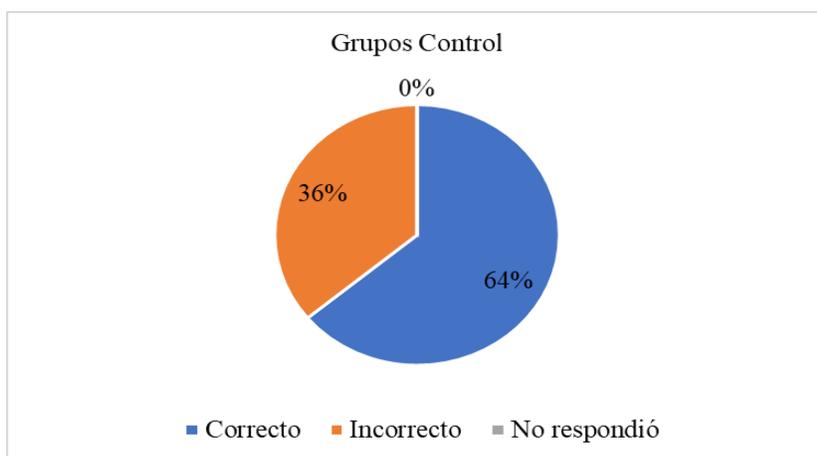


Figura 14

Porcentaje de aciertos a la pregunta 1 del post-test, grupos control



2. _____ En un proceso REDOX, el agente reductor es la especie que

a. cede electrones a otra especie.

b. no sufre alteraciones.

c. gana electrones.

d. se reduce.

Figura 15

Porcentaje de aciertos a la pregunta 2 del post-test, grupos experimentales

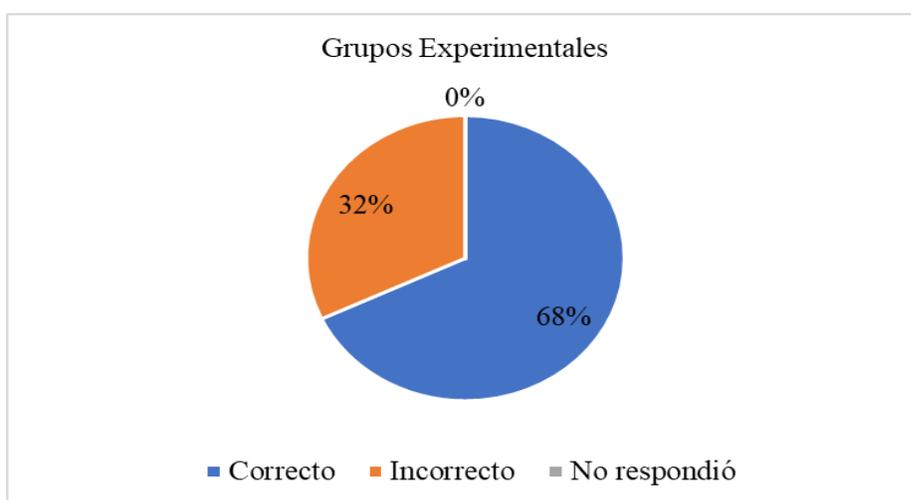
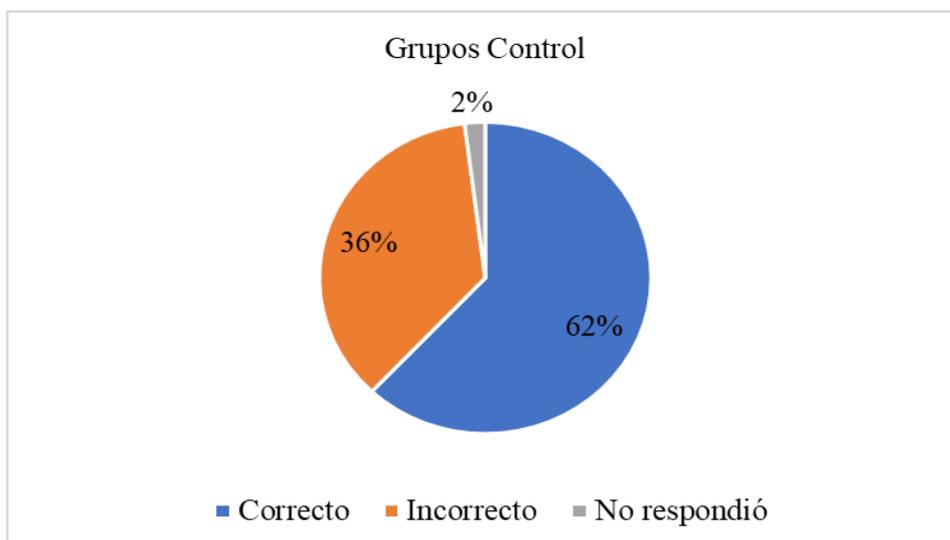


Figura 16

Porcentaje de aciertos a la pregunta 2 del post-test, grupos control



4. _____ En todo proceso REDOX, la especie que se reduce tiende a
- disminuir su estado de oxidación.
 - ocasionar la reducción otra especie.
 - mantener el mismo estado de oxidación.
 - aumentar su estado de oxidación.

Figura 17

Porcentaje de aciertos a la pregunta 4 del post-test, grupos experimentales

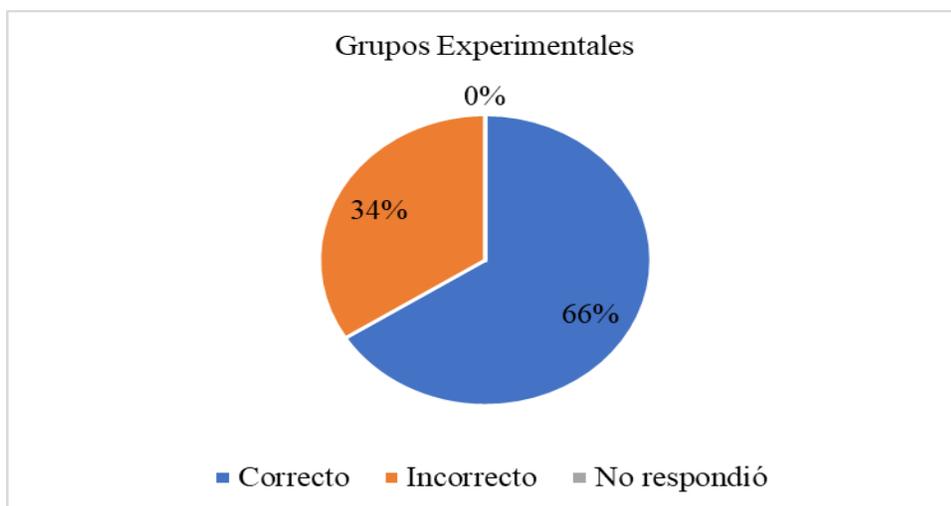
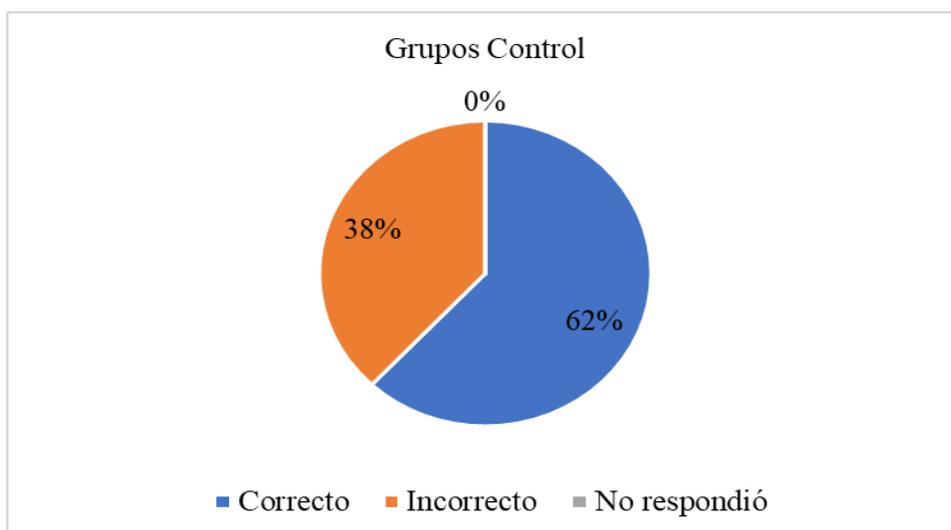


Figura 18

Porcentaje de aciertos a la pregunta 4 del post-test, grupos control



7. _____ En todo proceso REDOX, la especie química que provoca la pérdida de electrones en otra especie es

- a. el agente reductor.
- b. la sustancia oxidada.
- c. un catalizador.
- d. el agente oxidante.

Figura 19

Porcentaje de aciertos a la pregunta 7 del post-test, grupos experimentales

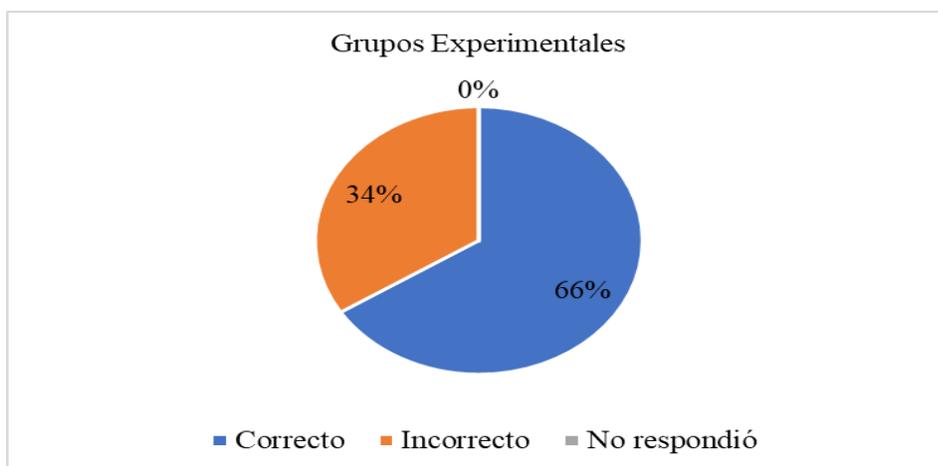
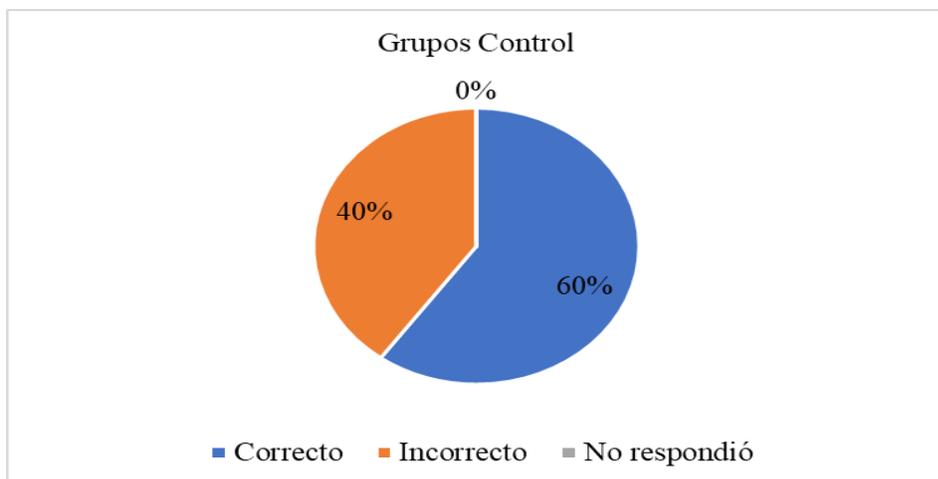


Figura 20

Porcentaje de aciertos a la pregunta 7 del post-test, grupos control



3.3 Análisis de Resultados del Pre - test

Los resultados obtenidos en los pre-test realizados por los grupos control, indican que, de un total de 54 estudiantes, solo 4 alumnos del 11° A y 8 del 11° B pasaron este test con una calificación mínima de 3.0 haciendo un total de 12 aprobados. Esto representa un 22,22 % de aprobados. En cambio, 22 estudiantes del 11° A y 20 del 11° B obtuvieron calificaciones de 2.9 hacia abajo, haciendo un total de 42 reprobados. Esto representa el 77,78 % de reprobados.

En cuanto a los pre-test que realizaron los grupos experimentales, de un total de 52 estudiantes, solo 8 alumnos del 11° C y 7 del 11° D pasaron dicha prueba con una calificación mínima de 3.0, haciendo un total de 15 aprobados. Esto representa un 28,85 % de aprobados. En tanto que, 19 estudiantes del 11° C y 18 del 11° D reprobaron con calificaciones de 2.9 hacia abajo, haciendo un total de 37 deficiencias. Esto representa un 71,15 % de reprobados.

En general, los datos que se obtuvieron en los pre-test indican que la mayoría de estudiantes, en todos los grupos, carecía de conocimientos sobre las reacciones REDOX. En todas las gráficas se aprecian cantidades bajas de alumnos que aprobaron el pre test.

En cuanto a las preguntas realizadas sobre reducción, agente oxidante y agente reductor, las gráficas de pastel mostraron porcentajes muy bajos de aciertos, siendo el más alto el de la segunda pregunta, referente al agente oxidante, con 35% de respuestas correctas. Tales porcentajes reafirman el hecho de que, la gran mayoría de estudiantes tenía poco conocimiento sobre reacciones REDOX.

3.4 Análisis de Resultados del Post - test

Grupos control 11° A y 11° B

Los resultados indican que, de un total de 54 estudiantes, 16 jóvenes del 11° A y 15 del 11° B aprobaron este test con una calificación mínima de 3.0, haciendo un total de 31 aprobados. Esto representa un 57,41 % de aprobados. En cambio, 11 alumnos del 11° A y 12 del 11° B obtuvieron calificaciones de 2.9 hacia abajo, haciendo un total de 23 reprobados. Esto representa, un 42,59 % de reprobados.

Grupos experimentales 11° C y 11° D

Los resultados indican que, de un total de 52 alumnos, 23 jóvenes del 11° C y 22 del 11° D aprobaron este test con una calificación mínima de 3.0, haciendo un total de 45 aprobados. Esto representa, un 86,54 %. En cuanto a reprobados, 4 estudiantes del 11° C y 3 del 11° D obtuvieron calificaciones de 2.9 hacia abajo, haciendo un total de 7 reprobados. Esto representa, un 13,46 % de reprobados.

Comparando estos resultados se interpreta que, aplicando una metodología de enseñanza tradicional, el rendimiento de los alumnos fue menor que con la metodología de enseñanza que integró ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones y prácticas de laboratorio. La ventaja de esta última sobre la tradicional fue de un 29.13% más de efectividad para el aprendizaje de los procesos REDOX.

En cuanto a los resultados pos test frente a los del pre-test, se refleja la efectividad de cada metodología. No obstante, el logro de aprendizaje fue mayor en los grupos experimentales que en los grupos control.

Preguntas del pos test

Analizando las respuestas de los jóvenes a preguntas sobre oxidación, reducción, agente oxidante y agente reductor, se obtienen porcentajes de aciertos más altos en los grupos experimentales 11° C y 11° D que en los grupos control 11° A y 11° B.

En la pregunta 1, referente a la especie que se oxida, los grupos experimentales tuvieron un 78 % de respuestas correctas, mientras que los grupos control arrojaron un 64 % de aciertos.

En el enunciado 2, referente al agente reductor, los grupos experimentales presentaron un 68 % de respuestas correctas, mientras que los grupos control tuvieron un 62 % de aciertos.

En la pregunta 4, referente a la especie que se reduce, los grupos experimentales tuvieron un 66 % de aciertos y en los grupos control hubo un 62 % de respuestas correctas.

En el enunciado 7, referente a la especie química que provoca la pérdida de electrones en otra especie, los grupos experimentales tuvieron un 66 % de respuestas correctas, mientras que los grupos control arrojaron un 60 % de aciertos.

Estos resultados indican que la metodología de enseñanza aplicada a los grupos experimentales fue más eficaz que la de clases teóricas en el pizarrón. Todas las gráficas muestran que hubo mayor rendimiento incorporando ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones y prácticas de laboratorio, para la asimilación de los procesos REDOX por estudiantes de 11°.

4. Conclusión

Se ha demostrado que la metodología de enseñanza que integró ayudas nemotécnicas, videos ilustrativos, demostraciones en el laboratorio y experimentos sencillos, contribuyó de una mejor manera a la comprensión de los procesos REDOX, que la metodología tradicional centrada en el uso exclusivo del tablero. En todas las gráficas se observa un mayor rendimiento en los alumnos experimentales en comparación con los jóvenes que conformaban los grupos control. Por tanto, se confirma la hipótesis de esta investigación.

Las demostraciones y prácticas de laboratorio permitieron que los estudiantes de los grupos experimentales se motivaran más en aprender. Dichas actividades promovieron su interés por el conocimiento, a nivel interno, de los procesos que originan los cambios de color, la aparición de burbujas de gas, entre otros fenómenos que se dan por los nuevos estados de oxidación de las especies que interactúan.

También, los resultados permitieron visualizar que los porcentajes de alumnos que aprendieron solo frente a un tablero, fueron inferiores. Esto evidencia la responsabilidad que tiene el docente de innovar en sus estrategias de enseñanza; de ser más creativo y de hacer un uso eficiente de la tecnología para orientar al alumno en la identificación de la oxidación, la reducción, el agente oxidante y el agente reductor en cualquier reacción REDOX, y la escritura de las hemiecuaciones sin confundirse.

5. Recomendaciones

Para facilitar el aprendizaje de los conceptos químicos más abstractos como los de oxidación y reducción, se recomienda al docente apoyar su explicación con material concreto (ver apéndice B) como foamy, papel de construcción, cartulina u otros de colores llamativos, o un software con animaciones o simulaciones (ver apéndice H). De este modo, el estudiante observa con mayor claridad cómo los electrones se transfieren en una reacción REDOX, y comprende de dónde proceden los números de oxidación de las especies involucradas.

Es importante la práctica continua de la determinación de los estados de oxidación y la escritura de semirreacciones (ver apéndice C). Estas competencias bien desarrolladas, permitirán al alumno balancear correctamente ecuaciones REDOX por diferentes métodos.

Se sugiere que la secuencia didáctica elaborada para la enseñanza-aprendizaje de procesos REDOX contemple alguna actividad de laboratorio o simulaciones. Aunque en muchos centros educativos los laboratorios escasean en equipos y reactivos, por ello, los docentes deben diseñar creativamente las experiencias con material de uso cotidiano y bajo costo, cuya manipulación no sea peligrosa o nociva. En estas actividades, el estudiante se familiariza con algunos agentes oxidantes y reductores, aplica el método científico y representa simbólicamente los fenómenos observados en función de los cambios en los estados de oxidación.

Es necesario que se contextualicen los procesos de óxido-reducción en la enseñanza. De esta manera, el estudiante valora su importancia para la vida e implicaciones en el quehacer cotidiano. Esto también promueve su estudio desde lo externo hacia lo interno de la materia.

Los docentes que culminan sus estudios y entran al campo laboral no cuentan con seminarios de actualización continua en la enseñanza de la Química, por parte de la universidad que los formó.

Adicional, la demanda actual de la tecnología en nuestro sistema educativo hace sumamente necesaria la actualización en estrategias didácticas, basadas en las TIC's, que contribuyan a un aprendizaje más interactivo, dinámico y provechoso para los estudiantes.

También se recomienda a los profesores innovar en la creación de blogs o aplicaciones, con actividades lúdicas (ver apéndice I), test interactivos o simulaciones que sirvan de apoyo tanto a los jóvenes como a otros docentes en la modalidad de educación a distancia.

6. Referencias Bibliográficas

Agente reductor. (s.f) En Wikipedia. https://es.m.wikipedia.org/wiki/Agente_reductor

Avilés y Asturias (s.f) Electroquímica (I). Procesos redox. Conceptos básicos. Química 2º Bachillerato (p.1-3). <https://fisquiweb.es/Apuntes/Apuntes2Qui/Electroquimica1.pdf>

Bravo, J. (2003) Los medios tradicionales de enseñanza. <http://www.ice.upm.es/wps/jlbr/Documentacion/Libros/pizarrayotros.pdf>

de Wolfschoon, E. (1980) Química General. Panamá, Panamá: Pérez y Pérez.

Fontanet, A. y Martínez de M., M. (2015) Química. En Rodríguez, A. F. (Ed.), FQB Física y Química (pp. 1–173). Editorial Vicens Vives.

FullQuimica.com (2011) *Reacciones Redox*. <https://www.fullquimica.com/2011/12/reacciones-redox.html>.

Garduño, S. (2005) Balanceo de Reacciones REDOX. http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/BALANCEO_REDOX_15138.pdf

Gómez, H. (2007) Equilibrios REDOX. REDOX/QAI/HGR (p.1-16). http://depa.fquim.unam.mx/amyd/archivero/REDOX_1276.pdf

González, E. (2012) Una forma alternativa de enseñar química: aprendizaje significativo de reacciones redox mediante prácticos de laboratorio. Simposio llevado a cabo en I Congreso Latinoamericano de Investigación en Didáctica de las Ciencias Experimentales, Valledupar, Colombia.

González, L. y Crujeiras, B. (2016) Aprendizaje de las reacciones químicas a través de actividades de indagación en el laboratorio sobre cuestiones de la vida cotidiana. Enseñanza de las Ciencias, 34.3, 143-160.

Granobles, D. (2017) Oxidación. <https://www.ecured.cu/Oxidaci%C3%B3n>

<https://concepto.de/reacciones-redox/#ixzz6IC7rHp5W>

<https://es.qwe.wiki/wiki/Redox>

Larrazolo, N. Backhoff, N. Rosas, M., Tirado, F. (2010) Habilidades básicas de razonamiento matemático de estudiantes mexicanos de educación media superior. México: Universidad Autónoma de México.

Limón, Virginia (2 de mayo de 2017). *Oxidación y reducción en la vida cotidiana*. [Archivo de Vídeo]. Youtube. https://www.youtube.com/watch?v=aSePJ5_DedM

Massaferro, A. (2018) Importancia de las reacciones redox en la enseñanza de la química. Revista Enseñanza de Química. <http://repositorio.cfe.edu.uy/bitstream/handle/123456789/358/Massaferro%2CA.Importancia.pdf?sequence=2&isAllowed=y>

Melo de Mendoza, N. y Mendoza, D. (s.f) Química 12. Susaeta.

Mondragón, C., Peña, L., Sánchez, M., Arbeláez, F., González D. (2005). Química Inorgánica Santillana. Santillana.

Narváez, L. (2015) Propuesta para la enseñanza-aprendizaje de balanceo de ecuaciones químicas implementando simuladores para estudiantes de grado décimo de la Institución Educativa Samaria (Trabajo presentado como requisito final para optar al título de Magíster en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales). Universidad Nacional de Colombia, Manizales, Colombia.

Oxidante. (s.f) En Wikipedia. <https://es.m.wikipedia.org/wiki/Oxidante>

Palencia, C. (2016) Estrategia didáctica experimental para la enseñanza-aprendizaje de las reacciones químicas, apoyada con un objeto virtual de aprendizaje (Trabajo Final de Maestría para optar al título de Magíster en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales). Universidad Nacional de Colombia, Colombia.

Pérez, N. (2016) Teoría REDOX mediante aprendizaje basado en problemas (Trabajo Fin de Máster de Profesor en Educación Secundaria). Universidad de Valladolid, Valladolid, España.

Ponce, A. (13 de octubre de 2011). *Electroquímica*. <https://www.monografias.com/trabajos89/la-electroquimica/la-electroquimica.shtml>

Portal Educativo (2016) Reacciones redox. <https://www.portaleducativo.net/tercero-medio/29/reacciones-redox>

Raffino, E. (2020) “Reacciones Redox”. Concepto de reacciones REDOX. <https://concepto.de/reacciones-redox/#ixzz6IC7rHp5W>

Reducción-oxidación. (s.f) En Wikipedia. <https://es.wikipedia.org/wiki/Reducci%C3%B3n-oxidaci%C3%B3n>

Simoza, L. (s.f) Balanceo de Ecuaciones Químicas. Teoría y Ejercicios. https://www.guao.org/sites/default/files/biblioteca/Balanceo%20de%20ecuaciones%20qu%C3%ADmicas_0.pdf

Zita, A. (6 julio de 2021) *Estructura de Lewis*. <https://www.todamateria.com/estructura-de-lewis/>

7. Apéndice

Apéndice A. Pre - test

Procesos de Óxido – Reducción

Nombre: _____ Grupo: _____ Fecha: _____

Por Pedro Bonilla

Valor total: 20 puntos

Puntos obtenidos: / 20

- I. Parte: Selección única. Coloque sobre la línea de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta correcta.
1. _____ En una reacción REDOX, la especie que se reduce es aquella que
 - a. pierde electrones.
 - b. produce la reducción de otra especie química.
 - c. gana electrones.
 - d. comparte electrones.

 2. _____ En una reacción REDOX, el agente oxidante se identifica como
 - a. sustancia que provoca la pérdida de electrones de otra especie.
 - b. sustancia química que no sufre alteraciones.
 - c. sustancia que dona electrones.
 - d. sustancia oxidada.

 3. _____ En las reacciones REDOX, la especie que cede electrones al medio aumentando su estado de oxidación es
 - a. el agente oxidante.
 - b. la sustancia reducida.
 - c. Un catalizador.
 - d. El agente reductor.

4. _____ En la reacción $2 \text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MgO}$
- el magnesio cambia su estado de oxidación de 2+ a 0.
 - el oxígeno pierde 2 electrones.
 - el magnesio se oxida.
 - el oxígeno cambia su estado de oxidación de -2 a 0.
5. _____ En la reacción $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{SO}_2$
- el azufre es el agente oxidante.
 - el azufre gana 4 electrones.
 - el oxígeno se reduce.
 - el oxígeno pierde electrones.
6. _____ En la reacción $2\text{HgO} \rightarrow 2 \text{Hg} + \text{O}_2$
- la sustancia reducida pasa de -2 a 0.
 - la sustancia oxidada pasa de +2 a 0.
 - la sustancia reducida pasa de 0 a +2.
 - la sustancia oxidada pasa de -2 a 0.
7. _____ Según la reacción $2 \text{AgNO}_3 + \text{Fe} \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$
- el Fe^0 ha sufrido una reducción.
 - los iones Ag^{+1} disminuye su estado de oxidación a Ag^0 .
 - el Fe^0 es el oxidante.

- d. los cationes Ag^{+1} actúan como reductores.
8. _____ Según la reacción $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3 \text{CO} \rightarrow 2 \text{Fe} + 3 \text{CO}_2$
- el catión C^{+2} actúa como oxidante.
 - el hierro es el reductor.
 - el hierro se reduce.
 - el carbono oxida al Fe.
9. _____ Al balancear la ecuación $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ por el método de óxido – reducción, se obtienen
- 3 HNO_3 en los reactivos.
 - 4 NO en los productos.
 - 2 S en los productos.
 - 3 H_2S en los reactivos.
10. _____ Al balancear la ecuación $\text{HBr} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{MnBr}_2 + \text{Br}_2$ por el método de óxido – reducción, se obtienen
- 4 HBr en los reactivos.
 - 3 H_2O en los productos.
 - 2 Br_2 en los productos.
 - 3 MnO_2 en los reactivos.

Figura A21

Aplicación de pre test a 11° C.



Figura A22

Aplicación de pre test a 11° A.



Apéndice B. Material Didáctico Utilizado

Figura B23

Representación de la síntesis de MgO



Nota. Esto permitió al estudiante observar de manera concreta cómo se transfieren electrones en esta reacción REDOX sencilla.

Figura B24

Recta numérica REDOX



Nota. Se utilizó para guiar al estudiante en el recuento de electrones que se ganan y se pierden.

Figura B25

Acrónimos “RE-GAN” y “PER-OXI”.



Nota. “RE-GAN” para recordar que la reducción es ganancia y la manito con el dedo hacia abajo nos recuerda que el estado de oxidación disminuye. “PER-OXI” para recordar que la oxidación es pérdida y la manito con el dedo hacia arriba nos recuerda que el estado de oxidación aumenta.

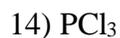
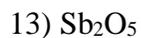
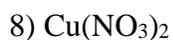
Figura B26

Aplicación de la estrategia con los recursos didácticos preparados.



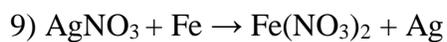
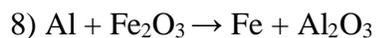
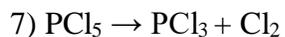
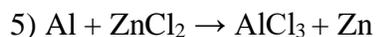
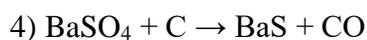
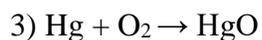
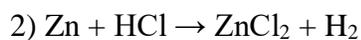
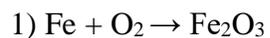
Apéndice C. Práctica Realizada en Clases

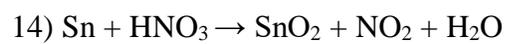
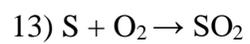
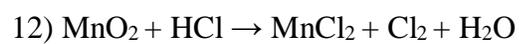
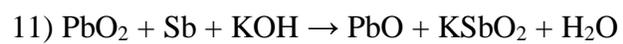
I. Parte: Determine los números de oxidación de cada uno de los elementos que forman los siguientes compuestos:



II. Parte: Determine la sustancia oxidada, sustancia reducida, agente oxidante y agente reductor en cada una de las siguientes reacciones.

Luego balancéelas colocando los coeficientes apropiados en cada caso.





Prácticas en clase.



Nota. Determinación de números de oxidación, escritura de semirreacciones y balance de ecuaciones REDOX por el método de número de oxidación.

Figura 28

Proyección de video a grupo experimental.



Nota. Tomado de *Oxidación y reducción en la vida cotidiana*, por Virginia Limón, 2017, Youtube https://www.youtube.com/watch?v=aSePJ5_DedM

Apéndice D. Demostración Realizada en el Laboratorio

Reducción del manganeso en solución de KMnO_4 0,01 M

Vaso A

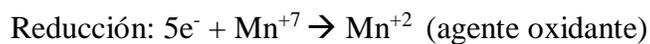
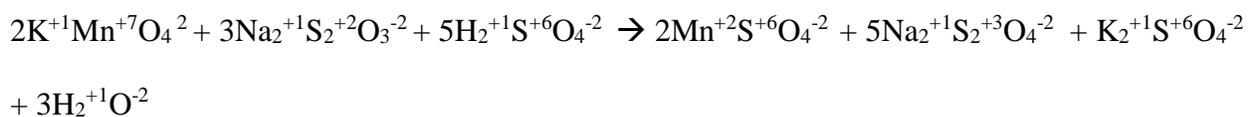
Se mezclaron 50 ml de solución de permangato de potasio KMnO_4 0,01 M con 30 ml de solución de ácido sulfúrico H_2SO_4 1 M. Luego se añadieron lentamente 40 ml de solución de tiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M. La solución se volvió incolora.

Figura D29

Ión Mn^{+2}



La solución violeta se descoloreó. Esto se debió a la reducción del manganeso de Mn^{+7} a Mn^{+2} , con la formación de MnSO_4 (producto incoloro).

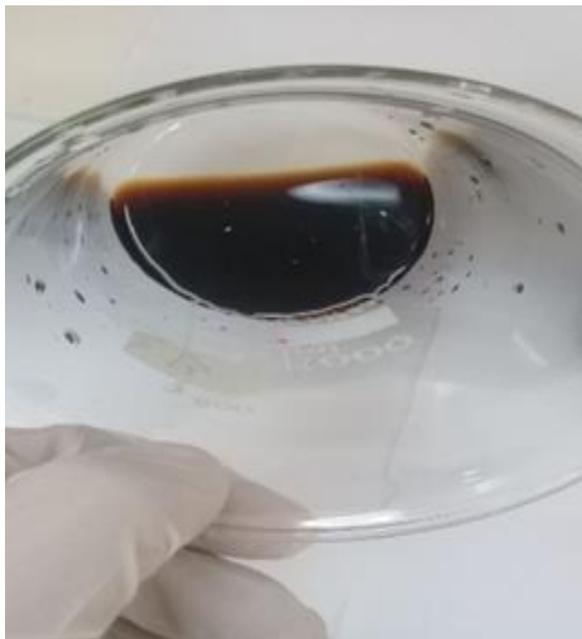


Vaso B

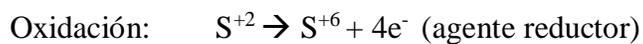
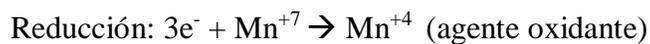
A 50 ml de solución de permanganto de potasio KMnO_4 0,01 M se añadieron lentamente 40 ml de solución de tiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M. La solución se tornó de color marrón.

Figura D30

Ión Mn^{+4}



La solución cambió de violeta a marrón. Esto se debió a la reducción del manganeso de Mn^{+7} a Mn^{+4} , con la formación de MnO_2 (complejo marrón).

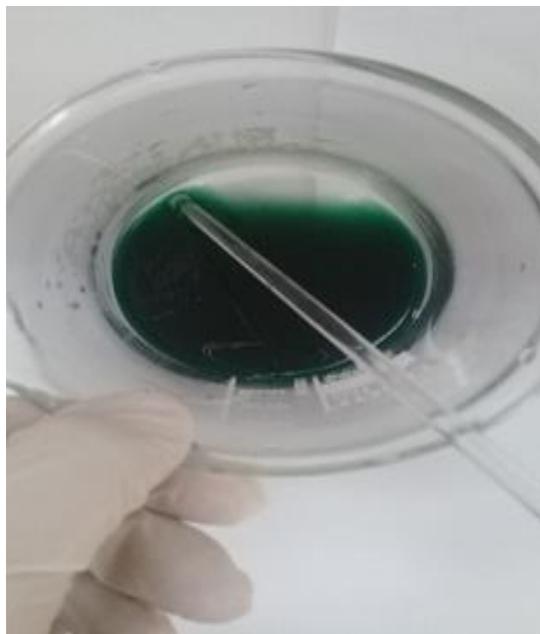


Vaso C

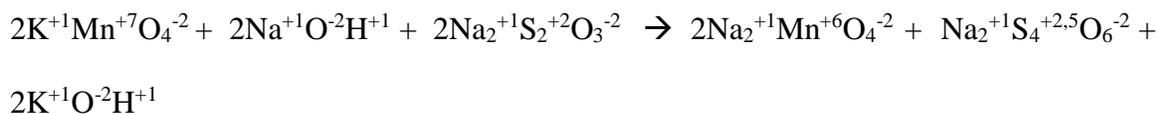
Se mezclaron 50 ml de solución de permangato de potasio KMnO_4 0,01 M con 40 ml de solución de hidróxido de sodio NaOH 1 M. Luego se añadieron lentamente 40 ml de solución de tiosulfato de sodio $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,01 M.

Figura D31

Ión Mn^{+6}



La solución cambió de violeta a verde. Esto se debió a la reducción del manganeso de Mn^{+7} a Mn^{+6} , con la formación de Na_2MnO_4 (complejo verde).



Reducción: $1\text{e}^- + \text{Mn}^{+7} \rightarrow \text{Mn}^{+6}$ (agente oxidante)

Oxidación: $\text{S}^{+2} \rightarrow \text{S}^{+2,5} + 0,5 \text{e}^-$ (agente reductor)

Vaso D

Se mantuvo con 50 ml de solución de permangato de potasio KMnO_4 0,01 M para recordar que en esta sustancia el manganeso se encuentra como ión Mn^{+7} (color violeta).

Figura D32

Explicación del proceso de reducción del manganeso.

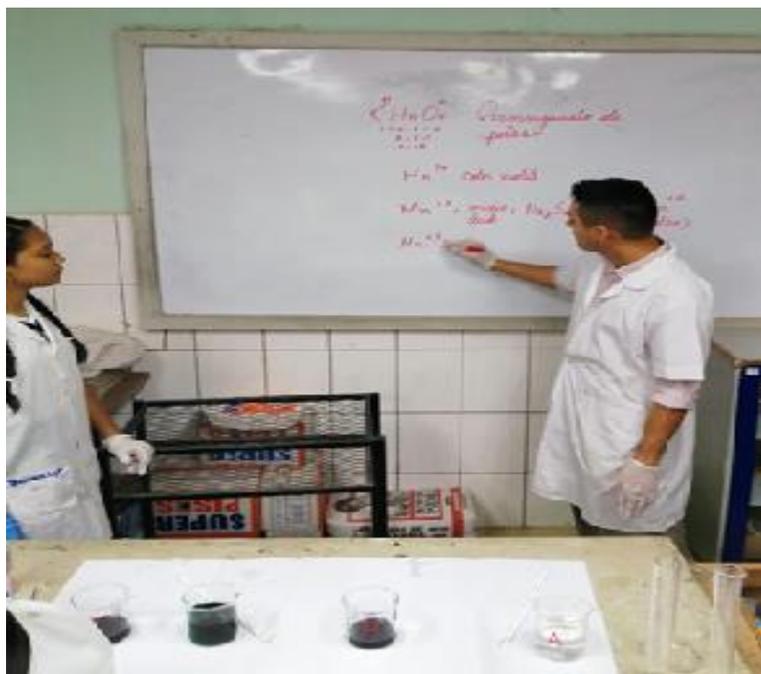
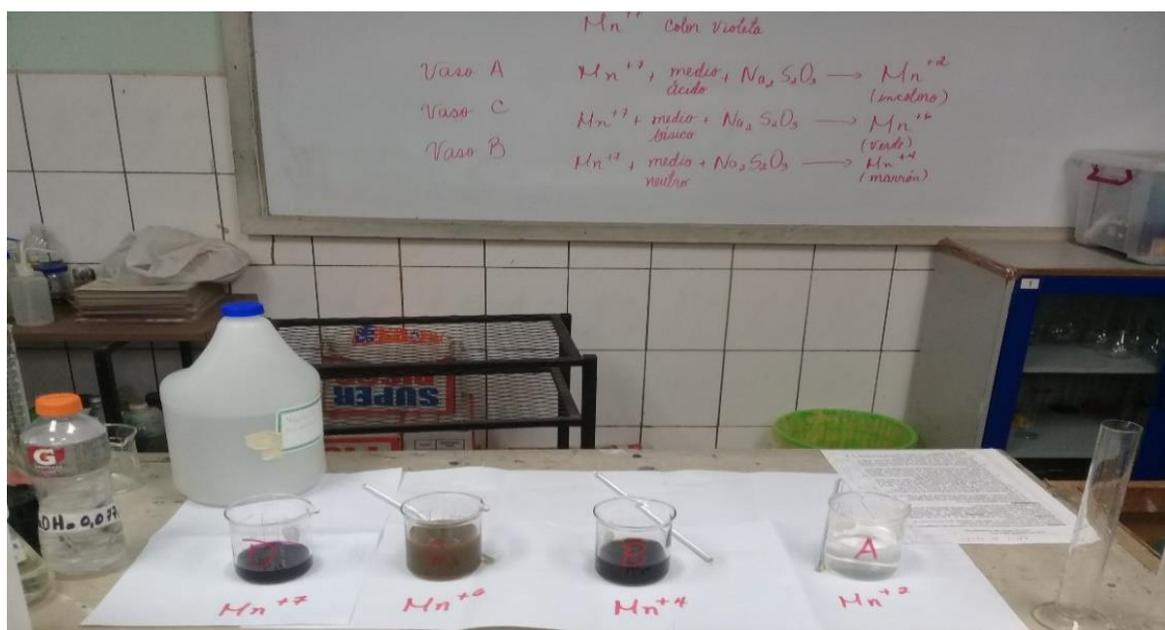


Figura D33

Demostración de los cationes más comunes del manganeso.



Apéndice E. Laboratorio Realizado

Reacciones de Óxido – Reducción

Objetivos:

- Comprender los procesos de oxidación y reducción, en función de la variación del número de oxidación de los átomos que reaccionan.
- Identificar sustancias oxidadas, sustancias reducidas, agentes oxidantes y agentes reductores en reacciones óxido – reducción.

Introducción

Las reacciones de óxido – reducción son cambios químicos basados en la transferencia electrónica entre los átomos de las sustancias reaccionantes, con una modificación en sus estados de oxidación. En la reducción, los átomos sufren una ganancia de electrones que produce una disminución en su estado de oxidación, mientras que la oxidación implica la pérdida de electrones con un incremento en el mismo. Dichos procesos se manifiestan con cambios de color, producción de gas, liberación de calor y otros efectos que a menudo observamos en nuestro entorno.

En el siguiente laboratorio se observarán algunas reacciones REDOX y se representarán a través de ecuaciones químicas, que permitirán la identificación de sustancias oxidadas, sustancias reducidas, agentes oxidantes y agentes reductores, en función de la variación en los números de oxidación de las especies reaccionantes.

Materiales:

- Guantes
- 4 vasos químicos de 80 ml
- 1 tubo de ensayo
- Cerillos
- 1 policial
- Mechero
- 2 probetas de 50 ml
- 2 espátulas
- 1 pinza para tubo de ensayo
- Lija de agua
- Gradilla

Reactivos:

- Ácido muriático
- 1 tira de magnesio
- 1 clavo
- 1 centavo
- Limaduras de hierro
- Potasa
- Azufre en polvo
- Papel de aluminio

Procedimiento:

- Reacción No. 1
 - Colóquese guantes y vierta con cuidado 20 ml de ácido muriático en un vaso químico de 80 ml.
 - Tome un trozo de magnesio y líjelo cuidadosamente.
 - Luego colóquela en ácido muriático y observe el cambio. Anote.

- Reacción No. 2
 - Colóquese guantes y vierta con cuidado 30 ml de solución concentrada de hidróxido de potasio en un vaso químico de 80 ml.
 - Añada 4 pedacitos de papel de aluminio. Espere el cambio.
 - Observe y anote.

- Reacción No. 3
 - Colóquese guantes y vierta con cuidado 30 ml de ácido muriático en un vaso químico de 80 ml.
 - Lije 1 clavo de hierro y sumérjalo en el ácido muriático. Espere el cambio.
 - Observe y anote.

- Reacción No. 4
 - Mezcle 2 g de limaduras de hierro con 2 g de azufre en un tubo de ensayo.
 - Tome el tubo de ensayo con una pinza y expóngalo a la llama de un mechero.
 - Observe el cambio y anote.

- Reacción No. 5
 - Colóquese guantes y vierta con cuidado 20 ml de ácido muriático en un vaso químico de 80 ml.
 - Sumerja 1 centavo en el ácido.
 - Observe el cambio y anote.

Figura E29

Material de bajo costo utilizado en el laboratorio.



Nota. Estos fueron: lija de agua, papel de aluminio, potasa, centavos, ácido muriático, clavos, tiras de Mg.

Figura E30

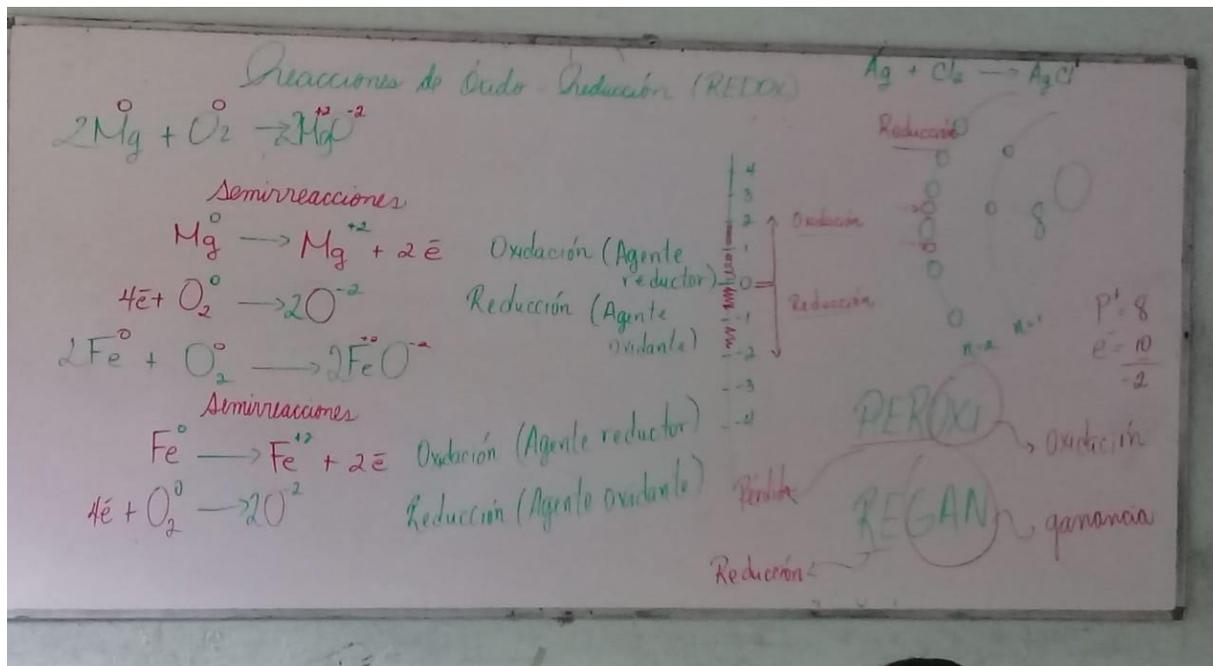
Ejecución de laboratorios con los grupos experimentales.



Apéndice F. Trabajo Realizado con los Grupos Control

Figura F31

Enseñanza de procesos REDOX en el tablero.



Nota. Método tradicional aplicado a los grupos control, solo utilizando la pizarra.

Figura F32

Estrategia con el uso de la pizarra.



Apéndice G. Post- test

Procesos de Óxido – Reducción

Nombre: _____ Grupo: _____ Fecha: _____

Por Pedro Bonilla

Valor total: 20 puntos

Puntos obtenidos: / 20

I. Parte: Selección única. Coloque sobre la línea de la izquierda la letra que corresponda a la respuesta correcta.

1. _____ En las reacciones REDOX, la especie que se oxida es aquella que

- a. gana electrones.
- b. atrae electrones.
- c. pierde electrones.
- d. comparte electrones.

2. _____ En un proceso REDOX, el agente reductor es la especie que

- a. cede electrones a otra especie.
- b. no sufre alteraciones.
- c. gana electrones.
- d. se reduce.

3. _____ Según la reacción $2 \text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{CuO}$

- a. el oxígeno O_2 actúa como agente reductor.
- b. el Cu^0 se oxida pasando a Cu^{+2} .
- c. el oxígeno O_2 se oxida.
- d. el cobre se reduce.

4. _____ En todo proceso REDOX, la especie que se reduce tiende a
- disminuir su estado de oxidación.
 - ocasionar la reducción otra especie.
 - mantener el mismo estado de oxidación.
 - aumentar su estado de oxidación.
5. _____ En la reacción $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- el Zn^{+2} se oxida en Zn^0 .
 - los aniones Cl^{-1} se oxidan en Cl^0 .
 - el Zn^0 se oxida en Zn^{+2} .
 - el H^{-1} se oxida en H^{+1} .
6. _____ Según la reacción $\text{Fe} + \text{S} \rightarrow \text{FeS}$, el azufre
- se oxida perdiendo 2 electrones.
 - se reduce ganando un electrón.
 - se oxida ganando 2 electrones.
 - se reduce ganando 2 electrones.
7. _____ En todo proceso REDOX, la especie química que provoca la pérdida de electrones en otra especie es
- el agente reductor.
 - la sustancia oxidada.
 - un catalizador.

d. el agente oxidante.

8. _____ Según la reacción $2 \text{Ag} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2 \text{AgCl}$, la plata

a. se oxida en Ag^{+1} .

b. gana un electrón.

c. se reduce en Ag^0 .

d. actúa como agente oxidante.

9. _____ Al balancear la ecuación $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$ por el método óxido – reducción se obtienen

a. 3 HNO_3 en los reactivos.

b. 2 P en los reactivos.

c. 5 NO en los productos.

d. 2 H_3PO_4 en los productos.

10. _____ Al balancear la ecuación $\text{PbO}_2 + \text{Sb} + \text{KOH} \rightarrow \text{PbO} + \text{KSbO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ por el método óxido – reducción se obtienen

a. 3 Sb en los reactivos.

b. 2 KOH en los reactivos.

c. 2 H_2O en los productos.

d. 6 PbO en los productos.

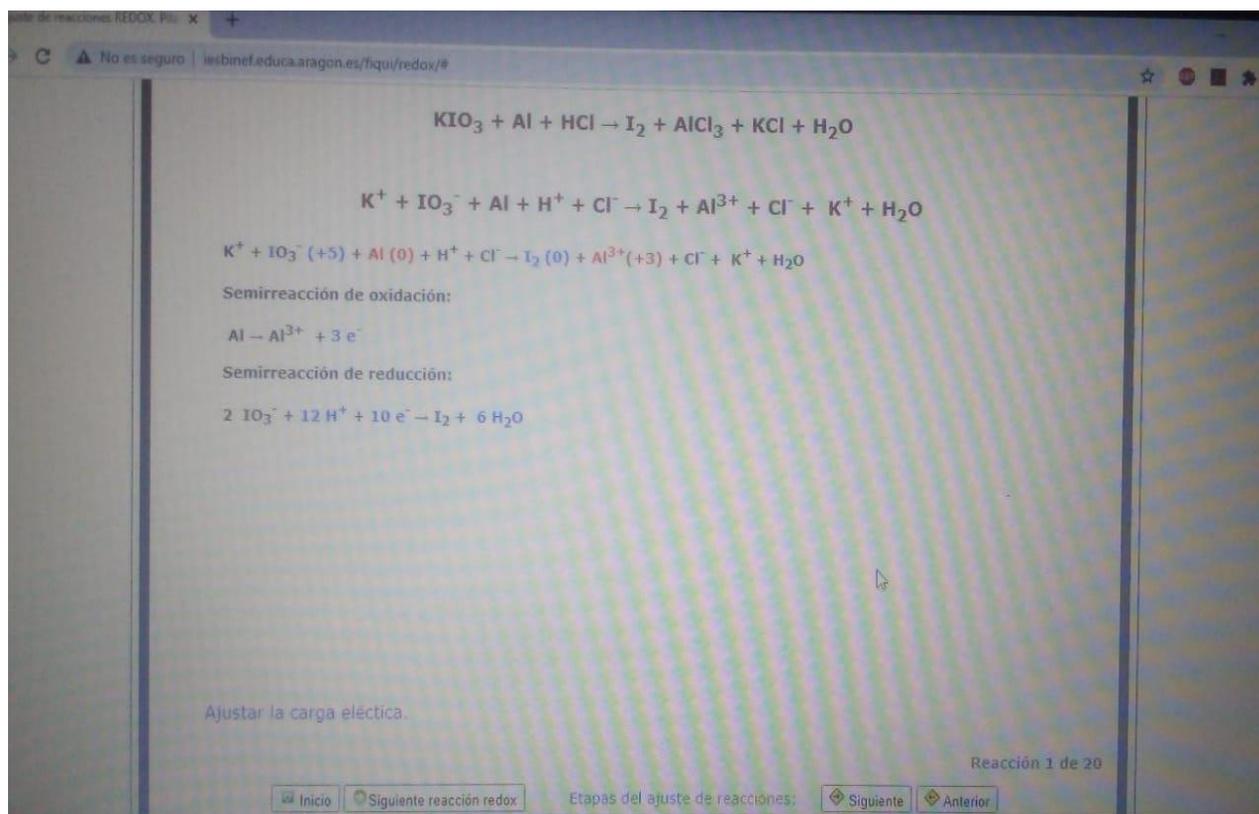
Apéndice H. Simulador Gratis Disponible en Internet

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

Este simulador tiene diferentes funciones. La primera de ellas es el balance de ecuaciones por el método ión – electrón. A continuación, algunos ejemplos:

Figura H33

Simulador con balance de ecuaciones REDOX



La segunda función es la construcción de pilas electroquímicas. En la misma se debe seleccionar el ánodo y el cátodo para luego pulsar la opción “conectar”. Inmediatamente se muestra la pila funcionando, acompañada de las semirreacciones de oxidación y de reducción que se producen, la notación de la pila y el cálculo de la fuerza electromotriz.

Figura H34

Simulación de pila electroquímica

Pilas electroquímicas.

Seleccione los electrodos del ánodo y del cátodo y pulse el botón «Conectar».

Ánodo: $\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}$ Cátodo: $\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$

$\epsilon^0 = 1.10 \text{ Volts}$

Zoom de un punto del metal en contacto con la disolución.

Semirreacción de oxidación:
 $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2 e^-$

Semirreacción de reducción:
 $\text{Cu}^{2+} + 2 e^- \rightarrow \text{Cu}$

Reacción redox: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$

Notación de la pila: $\text{Zn(s)} / \text{Zn}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) // \text{Cu}^{2+}(\text{aq}, 1 \text{ M}) / \text{Cu(s)}$

$\epsilon^0 = \epsilon^0_{\text{oxidación}} + \epsilon^0_{\text{reducción}}$
 $= \epsilon^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \epsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$
 $= -\epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + \epsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu})$
 $= -(-0.76) \text{ Volts} + (0.34) \text{ Volts}$
 $= 1.10 \text{ Volts}$

Conectar Desconectar Otros simuladores: Pila Daniell Salvador Hurtado

También se muestran representaciones de los átomos que conforman cada barra de metal en contacto con la disolución.

Para construir otra pila se debe pulsar la opción “desconectar”. Luego se selecciona el ánodo y el cátodo que conformarán esta nueva pila.

La tercera función del simulador es la introducción de una varilla de metal dentro de una disolución 1,0 M de una sustancia que actuará como agente oxidante. Primero se debe seleccionar la varilla de metal que se oxidará y la disolución en la que se introducirá.

Luego se pulsa en la opción “introducir varilla” e inmediatamente se muestra la reacción química, acompañada de las semirreacciones de oxidación y reducción y el cálculo del voltaje.

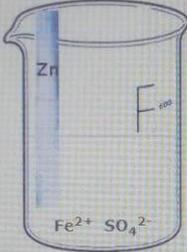
Figura H35

Simulación de reacción REDOX con varilla metálica en solución

Introducir una varilla de metal en una disolución.

Seleccione la varilla del metal, el tipo de disolución y pulse el botón «Introducir la varilla».

Varilla de metal de: Disolución 1,0 M de:



$$\begin{aligned} \epsilon^0 &= \epsilon^0_{\text{oxidación}} + \epsilon^0_{\text{reducción}} \\ &= \epsilon^0(\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}) + \epsilon^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) \\ &= -\epsilon^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}) + \epsilon^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) \\ &= -(-0.76 \text{ Volts}) + (-0.44 \text{ Volts}) \\ &= \mathbf{0.32 \text{ Volts}} \end{aligned}$$

$\epsilon^0 > 0 \Rightarrow \Delta G^0 < 0$ por lo que el proceso es espontáneo y se produce la siguiente reacción redox:

$$\text{Zn} + \text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{Fe}$$

Introducir la varilla Sacar la varilla Simuladores: Mo en HCl Cu en AgNO₃

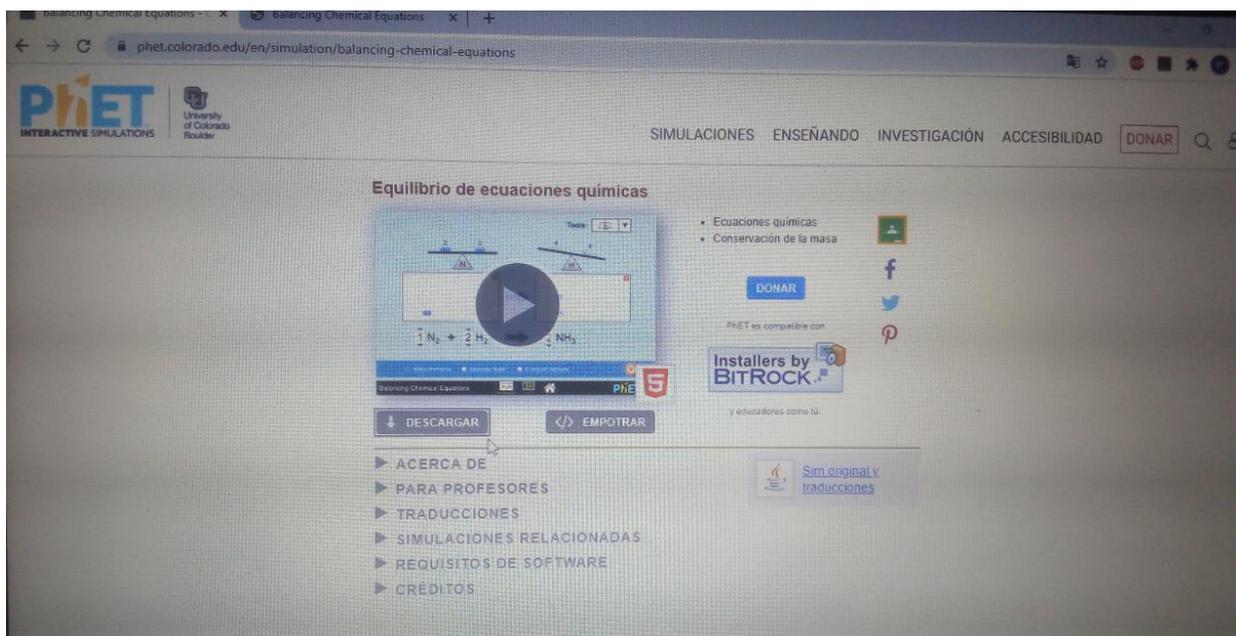
Apéndice I. Juego Virtual para Balancear Ecuaciones

<https://phet.colorado.edu/en/simulation/balancing-chemical-equations>

Una vez se entre a la página se muestra la opción de descargar o empotrar juego de ajuste de ecuaciones químicas, sin ningún costo.

Figura I36

Página web para entrar a juego de balance de reacciones químicas



Cuando se accede al juego descargado se muestran las opciones “Introduction” y “Game”.

Cuando se entra al juego, inmediatamente se muestran las opciones de nivel # 1, nivel # 2 y nivel # 3. Una vez seleccionado el nivel, empiezan a aparecer las ecuaciones químicas en las que se deberán colocar los coeficientes estequiométricos que correspondan. En la medida en que se van colocando los coeficientes, se van representando a través de bolas de colores los átomos de los elementos involucrados en las reacciones.

Figura I37

Ecuación balanceada en juego virtual

