

**Estudios Calorimétricos De La Oxidación En Metales.
Una Ruta Para Ampliar La Experiencia En La Enseñanza De Las Ciencias.**

MARIA DE LOS ÁNGELES CASTILLO CASTILLO

UNIVERSIDAD PEDAGÓGICA NACIONAL
FACULTAD DE CIENCIA Y TECNOLOGÍA
DEPARTAMENTO DE FÍSICA
MAESTRÍA EN DOCENCIA DE LAS CIENCIAS NATURALES
BOGOTÁ D.C.
2024

**Estudios Calorimétricos De La Oxidación En Metales.
Una Ruta Para Ampliar La Experiencia En La Enseñanza De Las Ciencias.**

MARIA DE LOS ÁNGELES CASTILLO CASTILLO

Trabajo de grado presentado como requisito para optar por el título de
Magíster en Docencia de las Ciencias Naturales

Sandra Sandoval Osorio
José Francisco Malagón Sánchez
Juan Alberto Aldana González

Grupo de investigación: Estudios Histórico Críticos y Enseñanza de las
Ciencias EHC^{EC}

Línea de investigación: Enseñanza de las ciencias desde una perspectiva
fenomenológica.

UNIVERSIDAD PEDAGÓGICA NACIONAL
FACULTAD DE CIENCIA Y TECNOLOGÍA
DEPARTAMENTO DE FÍSICA
MAESTRÍA EN DOCENCIA DE LAS CIENCIAS NATURALES
BOGOTÁ D.C.
2024

“Para todos los efectos declaro que el presente trabajo es original y de mi autoría, en aquellos casos en los cuales he requerido del trabajo de otros autores o investigadores, he dado los respectivos créditos.”

Agradecimientos

Principalmente a Dios por concederme el maravilloso regalo de la vida y darme siempre una oportunidad para seguir de pie.

A mis padres por apoyarme en todo este difícil proceso.

A mi esposo, mis hijas y mi abuela por acompañarme, por su paciencia y amor y por ser el motor de este logro en mi camino.

A mis profesores Sandra Sandoval, Juan Aldana y Francisco Malagón por cada uno de sus aportes al presente trabajo, por su paciencia y disposición y por guiarme para poder hacerlo posible.

A la Universidad Pedagógica Nacional por la oportunidad de crecer como persona y por hacer parte de mí camino de vida.

Dedicatoria

A ti, Gato, dedico la culminación de este trabajo, agradeciéndote por nuestros dieciséis años juntos, por todo lo que me enseñaste, por la fortaleza que siempre me diste y por todo el amor que hizo de nuestra vida una experiencia maravillosa e inolvidable.

TABLA DE CONTENIDO

Resumen	8
Aspectos Preliminares.....	9
Contexto Problemático	10
Antecedentes	11
Contextualización Del Problema.....	12
Metodología De La Propuesta De Trabajo De Grado	16
Fase 1: Análisis De Las Fuentes Primarias	17
Fase 2: Desarrollo De Actividades Experimentales	18
Fase 3: Diseño De La Propuesta De Intervención En El Aula De Clase	18
Aportes Históricos Desde Volta, Lavoisier Y Laplace Para El Trabajo Desarrollado	18
La Oxidación Como Afinidad De Los Metales Por El Oxígeno	19
Calorímetro Como Instrumento A Emplear Para Las Reacciones De Oxidación....	23
Calorímetro Diseñado Por Lavoisier Y Laplace	26
Actividad Experimental	34
Calorímetro Empleado Para La Experimentación Abordada.....	35
Proceso De Observación Realizado En El Laboratorio.....	36
Análisis De Los Datos Obtenidos.....	36
<i>Procedimiento 1 Hallar El Calor Específico Del Calorímetro.....</i>	<i>37</i>
<i>Procedimiento 2 Hallar La Masa De HCl.....</i>	<i>37</i>
<i>Procedimiento 3 Reacciones Químicas En Tubo De Ensayo.....</i>	<i>37</i>

<i>Procedimiento 4 Reacciones Químicas En El Calorímetro</i>	38
Papel Del Experimento En Los Procesos De Oxidación En El Aula.....	39
Criterios De La Propuesta De Intervención En El Aula.....	40
Conclusiones Del Trabajo De Investigación	41
Anexos	43
Anexo 1	43
Anexo 2	53
Referencias	61

Resumen

En este trabajo de grado presento un análisis histórico relacionado con la oxidación particularmente de metales, que se desarrolla con base en la experimentación, para enriquecer la práctica docente como una transformación que lleve al cambio de la metodología dentro del aula de clase.

En el ejercicio de la experimentación se hace uso de la medición calorimétrica con instrumentos que permiten recolectar los datos obtenidos, para enfatizar en la importancia del calor en las reacciones químicas y cómo las variaciones de temperatura registran las diferentes cantidades de calor que cada uno de los procesos libera.

Finalmente, se llega a la reflexión sobre los aspectos mencionados, para elaborar una guía de orientación para ser implementada en el aula de clases con los estudiantes, partiendo de preguntas intencionadas que guíen el proceso de realización que conlleve a lograr los objetivos planteados en ella.

Palabras clave: Oxidación, metales, medición calorimétrica, experimentación, práctica docente, observación, transformación.

Aspectos Preliminares

En este capítulo se describen los aspectos considerados para la elaboración y desarrollo del presente documento; los cuales se dividen en cuatro ítems que presentan en su orden; la introducción al documento que focaliza el tema de interés, el contexto problemático del estudio que se desarrolla y la tesis que tiene origen en los obstáculos que identifiqué en mi práctica docente, al abordar la temática de estudio en el aula. Seguido a esto, se encuentra la justificación del trabajo, los objetivos y finalmente la metodología propuesta para su realización.

Presento en este documento un estudio sobre la oxidación de cinco metales diferentes (magnesio, hierro, aluminio, cobre y zinc) por efecto de la reacción con ácido clorhídrico y analizo la relación de estos procesos con el calor que liberan. Lo anteriormente mencionado, lo abordé como docente para lograr una comprensión de la oxidación de metales a manera de una problemática en la enseñanza de las ciencias; puesto que este tema es de mi interés y particularmente lo enseñé con regularidad en el aula de clases.

Dicha problemática se desea abordar porque, al observar cambios en la coloración, brillo, masa, flexibilidad y superficie del metal, los cuales denominé oxidación, los estoy considerando como un proceso que en el aula de clases siempre he enseñado a través del uso de ecuaciones químicas; un tanto desde la mirada enfocada a mi quehacer tradicional, llegando a ser una serie de repeticiones en la que expresé la oxidación como un proceso numérico, sin vincularla con la transformación química que están experimentando las sustancias.

En vista de lo anterior, busco enriquecer las observaciones, experiencias y explicaciones de la oxidación, para analizarla como un fenómeno sobre el cual se pueden registrar los cambios perceptibles y construir criterios de organización plausibles. En esta búsqueda surge entonces, el desarrollo de un estudio calorimétrico de las reacciones de los metales con ácido. Esto se lleva a cabo; mediante preguntas problema formuladas, análisis histórico de los desarrollos en relación con la oxidación, a través de lecturas de tres diferentes autores y la discusión sobre esos aportes, para formular el trabajo experimental a realizar en el laboratorio.

El trabajo experimental que he realizado está fundamentado en el análisis histórico, tanto de la oxidación como de su relación con el calor; que me proporciona elementos para formular y plantear los diferentes montajes y mecanismos a realizar, que adviertan los criterios por los cuales se selecciona la sustancia (ácido clorhídrico) que va a ponerse en contacto con los metales establecidos. Al plantear los montajes y mecanismos a realizar, lo que busco es formalizar la observación de los cambios físicos y químicos, las variables y ajustes que surgen al desarrollarlo y analizar los aspectos que se encaminan a transformar el conocimiento científico; aportando adicionalmente la construcción de un diseño experimental como propuesta para el aula de clase.

En mi experiencia docente, he establecido la enseñanza de la oxidación como

un proceso que pueden desencadenar las sustancias en presencia de oxígeno, que se describe a partir de la escritura de las ecuaciones químicas y que se explica con valores numéricos referentes al estado de oxidación de los elementos, que usualmente se escribe como el exponente positivo, negativo o neutro. Lo anteriormente mencionado, me lleva a analizar, definir y direccionar los objetivos de la propuesta de este trabajo, al estudio de la oxidación, desde las transformaciones de los metales y el calor que desprenden dichas transformaciones cuando reaccionan.

Contexto Problemático

El problema de estudio que menciono es importante porque incide en la enseñanza y el aprendizaje de los procesos químicos de oxidación, llevando a organizar el fenómeno que ocurre cuando se pone un metal en interacción con un medio ácido, a asociar esta organización con la construcción de explicaciones propias para dar cuenta del fenómeno y a aportar elementos para la reflexión de mi práctica en la enseñanza de la oxidación. Es por tal razón, que abordo la oxidación para analizar aquellas interacciones que se presentan entre las sustancias con el oxígeno proveniente del ambiente, del agua o de algún ácido, que modifican su estructura química (Chang, 2010, pág. 135).

La forma en la cual he enseñado la oxidación, la he ligado a la escritura de las ecuaciones que la describen, sin hacer un análisis a profundidad de las relaciones que se están estableciendo; luego en el aula de clase el estudiante transcribe dichas ecuaciones, adopta en un ejercicio memorístico lo que yo he establecido que debe conocer, suponiendo que esto da cuenta de que entiende la oxidación. Pero, en las reflexiones actuales que he hecho, considero que memorizar las ecuaciones, no garantiza que se esté logrando un proceso de aprendizaje y comprensión de la temática abordada.

Por lo cual, se direcciona este trabajo para acompañar las explicaciones en el aula desde un abordaje experimental que motive al estudiante y al docente a formular, interrogar y reflexionar sobre los efectos de dicho trabajo para construir la idea de oxidación como fenómeno, principalmente observando las modificaciones que alcanzan los metales en una reacción de oxidación, para establecer la relación del experimento con las ecuaciones descritas en el aula de clase.

Este tipo de transformaciones asociadas a la oxidación pueden ser identificadas en el ámbito escolar y también en los contextos cotidianos del estudiante; por ejemplo, en los tornillos que pueden tener en casa, observarán las modificaciones que presenta el hierro en contacto con el aire del ambiente en el cual se encuentra, en cambios de coloración y rastros de residuos sólidos, sin que el estudiante haya intervenido formalmente en ese proceso. Si lo comparamos con lo que se hace en el laboratorio, los reactivos y productos al combinarse desencadenan una reacción química que requiere de la intervención de un tercero (estudiante o laboratorista) en dicha combinación, mientras que en la cotidianidad el estudiante al no intervenir directamente en el proceso, no los percibe con tanta facilidad (Chang & Goldsby, 2017).

Teniendo en cuenta que el estudiante puede interactuar con la experiencia de oxidación, es adecuado que realice procesos en el laboratorio que lo lleven a la reflexión y desarrollo de ideas, basados en preguntas formuladas para dirigir esas observaciones que realiza y que amplíen sus comprensiones del fenómeno, en contextos diferentes de su día a día; los cuales me ayudan como docente a abordar el estudio en el aula, para realizar procesos de enseñanza acordes con los conocimientos adquiridos, los que finalmente llevaré en el futuro a mi contexto escolar.

En este trabajo considero importante realizar la revisión al aspecto histórico y experimental, que me lleva a construir explicaciones que implican trasladar al aula las transformaciones de mi ejercicio docente en el área de química; a reflexionar desde el contexto fenomenológico, lo que sucede con las reacciones de oxidación y los cambios que se observan en ellas, además de la relación de estas con el calor que liberan en su consecución.

Antecedentes

En la búsqueda de algunos investigadores que encontraron interés por los procesos de oxidación y cómo enseñarlos en el aula, se examina un artículo publicado en la revista Eureka y dos tesis de maestría, una de la Universidad Nacional de Colombia y una de la Universidad Pedagógica Nacional en las cuales se han apreciado los siguientes aspectos que aportan al presente trabajo:

- El artículo escrito por Lazo, Vera & Vidal (2013) presenta el análisis y la experimentación realizados, en busca de mejorar el proceso de aprendizaje de los estudiantes a través de la enseñanza de reacciones de corrosión de los metales, situándolos en su propio contexto real; lo cual lleva al desarrollo de las experiencias con dos tipos de monedas chilenas, que se conforman de diferentes porcentajes de cada metal, empleando para la experimentación reactivos químicos accesibles para el trabajo en el aula. Este artículo se relaciona con el objeto de estudio de mi trabajo en el enfoque que desarrolla, pues busca llevar al estudiante a situarse en contextos reales para identificar y explicar los fenómenos que suceden a su alrededor.

- La investigación de Gonzáles (2018) tuvo como propósito el desarrollo de nuevas propuestas, con el objetivo de mejorar los procesos de enseñanza-aprendizaje que se conviertan en un desafío para los maestros. Por lo tanto, la enseñanza de las reacciones de oxidación-reducción (redox), se plantea a partir de fenómenos cotidianos y trata de recuperar el conocimiento empírico para construir todo el marco teórico de los procesos redox. El investigador desarrolla una estrategia didáctica que se fundamenta en tres principios: la observación del fenómeno, la construcción del modelo y el uso de los símbolos para explicarlos. Estrategia que en cuanto al objeto de estudio de mi trabajo, coincide en la observación del fenómeno para hacer construcciones posteriores a dicha observación.

- La investigación de Ortiz & Solarte (2021) se centró en el estudio de la

oxidación y la corrosión en metales, relacionada con las transformaciones de las sustancias como una problemática en la enseñanza de las ciencias. Pretendiendo construir explicaciones de la oxidación y la corrosión mediadas por el papel del experimento en cuanto a lo conceptual y lo experiencial, para enriquecer el trabajo del docente en el aula de clases y su aplicabilidad involucrando a los estudiantes. Esta investigación aporta al presente trabajo de grado en la importancia del experimento para enriquecer el trabajo del docente en el aula de clases.

Contextualización Del Problema

En primera instancia mencionaré el aspecto que me lleva a pensar en la situación considerada un problema de estudio para la ciencia, ligado directamente con mi experiencia como docente. Esa experiencia, me lleva a pensar que la enseñanza de los procesos de oxidación en el aula puede modificarse, buscando llegar a un modelo que no solo sea ligado a las ecuaciones químicas en términos de los electrones involucrados en el proceso, sin dar cuenta a profundidad de la organización de los registros perceptuales del fenómeno que está sucediendo.

El fenómeno de oxidación en los metales me genera una exigencia educativa en el aula relacionada con la enseñanza de las ciencias naturales; porque mi interés es aprovechar la experimentación para comprender los cambios perceptibles en los metales como pérdida de brillo, cambio de color, aumento de temperatura del proceso, entre otros. Me he planteado estudiar la oxidación de los metales, pensando en una vía de trabajo a la actividad experimental que puede observarse, sistematizarse o medirse cuando dispongo metales en interacción con ácido.

Ese caso de estudio me lleva al aspecto relacionado con ¿cómo se puede medir la cantidad de calor que acompaña la oxidación? Puesto que, la oxidación es pensada como los cambios perceptibles en los metales, que direccionan el trabajo a la medición del calor involucrado en esas reacciones, como un medio para organizar la sistematización. He partido del análisis histórico de las medidas de calor que se iniciaron con la calorimetría de Lavoisier y Laplace (1780), llevando al desarrollo de un montaje experimental, donde se han puesto en juego algunas actividades que serán un elemento importante para la reorganización de mi práctica docente en el aula de clases.

Como docente de química de educación media, dentro de lo que he enseñado en el aula, he abordado con mis estudiantes la oxidación para enseñarles que las diferentes sustancias presentes en nuestro entorno sufren procesos de modificación de su estructura química y de sus propiedades, que se manifiestan de diversas maneras dependiendo del tipo de sustancia que se modifica (Brown, LeMay, Bursten, & Escalona y García, 1998)

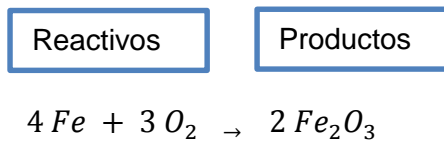
Por eso, he observado que esas modificaciones en las sustancias, por procesos de oxidación, las he enseñado usando ecuaciones químicas en las que se involucran a los electrones de los elementos como guía de una igualación matemática entre reactivos y productos, que da cuenta de cómo suceden según la Ley de Conservación de la Materia estos procesos como reacciones químicas. La

escritura de estas reacciones la he hecho en el aula de clases con mis estudiantes, usando la ecuación química mediante la que se escriben en el costado izquierdo de la flecha a los reactivos que interactúan en el proceso y en el costado derecho de la flecha a los productos que se generan allí. A cada elemento presente en la ecuación química le asigno los estados de oxidación correspondientes (teniendo en cuenta las fórmulas químicas de la ecuación y los números asignados en la tabla periódica para cada elemento químico) y después verifico cuáles de ellos cambiaron numéricamente, comparando estos valores entre los reactivos y los productos de la ecuación (Chang & Goldsby, 2017, pág. 132 a 135)

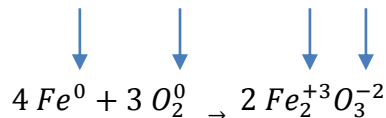
Al comprobar esos cambios en los estados de oxidación de los elementos, reviso qué elemento “gana” y qué elemento “pierde electrones”, lo cual está representado por la variación en esos números que coloco como exponentes de cada símbolo químico de la ecuación; teniendo en cuenta que el elemento que gana electrones se reduce y que el elemento que pierde electrones se oxida. Toda esta descripción del proceso escrito es cómo, con igualación de cantidades numéricas, describo la oxidación y establezco la interacción del oxígeno con un metal, por la cual el oxígeno gana electrones y el metal los pierde.

A continuación presentaré la escritura de las ecuaciones que he elaborado para representar el proceso descrito anteriormente, a través de los siguientes pasos (Elaboraciones de los pasos 1 a 4 de autoría propia. 2024):

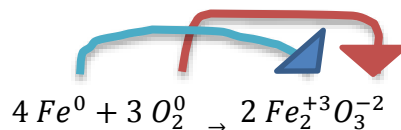
1. Ecuación química que representa a reactivos y productos:



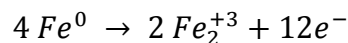
2. Ecuación química que representa los estados de oxidación de reactivos y productos:



3. Ecuación química que representa los cambios en los estados de oxidación:

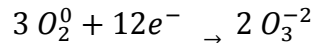


4. Ecuaciones químicas que representan la pérdida y ganancia de electrones:



El elemento Fe pasa de tener estado de oxidación 0 en los reactivos a estado de

oxidación $+3$ en los productos, el cambio entre 0 y $+3$ indica que cada átomo de hierro ha perdido 3 electrones, para un total de 12 electrones perdidos.



La sustancia O_2 pasa de tener estado de oxidación 0 en los reactivos a estado de oxidación -2 en los productos, el cambio entre 0 y -2 indica que cada átomo de oxígeno ha ganado 2 electrones, para un total de 12 electrones ganados.

Debido a lo anterior, considero necesario mencionar la definición de oxidación propuesta en algunos libros de texto de química o artículos científicos, los cuales he tenido en cuenta en mi formación como docente y para mis intervenciones en el aula de clases; además de algunas reseñas de cómo el texto presenta la explicación del tema, para manifestar los puntos de referencia que me llevan a la revisión que quiero abordar en mi trabajo de investigación.

Adicionalmente, mi interés es complementar esta información haciendo una revisión histórica del origen del concepto de oxidación que ampliará las bases teóricas, para llevarme a analizar la concepción del fenómeno químico desde algunos autores representativos del tema e incluir al análisis de estos procesos de oxidación evidencias relacionadas con el calor que se desprende de ellos; para interpretar todo el proceso y transformar mis fundamentos teóricos y prácticos en la enseñanza.

Para referirme al fenómeno a tratar en este documento, empezaré por revisar algunas definiciones de oxidación, las que en libros de química suelen mencionarse como reacciones redox. De estos libros de texto he encontrado procesos químicos y biológicos que implican la transferencia de electrones entre elementos, provocando cambios en los estados de oxidación de ellos. Según Mc Murry, J. (2009):

Se define la oxidación como la pérdida de uno o más electrones por una sustancia ya sea elemento, compuesto o ion y la reducción, como la ganancia de uno o más electrones por otra sustancia. Así, una reacción de oxidación-reducción, o una reacción redox, es cualquier proceso en que se transfieren electrones de una sustancia a otra (2009, pág. 117).

En cuanto a los estados de oxidación, menciona Reece, Urry, Cain, Wasserman, & Minorsky (2014, pág. 163)

...la reducción implica la ganancia de electrones, lo que resulta en una disminución en el estado de oxidación de una especie química.

Las reacciones redox están mediadas por agentes oxidantes y reductores, los agentes oxidantes son sustancias capaces de aceptar electrones y, por lo tanto, se reducen en el proceso, mientras que los agentes reductores ceden electrones y se oxidan (Chang, 2010, pág. 136).

Tuve en cuenta también, destacados libros de química general, que presentan las explicaciones en relación a procesos de oxidación a través de las ecuaciones químicas balanceadas (véase figura 1), tal como el libro de Chang, R (2010), en el cual se muestran las ecuaciones y técnicas en relación con los electrones registrados en los cambios de los estados de oxidación de los elementos involucrados en la reacción química; en este caso puntualmente para dos reacciones, la primera entre zinc y sulfato cúprico y la segunda entre cobre y nitrato de plata, escrita de la siguiente manera:

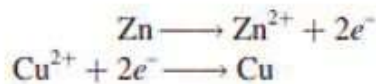
El proceso de transferencia de electrones es más notorio en unas reacciones redox que en otras. Cuando se agrega zinc metálico a una disolución que contiene sulfato de cobre(II) (CuSO_4), el zinc reduce al Cu^{2+} al donarle dos electrones:



En el proceso, la disolución pierde el color azul que denota la presencia de iones Cu^{2+} hidratados



Las semirreacciones de oxidación y reducción son



De igual manera, el cobre metálico reduce los iones plata en una disolución de nitrato de plata (AgNO_3):



o



Figura 1. Reacción Redox para el zinc y el cobre. Tomado de Chang, R. (2010, pág. 136)

Al analizar los procesos de oxidación de la imagen anterior; cuando sucede la reacción química, la solución de sulfato de cobre experimenta un cambio de coloración, después de que el cobre se reduce, según la deducción del proceso matemático descrito. En el caso de la segunda reacción, el cobre se oxida porque pierde electrones y en la ecuación también se incluye la reducción de la plata al liberarse como elemento en este proceso de sustitución simple, que se describe en la imagen.

En relación con otro caso adicional a los descritos en la imagen, está por ejemplo el hierro, que se oxida en contacto con el oxígeno del aire, haciendo que este se reduzca; en esos cambios se observan modificaciones en las propiedades del material, los que podemos asociar con su oxidación; sin embargo, la reducción

no es tan evidente en estos casos y puede resultar más abstracta de enseñar, ya que no se manifiesta de manera directa porque en cierta medida, por ejemplo, no podemos observar al oxígeno que libera el proceso. Si bien, dentro de la reacción de oxidación el metal con el oxígeno forman un óxido que va a tener características diferentes a las del metal inicial, en su color, en su dureza, en su poco brillo, entre otras, podemos asociar la reducción a la fijación del oxígeno ahora dentro del producto formado.

Esta descripción ubica el problema en mi quehacer docente, el que generalmente inicio con los conceptos y símbolos más abstractos, de lo que son los procesos de oxidación y dejo de lado la descripción de los cambios perceptuales (que a veces los estudiantes distinguen), la construcción y la discusión sobre los procesos de transformación de las sustancias que intervienen en el proceso. Los cambios que se perciben a través de los sentidos aportan elementos para describir la naturaleza del fenómeno desde otros aspectos, uno de los cuales he tomado en cuenta, para dar respuesta a la siguiente pregunta objeto de la investigación:

¿Cómo contribuye el estudio de la oxidación de los metales, en la que se establece un vínculo con la medida de los calores de estas reacciones, al fortalecimiento de las actividades experimentales y la comprensión de los fenómenos químicos, en el caso de una docente de química?

Para abordar el problema mencionado, como objetivo principal me propongo:

Plantear formas para abordar la oxidación como un fenómeno que vincule tanto las observaciones cualitativas, como las ordenaciones y cuantificaciones de los distintos procesos de oxidación.

El anterior objetivo para llevarse a cabo, se complementará con el desarrollo de los dos siguientes objetivos específicos:

- *Desarrollar un análisis histórico de los aspectos asociados a la oxidación y a los efectos calorimétricos, que permitan fundamentar la relación existente entre ellos.*
- *Sistematizar los efectos calorimétricos que acompañan los procesos de oxidación de los metales, para desarrollar un trabajo experimental susceptible de ser llevado al aula de clases.*

Metodología De La Propuesta De Trabajo De Grado

Esta investigación se desplegó en tres fases que hacen énfasis en el análisis de fuentes primarias, en el desarrollo de la actividad experimental en relación con el problema objeto de estudio y en la reflexión para llevar a cabo la elaboración de la propuesta a implementar en el aula, tal como se presenta en la siguiente figura:

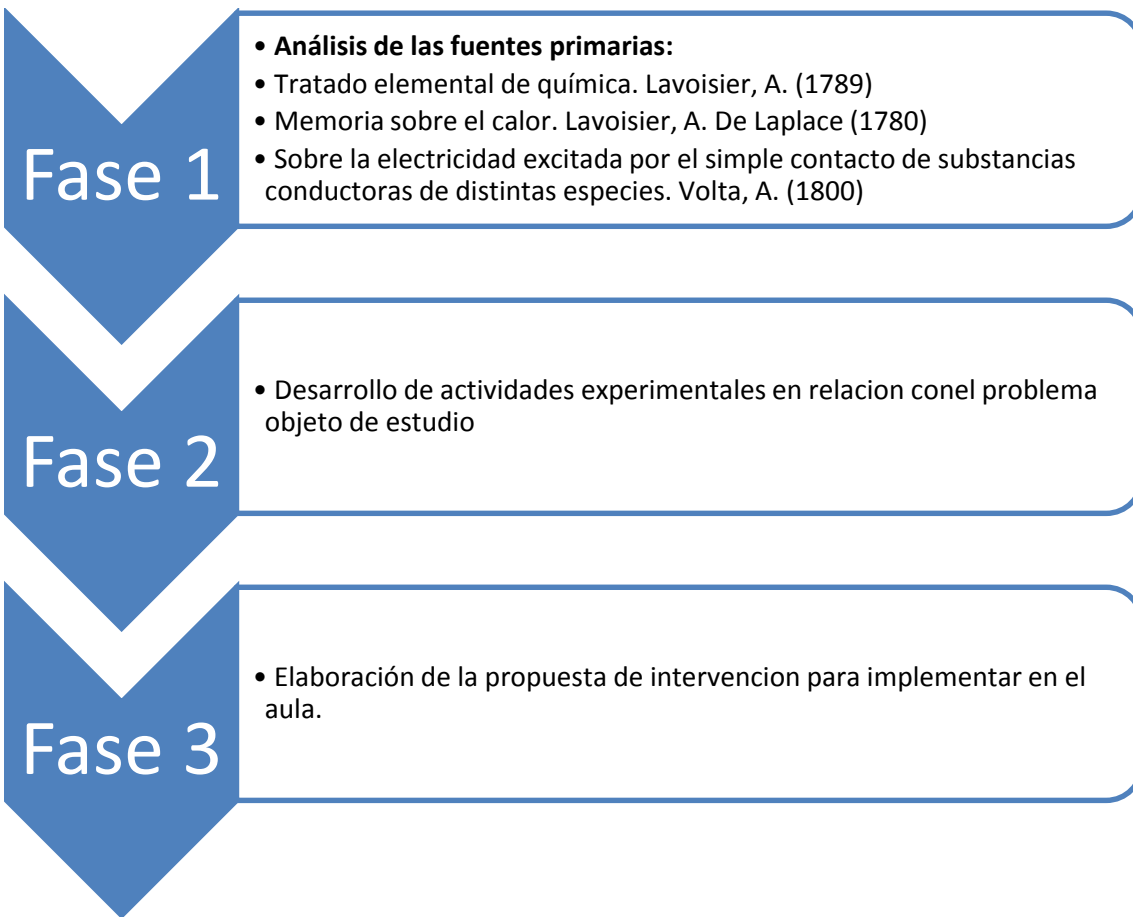


Figura 2. Fases de la metodología del trabajo de grado. Autoría propia. (2024)

Fase 1: Análisis De Las Fuentes Primarias

La propuesta de trabajo de grado surge a partir de una problemática de interés particular para mí como docente, la cual identifiqué en mi práctica diaria y en distintas revisiones a lo largo de mi trayectoria laboral. Inicialmente parece sencillo revisar el fenómeno de oxidación, pero a medida que se hace la revisión histórica el nivel de complejidad aumenta y surge la necesidad de profundizar en la problemática, de tal manera que se fundamenten los cambios que las sustancias presentan al oxidarse.

En esa revisión histórica he tomado en cuenta tres textos, el *Tratado elemental de química* (Lavoisier, 1789), la *Memoria sobre el calor* (Lavoisier & De Laplace, 1780) y la carta Sobre la electricidad excitada por el simple contacto de

substancias conductoras de distintas especies (Volta, 1800); para profundizar estudios con relación al fenómeno de oxidación que me lleven a los elementos teóricos que posteriormente irán acorde con la reflexión y caracterización de las transformaciones que experimentan los metales en la interacción con otras sustancias que se encuentran en estado líquido.

En estos textos he revisado argumentos que los autores presentan con respecto a su propia experimentación, que al analizarlos acorde al trabajo que estoy desarrollando, encuentro el fundamento teórico que se relaciona con la afinidad química de los metales por el oxígeno, la presencia del calor en la reacción química, la importancia del uso del calorímetro en la toma de los datos medidos con la termocupla, para obtener la temperatura real de las reacciones y el aislamiento del sistema para que el proceso suceda sin la influencia directa del entorno.

Fase 2: Desarrollo De Actividades Experimentales

A partir de la revisión histórica realizada en la primera fase, me ha surgido la necesidad de plantear procesos en los que se lleve a cabo experimentación en el laboratorio, enfocada a profundizar las comprensiones alcanzadas respecto al análisis histórico; los cuales incluyen la observación de las reacciones químicas con cinco metales diferentes en presencia de ácido clorhídrico. Además de la medición del calor que libran dichos procesos, el cual está relacionado con las reacciones de síntesis en la formación de óxidos; así como también en la formación de hidrógeno como otro de los productos obtenidos.

Fase 3: Diseño De La Propuesta De Intervención En El Aula De Clase

Posterior a la realización del trabajo experimental, he tomado en cuenta las reflexiones que como docente he tenido a partir de la observación realizada, de las cuales he elaborado una propuesta para implementar en el aula de clases.

La propuesta planteada la diseño, buscando llegar a reflexiones de la observación del fenómeno de oxidación, que me permitan abordar con los estudiantes esta problemática, para transformar la forma en que diseño las estrategias de enseñanza.

Aportes Históricos Desde Volta, Lavoisier Y Laplace Para El Trabajo

Desarrollado

Desde mi práctica docente surgen preocupaciones que llevan al desarrollo del presente trabajo de grado; las cuales están relacionadas con las transformaciones de los metales, cuando suceden los procesos de oxidación.

Dichas transformaciones las he enseñado en el aula desde procesos tradicionales, encontrando que no abordan en su totalidad las características que

son propias de la reacción química. Por tal razón, se inicia la exploración de las memorias escritas por Antoine Lavoisier (1789), una carta escrita por Alessandro Volta (1800) y las memorias escritas por Antoine Lavoisier y Simón Laplace (1780), para construir argumentos y explicaciones que me lleven al abordaje de los procesos de oxidación desde miradas no tradicionales.

A partir de la exploración realizada he seleccionado los elementos de los textos que se relacionan con esas miradas no tradicionales como, las afinidades de los metales al reaccionar con oxígeno, las relaciones de los efectos calorimétricos que estos procesos desencadenan y el uso de instrumentos para estudiar los efectos. Todo lo anterior, para observar, analizar y argumentar cómo se entienden las transformaciones de los metales cuando se oxidan haciendo los procesos en el laboratorio.

A continuación, profundizaré sobre los distintos aportes que el estudio de cada texto genera, para el problema objeto de estudio de la investigación.

La Oxidación Como Afinidad De Los Metales Por El Oxígeno

De acuerdo con lo que he venido mencionando en el apartado anterior, el presente trabajo busca relacionar explicaciones del fenómeno de oxidación con los calores que se desprenden de las reacciones químicas derivadas de él. Para empezar a estudiar y analizar esas medidas del calor, se hace referencia a un problema de estudio particular de la ciencia, el cual como docente me genera interés. Este problema a abordar debe llevarme a complementar observaciones propias realizadas del fenómeno en cuestión, con las observaciones hechas en los ensayos experimentales de Lavoisier y Laplace (1780), sustentada en el análisis histórico que se realizará en los siguientes apartados de la sección.

La oxidación la referiré como el proceso mediante el cual un elemento en particular interactúa con el oxígeno, bien sea del que encontramos en el ambiente o bien sea que se le exponga a emisión directa con él. A medida que va pasando el tiempo en la interacción de un elemento con el otro, que para nuestro caso vamos a fijarnos en la interacción del elemento metálico (y ahora lo llamaremos metal) con el elemento oxígeno (que ahora llamaremos oxígeno), desde lo que observamos, es que el metal que entró en contacto con el oxígeno, empieza a mostrar cambios en su brillo, se opaca, se vuelve oscuro, su superficie se vuelve porosa en vez de lisa y aunque no observamos al oxígeno como tal; sabemos que esos cambios no suceden solos en el metal si no hay otra sustancia que está presente en el momento en el que se observan los cambios (Chang & Goldsby, 2017, págs. 127 - 141).

Al hacer la revisión de algunos apartados del *Tratado Elemental de Química*¹, tomo de allí descripciones de los experimentos y las observaciones realizadas por el autor (Lavoisier), en los que encuentro una posibilidad para la comprensión de

¹ De la traducción al castellano para los tomos I y II realizada por Juan Manuel Munarriz, en el año 1798. Madrid en la Imprenta Real.

la oxidación, punto de partida de mi trabajo. En el apartado VI del capítulo VII del tomo II *De la oxidación de los metales*, el autor refiere que el nombre *oxidación o calcinación* (Lavoisier, 1789, pág. 138 tomo II) se le da al proceso que consiste en exponer los metales a un determinado grado de calor en el cual se convierten en óxidos, absorbiendo el oxígeno del aire; la posibilidad de oxidarse menciona Lavoisier, está relacionada con la afinidad del oxígeno y los metales a una temperatura concreta. Cuando esa oxidación no se hace con aire común, sino que se hace con el *gas oxígeno*, sucede de forma rápida y acompañada de luz y calor generalmente; debido a lo que se menciona en este apartado, entonces se puede afirmar también que las sustancias metálicas son cuerpos que fácilmente combusten.

En cuanto a la afinidad de los metales con el oxígeno, todos ellos no poseen el mismo grado, por ejemplo, el oro, la plata y la platina poseen una afinidad diferente a la de otros metales, a pesar de la intensidad de calor que se emplee en el proceso. Cuando se realiza la experimentación que menciona el autor, se utiliza comúnmente una taza de barro cocido sobre un hornillo (véase figura 3) que aumenta la temperatura a la que se somete al metal que se desea calcinar y luego de esa operación el peso de dicho metal acrecienta. La razón de que se pudiese confirmar que en el proceso de la “oxidación o calcinación” (Lavoisier, 1789, pág. 138 tomo II.), el peso del metal aumenta, es que Lavoisier realiza ensayos con vasos cerrados y cantidades de aire específicas, de los cuales él concluía que el volumen de aire disminuía en razón de la cantidad de este, que se combinaba con el metal.



Figura 3. Taza de barro cocida que utilizó Lavoisier en sus experimentos. Tomado de Tratado elemental de química (1789). Tomo II. Lámina IV, figura 6. Pág. 299

En el mismo apartado del libro mencionado, gracias a Mr. Priestley se empleó un primer método para llevar a cabo este tipo de ensayos, en el cual la operación se realiza en una cápsula china que se cubre con una campana de cristal sumergida en un depósito que contiene gran cantidad de agua (véase figura 4, partes B, C, D, E), para que la oxidación suceda de forma rápida al combinarse el metal con el oxígeno del aire.

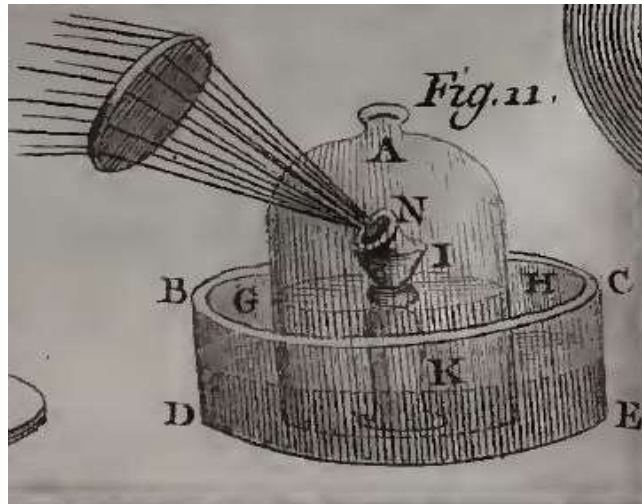


Figura 4 Campana de cristal empleada por Mr. Priestley.
Tomado de Tratado elemental de química. (1789). Tomo II.
Lámina IV, figura 11. Pág. 299

En páginas posteriores del mismo apartado se menciona al instrumento empleado por Mr. Ingen-Housz (véase figura 5) para observar la combustión del hierro en gas oxígeno. Debido a los ensayos realizados en dicho aparato, se encontró que todos los metales se podían oxidar exceptuando el oro, la plata y el mercurio. Los ensayos se hacían con el aire del ambiente; inclusive, sellaban con cuidado el instrumento que empleaban, para poder observar los cambios sin gran intervención del aire común; aprovechando así, el oxígeno que se podía conseguir para realizar el trabajo experimental.



Figura 5. Instrumento empleado por Mr. Ingen-Housz
para la combustión del hierro con gas oxígeno. Tomado
de Tratado elemental de química. Tomo II. Lámina IV,
figura 17. Pág. 299

En el tomo I capítulo VII *De la descomposición del gas oxígeno por los metales y de la formación de óxidos metálicos*; he encontrado aspectos claves a tener en cuenta, que siguen relacionando a las sustancias metálicas en presencia de cierto grado de calor, con la posibilidad de descomponer al gas oxígeno producto de la afinidad que el metal puede presentar con este gas para separar sus propias moléculas entre sí, en lo que representa una combustión rápida con llama brillante. Esta oxigenación de los metales hace que aumenten su peso proporcionalmente al oxígeno que absorben y también que su brillo metálico desaparezca.

Los metales al oxigenarse forman sustancias intermedias, que podemos relacionar con la presencia del óxido que se acerca a lo que es el estado salino, al que los antiguos dieron el nombre de cal y que particularmente hace referencia a sustancias que duran mucho tiempo en exposición al fuego sin llegarse a fundir; esta formación se debe al aumento de peso en el metal, luego del proceso. (Lavoisier, 1789, pág. 58 tomo I).

Analizo que cuando los metales se oxigenan, cambian sus características físicas y químicas; cambios que se relacionan con el aumento de peso, desencadenado por la exposición al fuego y la formación del nuevo producto (óxido del metal). Esta reflexión me lleva a indagar por las modificaciones de los elementos metálicos; porque, con la interacción del gas oxígeno ellos experimentan cambios significativos en su aspecto físico, coloración, brillo, masa, entre otros; que permiten observar su proceso de oxidación.

En relación con lo descrito anteriormente, la oxidación es una manifestación de cambios en el metal, producto de su interacción con el oxígeno, la cual modifica las condiciones que se observan físicamente diferentes y que no retornan a las condiciones iniciales. Como no retornan a las condiciones iniciales, la transformación es química al ser un proceso irreversible; cuando un metal entra en contacto con el oxígeno, deja de observarse como era al inicio y pasa a tener características diferentes a las que poseía, las cuales no se vuelven a recuperar.

Un segundo referente histórico que he tenido la oportunidad de revisar, para llegar a la aproximación con la concepción de oxidación, es el trabajo de Volta (1800). Puesto que, con estos inicios de alguna manera él hace referencia a cómo el contacto mutuo de metales de diferentes especies (plata y zinc, estaño y cobre) genera una corriente eléctrica. Sus experimentos los describe en la carta del 20 de marzo de 1800²; en cual menciona:

...el aparato del que os hablo, y que os sorprenderá sin duda, no es más que el ensamblaje de un número de buenos conductores de diferentes especies, dispuestos de una manera determinada 30, 40, 60 o más piezas, de cobre, o mejor de plata, aplicadas cada una a una pieza de estaño, o, lo que es mucho mejor, de zinc, y un número igual de capas de agua, o de algún otro líquido que sea mejor conductor que el agua común, como el agua salada, la lejía, etc.; también pueden usarse pedazos de cartón o de piel, bien embebidos de estos humores. Todo lo que constituye mi aparato es la sucesión alternada, siempre en el mismo orden, de tales capas

² Carta, en francés, enviada al entonces presidente de la Royal Society, Sir Joseph Banks. Tomado de Traducción de la Universidad de Barcelona. Sobre la electricidad excitada por el simple contacto de substancias conductoras de distintas especies. Revista de la Sociedad Española de Historia de las Ciencias y de las Técnicas, ISSN 0210-8615, Vol. 23, N° 48, págs. 763-784

interpuestas entre cada pareja o combinación de metales distintos... (Volta, 1800, pág. 766)

El instrumento empleado por Volta (1800) que denominó *aparato de columna*, posibilita que las placas metálicas generen conmoviones producidas por el contacto entre esos metales. Dichas conmoviones generadas por series de metales específicos, se pueden relacionar con comportamientos asociados a la oxidación, teniendo en cuenta afinidades del metal para producir este tipo de consecuencias. Esta última información la he tomado como referente en el presente trabajo, con la intención de emplear metales para explicar el fenómeno de la oxidación; ya que, como Volta lo observó, se pueden percibir sobre la superficie de los metales variaciones, que dan cuenta de su interacción con otras sustancias.

Finalizo esta sección con la deducción de que los metales presentan una afinidad hacia el oxígeno, la cual puedo observar en los cambios físicos y químicos que ocurren. Esto me lleva a pensar en cinco metales determinados para emplearlos posteriormente en la experimentación que desarrollaré más adelante.

Considero de gran importancia distinguir que los ensayos realizados por los autores mencionados en esta sección, poseen características similares en cuanto a las condiciones de los instrumentos que emplean para llevar a cabo la experimentación. Estas características las resalto por el hecho de que ellos encerraban las superficies donde se hacían los procesos, logrando una opción que evitara contacto directo con el entorno. Lo anterior, me dispone a pensar en la necesidad de utilizar un instrumento que en la actualidad posea esa disposición de aislar el contacto directo con el entorno y surge la idea de la implementación del calorímetro, por lo cual, dedicaré la siguiente sección a mencionar su importancia.

Calorímetro Como Instrumento A Emplear Para Las Reacciones De Oxidación

En relación con el fenómeno objeto de estudio y ya que los metales cambian en características que he mencionado anteriormente, he tomado la determinación de enfocarme en la revisión de un instrumento que posea similitudes a los que emplearon los autores que he referenciado en la sección anterior. Es por tal razón, que dedico este capítulo al calorímetro buscando relacionarlo con los procesos que voy a implementar en la segunda fase del trabajo de grado.

El calorímetro es un instrumento que se emplea en la actualidad con propósitos relacionados directamente con la conservación de la energía, en términos de la temperatura de los cuerpos que se colocan en él para la experimentación. Lo anterior incluye comprender que las reacciones de oxidación, no son ajenas a la existencia de una temperatura determinada mientras ellas están sucediendo.

El centro de interés del presente trabajo va ligado a las observaciones que particularmente se pueden hacer, para los metales que al entrar en contacto con otras sustancias, se transforman. En esas transformaciones hay presente, energía

en forma de calor, la cual en el calorímetro se conserva por una cantidad de tiempo importante. Al hacer referencia a este calor, se estaría pensando en la energía que posiblemente absorbe y libera el sistema que se coloque dentro del instrumento y que se cuantifica con ayuda de la diferencia de temperatura que se pueda registrar en el inicio, en el transcurso y en el final de la reacción.

Por su parte Fourty, Bertinetti, & Foussats (2003, pág. 2) afirman que:

Se designa con el nombre de calor (Q) a la energía en tránsito que fluye desde una parte de un sistema a otra o de un sistema a otro, en virtud únicamente de una diferencia de temperatura. Por convención se considera que Q es positivo cuando es absorbido por el sistema y negativo en caso contrario. El calor Q no es función de las variables termodinámicas sino que depende de la trayectoria. Es decir que el calor intercambiado en un proceso infinitesimal es un diferencial inexacto.

Cuando un sistema absorbe (o cede) una determinada cantidad de calor puede ocurrir que:

- Experimente un cambio en su temperatura.
- Experimente un cambio de fase a temperatura constante.

Esto, me orienta al hecho de tener en cuenta claramente cuáles son calores del proceso de oxidación que voy a estudiar. Puesto que, hay varias fases que van sucediendo a medida que el cambio químico en la reacción de oxidación ocurre, una de ellas está relacionada con el primer contacto entre el metal y la otra sustancia, las cuales se encuentran a una temperatura determinada en dicha fase. Seguido a ello, ambas sustancias empiezan a reaccionar y se desprende calor del proceso, el cual requiero medir; puesto que, ese calor no está aislado del medio, sino que por el contrario también se ve afectado por la temperatura de cada uno de los reactivos en su fase inicial (contacto inicial entre ellos), por la temperatura del entorno en el cual se encuentran y por la temperatura del recipiente (calorímetro) que los contiene, además del termómetro que estaría en contacto con las dos sustancias para registrar con él esas temperaturas.

El calorímetro que entonces emplearé en el experimento, tiene relación con la cantidad de calor que produce el sistema, porque lo aísla, generando un sistema adiabático que va a contener el calor producido dentro de sí mismo sin que se libere al ambiente. La reacción que se desencadena en el instrumento, presenta unas diferencias de temperatura que me indicarán la cantidad de calor que absorbió el calorímetro, que en poca cantidad lo hizo para cumplir la condición de ser adiabático como lo presenta la siguiente ecuación:

$$\begin{aligned} \text{Calor total de la reacción} &= (\text{Calor medido en la reacción}) \\ &+ (\text{Calor absorbido por el calorímetro (peso calorímetro y capacidad calorífica)}) \end{aligned}$$

Ecuación 1: Calor total de la reacción. Tomado de (Gordon , 1976, págs. 197 - 201)

Cuando ocurre la reacción química entre el metal y el ácido clorhídrico, el calor producido se puede vincular con los siguientes factores. El primero es debido a los cambios del metal en la reacción de sustitución simple (las reacciones de

sustitución simple son aquellas en las que un elemento libre de los reactivos reemplaza a un elemento que hace parte del compuesto del otro reactivo, para dar origen a dos productos, uno como elemento y el otro como compuesto) que permite a este, reemplazar al hidrógeno en el ácido y formar la sal haloidea. Derivado de este primer cambio, se genera el calor asociado a la producción del hidrógeno que se liberó por el desplazamiento que implicó el metal en la formación de la sal. También se evidencia el burbujeo del hidrógeno y la formación de la sal como uno de los procesos, además de la interacción del agua con la formación de los dos productos (elemento y compuesto) obtenidos.

En cuanto a los reactivos, se rompen los enlaces entre el cloro y el hidrógeno del ácido (el ácido se disocia en la solución acuosa), cuando se forman nuevos enlaces entre el hidrógeno y el metal y entre los dos hidrógenos que se han formado en esta oxidación; la cual se relaciona con un factor de solubilidad entre los reactivos y el agua en la que están disueltos, aportando calor que se libera en esa formación y ruptura de enlaces (Chang, 2010).

Cuando el ácido clorhídrico disuelto en agua (formando la solución en la cual agregaremos el metal) interacciona con el metal, desencadena la ruptura de las fuerzas intermoleculares existentes entre el agua y el ácido; tales como, las fuerzas de cohesión y los enlaces por puentes de hidrógeno, rompiendo esa relación y produciendo energía como resultado de la ruptura. Las interacciones entre el metal y el hidrógeno absorben energía para la formación de los enlaces que dan origen a la sal y al hidrógeno gaseoso. El hidrógeno formado se liberará al ambiente producto de la inmiscibilidad de este con el agua de la solución (Brown, LeMay, Bursten, & Escalona y García, 1998).

El proceso descrito anteriormente, debe llevarse a cabo en un sistema que lo aisle de la temperatura del entorno para que las interacciones de energía sean sólo de él. Todas las partes del proceso de mencionado tienen importancia porque van a influir en las mediciones de temperatura (tanto inicial como final) que se registren a lo largo de este. El sistema que aísla a los reactivos y productos, se compone de un calorímetro, del cual mencionaré que el valor de su masa será tenido en cuenta para el análisis de los datos obtenidos en la reacción química, porque del calor que se produce en la reacción; una parte es absorbida por el material del calorímetro, y no quedará marcada por las diferencias entre la temperatura inicial y final del proceso. La otra parte de ese calor, será medida a partir de la diferencia de temperatura que nos registre el termómetro.

Para saber qué parte de ese calor es absorbida por el material del calorímetro, se debe medir cuál es la capacidad calorífica de él, hacia confirmar qué cantidad de calor absorbe específicamente el instrumento que se va a emplear en el desarrollo de la reacción química. Adicionalmente hay que tener en cuenta que el proceso se lleva a cabo en un medio acuoso, tanto para el ácido como para el metal, lo que permite tomar los valores de masa de la solución como si fuesen un solo conjunto, en el cual se asume que todo el calor que se produce es absorbido por la solución (para ello se mide la temperatura inicial y final de la solución) como si fuese el agua la que de alguna manera lo absorbiera (véase ecuación 1).

El calorímetro empleado para los experimentos a realizar, brinda cualidades

de un sistema adiabático que cumple la función de aislar de la oxidación la temperatura del ambiente; para así, medir las variaciones que el termómetro registre, entre la temperatura inicial y final del sistema, obteniendo un delta de temperatura que expresaré mediante la siguiente ecuación:

$$\Delta T = T_f - T_i$$

Ecuación 2: Delta de temperatura. Autoría propia. 2024

Dicho instrumento contendría dentro de sí, al calor generado por las rupturas de los enlaces de las sustancias que reaccionan, al calor generado en las formaciones de los enlaces para los productos que se obtienen en la oxidación, a las rupturas de las fuerzas entre el soluto y el solvente y al calor de las nuevas fuerzas entre el solvente y el nuevo soluto obtenido; las cuales se producen por las relaciones entre las moléculas de la solución en la cual se desarrolla el experimento y la reacción química como tal.

El ácido utilizado para las reacciones, posee diferentes fuerzas intermoleculares que están relacionadas con la dependencia que establece, tanto con el agua como con el metal que se encuentran en el recipiente con él. Esto sucede, debido a que, el contacto entre las sustancias (metal, ácido clorhídrico en solución acuosa) rompe vínculos existentes entre ellas y genera otros nuevos, que se revelan en el calor que el proceso desprende cuanto se está llevando a cabo.

Finalizo esta sección concluyendo que el calorímetro es un instrumento necesario para hacer las mediciones que estoy interesada en registrar, debido a su funcionalidad como instrumento adiabático. Esto me lleva a incluir para el siguiente apartado el análisis del calorímetro empleado por Lavoisier y Laplace (1780) que aporte a la comprensión del uso de dicho instrumento en la experimentación realizada.

Calorímetro Diseñado Por Lavoisier Y Laplace

Luego de las consideraciones de la carta escrita por Volta (1800) descrita parcialmente en la página 22 del presente documento y del Tratado elemental de Química escrito por Lavoisier (1789) relacionado entre las páginas 18 a 22 del presente documento, hago referencia al capítulo III del tomo II *De los aparatos relativos a la medida del calórico* de este mismo Tratado; en el cual el autor describe un calorímetro que elabora, el cual consta de tres partes: la capacidad interior, la capacidad media y la capacidad exterior.

La primera de esas tres partes, está constituida por una red de alambre sostenida por pies de hierro donde se colocan los cuerpos en los que se hace el experimento. En cuanto a la segunda, sirve para contener el hielo que debe rodear la capacidad interior y al que ha de derretir el calor de la sustancia que se pone en experimento. Finalmente, la capacidad exterior, en la que se pone el hielo que ha de impedir el efecto del calor del aire exterior y de los cuerpos que lo rodean. Al

colocar la sustancia en la capacidad interior, se espera a que alcance una temperatura cercana a los cero grados, porque en ese punto se revisa la cantidad de hielo derretido pasado ese periodo de tiempo; el agua de este hielo derretido sale por un tubo que permite recolectarlo y pesarlo para determinar la cantidad que se derritió, producto del calor desprendido por el cuerpo (Lavoisier, 1789, págs. 47 - 54).

Cabe resaltar que entre la capacidad media y la capacidad exterior de dicho instrumento no debe haber comunicación en ningún punto, porque variarían los valores obtenidos. Refiere el autor que para usar el calorímetro, hace llenado con hielo machacado a la capacidad media, a la tapa de la capacidad interior y a la tapa *EF (como la denomina Lavoisier en su Tratado)* de todo el calorímetro (esta tapa cubre toda la parte superior y fija la parte interior del calorímetro). Luego él destapa el calorímetro para introducir la sustancia y lo vuelve a cerrar, esperando que se haya enfriado enteramente y que haya goteado por la llave todo el hielo derretido.

Del proceso anterior, se pesa el agua obtenida, que se ha recogido en la vasija y su peso, debe ser la medida exacta de la cantidad de calórico desprendida por la sustancia mientras se ha enfriado. Todo el calórico que de él se desprende se detiene en el hielo y se libera de la impresión de cualquier otro calor por medio del hielo que hay en la tapa y la capa exterior.

El instrumento que construyen Lavoisier y Laplace (1780), establece la relación existente entre el uso de este en las reacciones de oxidación principalmente para los metales, ya que con ellos se observan características que representan cambios químicos, las cuales busco relacionar con la calorimetría de las reacciones. Debido a que los procesos químicos que son objeto de análisis se relacionan con variaciones de calor, hago una revisión de la Memoria sobre el Calor escrita por Lavoisier y Laplace (1780).

Los físicos han construido instrumentos para determinar cambios de volúmenes y algunos como Lavoisier y Laplace han perfeccionado esos instrumentos para determinar por ejemplo, puntos fijos de referencia, como el grado de temperatura de la formación del hielo y el del agua cuando hierve a una presión atmosférica determinada. Lo que los llevó a indagar el fluido en el que sus variaciones de volumen tiendan a ser proporcionales a las variaciones de calor y que relativo a su medida se encuentre el medio para apreciar los grados extremos en los que suceden los cambios.

Según los experimentos realizados por Lavoisier y Laplace (1780) en su Memoria sobre el calor, tomo en cuenta el artículo I de esta Memoria, *Exposición de un nuevo medio para medir el calor*, en el cual describen la máquina que utilizan, que funciona como un calorímetro que consta de tres partes, las que ellos denominan: capacidad interior, la capacidad media y la capacidad exterior; su función, ya la he descrito en el primer párrafo de este apartado. A continuación incluyo una figura que representa las partes de dicho instrumento:

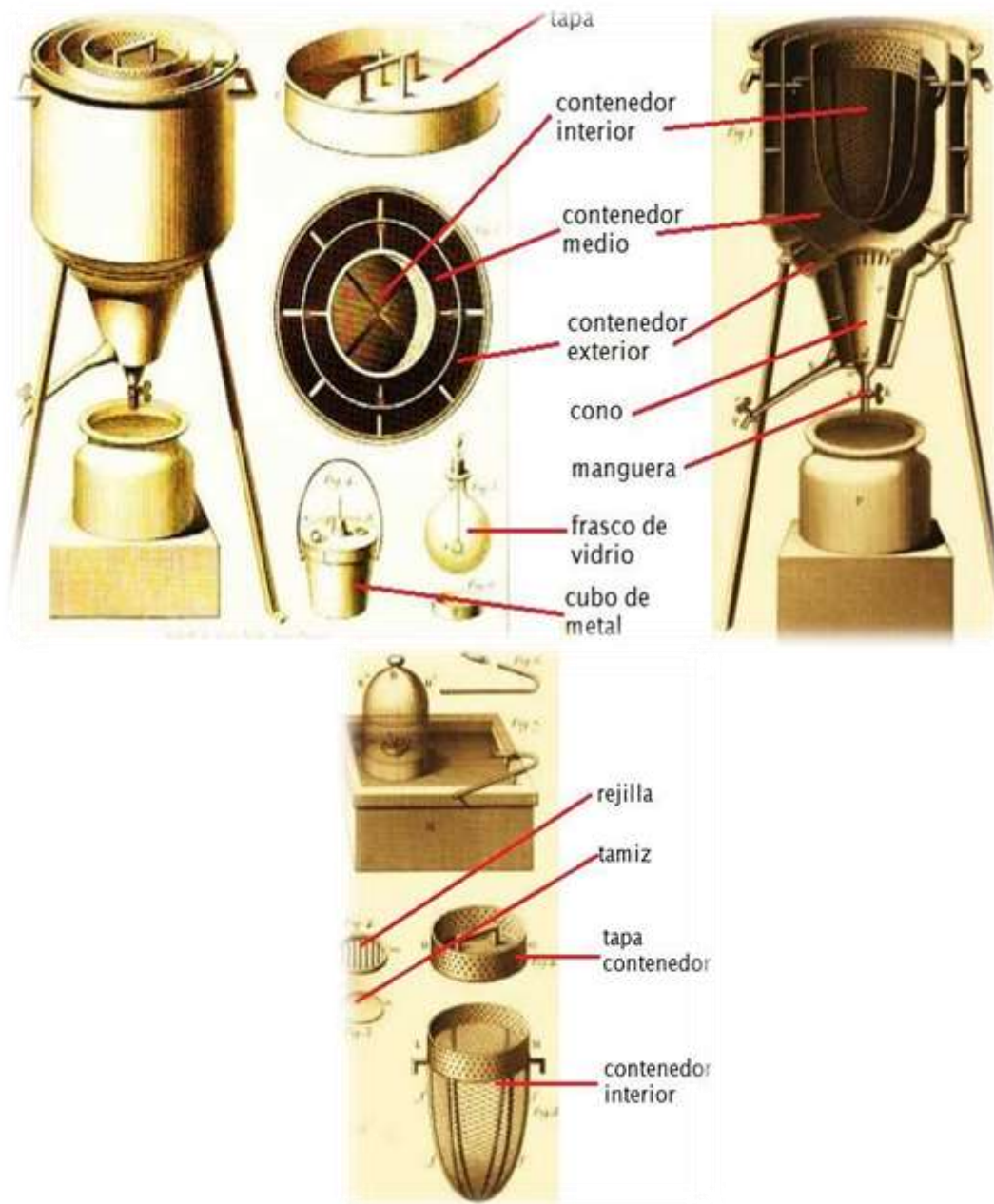


Figura 6. Partes del calorímetro elaborado por Lavoisier y Laplace. Tomado y adaptado de la Traducción realizada por (Garzon, 2015. Nº 9, pág. 149)

En las experiencias realizadas por Lavoisier y Laplace (1780) he encontrado que cuando una sustancia pasa del estado sólido, al estado fluido, y de este al estado de vapores, hay absorción de calor, la cual se combina en el cambio de estado o se contiene en la materia que lo absorbe, haciendo que su capacidad de contenerlo aumente. Los autores también registran el hecho de que a temperaturas iguales las sustancias que son diferentes, en volúmenes iguales, no encierran iguales cantidades de calor; debido a ello, sus densidades son diferentes de forma independiente. Determinaron también, las relaciones de capacidades de

diferentes sustancias para contener el calor y que incluso los cuerpos más fríos tienen alguna cantidad de calor entre sí mismos, lo que establece las relaciones entre el calor total del proceso y sus variaciones, con el uso de los grados del termómetro que se observan a través de la experimentación.

Es importante mencionar, que algunas de las palabras empleadas por los autores en la Memoria sobre el Calor requieren de una profundización para determinar a qué se refieren con calor libre, capacidad de calor o calor específico de los cuerpos; la cual se hace a continuación.

Los autores refieren que los físicos de la época se dividían en dos grupos, el primero constituido por quienes consideran el *calor libre* como un fluido distribuido en toda la naturaleza, el cual está más penetrado en unas sustancias que en otras, debido a su temperatura y su disposición particular para retenerlo, combinándose con ellas y dejando de actuar sobre el termómetro, porque en ese estado de libertad se equilibra con los cuerpos formando lo que se denomina *calor libre*.

El segundo grupo de físicos constituido por quienes piensan que el calor es el resultado de los movimientos insensibles de las moléculas de la materia. Por lo tanto, las sustancias están llenas de un número de poros o vacíos pequeños cuyo volumen puede sobrepasar considerablemente al de la materia que ellos encierran, esos espacios vacíos permiten a sus partes insensibles oscilar en todos los sentidos, para lo cual se pensaría que estas partes se pueden agitar continuamente hasta un punto en el que se desunen las sustancias y así este movimiento interno sería el *calor*.

Considerando lo que el segundo grupo de físicos pensaba, la idea es observar que:

...en todos los movimientos en los cuales no hay punto de cambio brusco, existe una ley general que los geómetras han llamado principio de la conservación de las fuerzas vivas, que consiste en que en un sistema de cuerpos que actúan unos sobre otros de una manera cualquiera, la fuerza viva, que es la suma de los productos de cada masa por el cuadrado de su velocidad, es constante. Si los cuerpos están animados por fuerzas aceleratrices, la fuerza viva es igual a la que tenían en el origen del movimiento más la suma de las masas multiplicadas por los cuadrados de las velocidades debidas a la acción de las fuerzas aceleratrices (Lavoisier & De Laplace, 1780, pág. 19)

La fuerza viva sería considerada como el calor que resulta de los movimientos insensibles de las moléculas de un cuerpo, sería entonces la suma de los productos de la masa de cada molécula por el cuadrado de su velocidad.

Dos cuerpos de temperaturas diferentes puestos en contacto, se comunicarán sus movimientos al principio de forma desigual; la fuerza viva del cuerpo más frío, aumentará en la misma cantidad en que disminuye la fuerza viva del cuerpo menos frío. Este aumento sucederá hasta que los movimientos de los dos cuerpos sean iguales, en ese momento la temperatura de los dos resultaría ser uniforme.

Teniendo en cuenta esta forma de pensar en el calor, se explicaría por qué la

impulsión directa de los rayos solares es inapreciable, si poseen gran cantidad de calor; como su impulsión es el producto de la masa por su velocidad, aunque la velocidad sea muy grande, como la masa es pequeña, pues este producto resulta ser casi nulo.

Si por el contrario la fuerza viva fuese el producto de su masa por el cuadrado de su velocidad, representaría el calor un orden muy superior al de su impulsión directa. Esa impulsión sobre un cuerpo blanco es entonces más grande que sobre un cuerpo negro, y aunque el primero refleja estos rayos con abundante luz, el calor que comunican es menor en estos, que el calor que comunican en el cuerpo negro porque este segundo los absorbe.

Las hipótesis que se han puesto en consideración en los párrafos anteriores, permiten explicar diferentes fenómenos, por lo cual es probable que las dos se cumplan al mismo tiempo y finalmente admitir los principios que les son comunes, la cantidad de calor queda siempre igual en la mezcla simple de los cuerpos. La conservación del calor libre en la mezcla simple de los cuerpos se genera por si sola y por lo tanto ha sido admitida por los físicos y por Lavoisier y Laplace en la investigación que ellos realizan.

Si el calor es un fluido, es probable que al combinar varias sustancias se combine con ellas o se desprenda de ellas; por lo tanto, no se puede indicar que el calor libre sea igual antes de la combinación y después de la combinación. Lo anterior debido a que, el calor se considera como la fuerza viva de las moléculas de los cuerpos, las cuales se combinan entre ellas actuando unas sobre otras por sus afinidades, sometidas a la acción de fuerzas atractivas que pueden cambiar la cantidad de fuerza viva y la cantidad de calor de los cuerpos. Entonces se puede extender la siguiente afirmación para todos los fenómenos del calor propuesta por Lavoisier y Laplace (1780):

Todas las variaciones de calor, sean reales o aparentes, que sufre un sistema de cuerpos, cambiando de estado, se reproducen en un orden inverso, cuando el sistema retorna a su primer estado (1780, pág. 21)

Los cambios de estado del hielo a agua y del agua a vapor, hacen que una cantidad considerable de calor se ausente, la cual reaparece cuando el vapor se vuelve agua y el agua se vuelve hielo.

La primera hipótesis menciona al calor libre, al calor combinado y al calor desprendido y la segunda hipótesis menciona a la fuerza viva, la pérdida de la fuerza viva y el aumento de la fuerza viva. Por lo pronto, se puede decir que sobre la naturaleza del calor se observan detenidamente sus efectos, que consisten en dilatar los cuerpos, hacerlos fluidos y convertirlos en vapores (1780, págs. 17 - 22).

La dilatación de los fluidos es un efecto del calor, como efecto medible y proporcional a su causa; en cuanto al comportamiento del mercurio (que es fluido a temperatura ambiente), es aproximadamente proporcional al calor en el intervalo del hielo al vapor. Según Lavoisier & De Laplace (1780) el termómetro de mercurio con el cual realizaron ensayos sobre dilatación de los fluidos, estaba dividido en ochenta partes iguales en una presión de 28 pulgadas de mercurio; cada una de esas partes formaba un grado (referente a una unidad de medida del instrumento)

y se le asignó el punto cero al grado en el cual el agua empezó a ser sólida (hielo) y, por lo tanto, los grados debajo del cero se consideran negativos y los grados por encima del cero se consideran positivos.

Teniendo dos cuerpos de igual masa que poseen temperaturas de magnitudes iguales, la cantidad de calor que se necesita para aumentar en un grado la temperatura de cada uno de ellos, no será la misma porque la cantidad de calor necesaria corresponde al valor de su “calor específico”; que comparado con la cantidad de calor necesaria para aumentar en una unidad o grado a la temperatura de una libra de agua común, este corresponderá a la unidad de referencia. Cuando los valores están entre los cero y los ochenta grados, las cantidades de calor que se necesitan tenderán a ser muy similares en el aumento de un sólo grado, con respecto a la cantidad de calor, que sí esas cantidades de calor fuesen a temperaturas por encima de estos valores de referencia (tenidos en cuenta de acuerdo al termómetro de mercurio).

Las descripciones que realizan Lavoisier y Laplace (1780) con respecto al agua y al mercurio, la he organizado en la siguiente tabla:

Tabla 1

*Datos recolectados para el experimento de Lavoisier y Laplace (1780)**

Sustancia	Cantidad	Temperatura inicial	Temperatura final mezcla
Mercurio (Hg)	1 libra	0°C	33°C
Agua (H ₂ O)	1libra	34°C	33°C

*Nota: Esta tabla muestra las temperaturas registradas por los autores para los ensayos realizados con agua y mercurio.

De acuerdo con la información de la tabla anterior, una libra de mercurio a 0°C y una libra de agua a 34°C, al mezclar ambas cantidades, su temperatura final será de 33°C. El grado de calor perdido por el agua hace que el mercurio aumente su temperatura; por lo tanto, el calor específico del mercurio es 30 veces menor que el del agua. Teniendo en cuenta la experimentación, se puede deducir por medio de las mezclas, el calor específico de las sustancias de la siguiente manera:

Dos sustancias distintas (contenidas en recipientes independientes) A y B con temperaturas T_1 y T_1' de las cuales se mide su masa m y m' respectivamente, que poseen calor específico disímil y único, se agregan en un calorímetro de masa M , hasta que las dos sustancias llegan a una uniformidad de temperatura T_2 , como lo expreso a través de la siguiente figura:

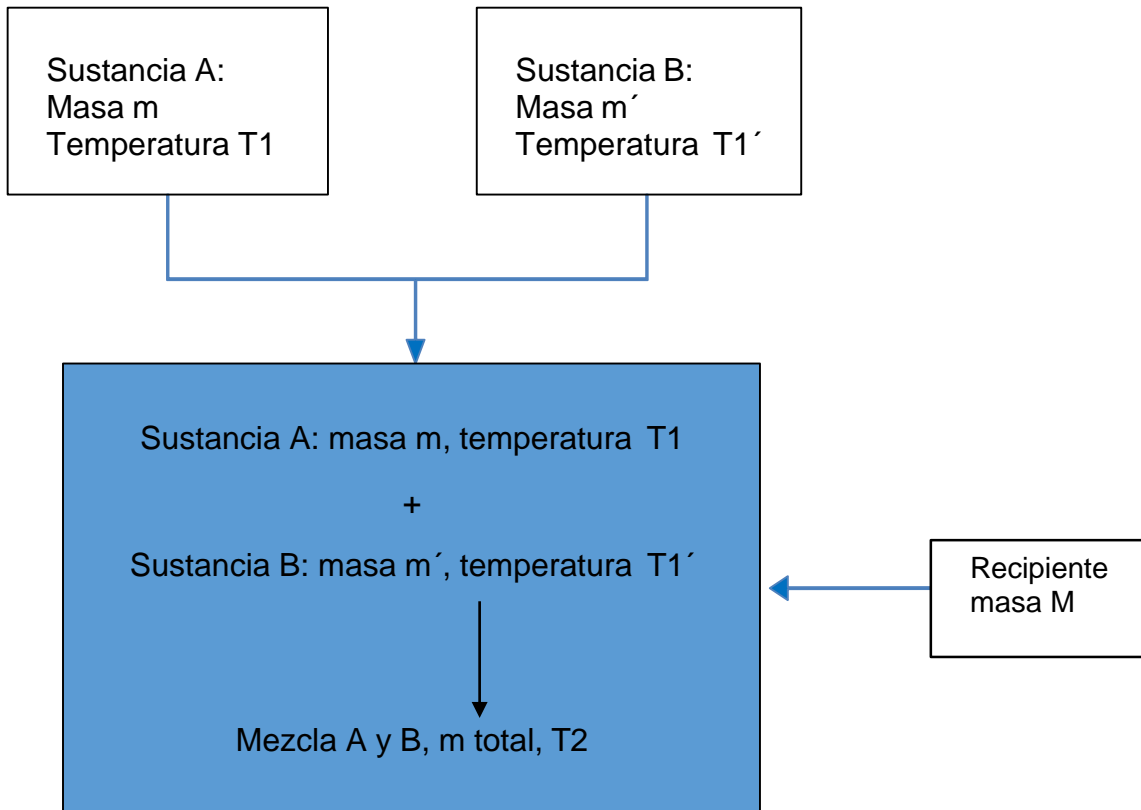


Figura 7. Diagrama de la mezcla entre dos sustancias de masas m y m' . Autoría propia (2024).

A partir de la información representada en la figura 7, la temperatura inicial de cada sustancia será igual a T_1 y T_1' , así como la temperatura final de la mezcla total será T_2 en el momento en el cual no haya variación del instrumento de medida de la temperatura en el registro del dato final. Las temperaturas iniciales T_1 y T_1' y los valores de la masa m y m' de cada sustancia, se medirán antes de adicionarlas en el calorímetro de masa M , así como también la masa total y la temperatura T_2 de la mezcla. Estos datos experimentales se medirán, para llegar a calcular el calor que libera la mezcla a realizar. A este respecto, Lavoisier y Laplace (1780) plantean lo siguiente:

Si llamamos m a la masa del cuerpo más caliente (expresada en partes de la libra), a al grado del termómetro que indica su temperatura, q al calor necesario para elevar en un grado la temperatura de una libra de esa sustancia y si llamamos m' , a' y q' a las mismas cantidades, pero del cuerpo menos caliente y b al grado del termómetro que indica la temperatura de la mezcla cuando está en uniformidad; se puede afirmar

que el calor perdido por el cuerpo m está en razón de su masa y del número de grados $(a-b)$ en que ha disminuido su temperatura multiplicado por la cantidad q (calor que puede elevar en un grado la temperatura de una libra de esa sustancia) y que el calor ganado por el cuerpo m' está en razón de su masa y del número de grados $(b-a')$ en que ha aumentado su temperatura multiplicado por la cantidad q' y como se supone que la cantidad de calor en la mezcla es la misma al principio que al final, debemos igualar al calor perdido por m con el calor adquirido por m' en donde la expresión terminará escrita de la siguiente manera:

$$m q (a - b) = m' q' (b - a')$$

Ecuación 3: Representa las variables masa, temperatura y calor para las dos sustancias de la mezcla. Tomado de (Lavoisier & De Laplace, Memoria sobre el calor, 1780, pág. 24)

De la ecuación 3, se determina la relación de q y q' las cuales no se conocen dentro del proceso y quedarán expresadas de la siguiente manera:

$$\frac{q}{q'} = \frac{m'(b - a')}{m(a - b)}$$

Ecuación 4: Representa la relación entre q y q' . Tomado de (Lavoisier & De Laplace, Memoria sobre el calor, 1780, pág. 24)

Al realizar el procedimiento anterior para dos masas de agua con a y a' distintas, teniendo en cuenta que q' es equivalente al calor específico del agua; se puede determinar el calor específico del calorímetro en el que se hace la mezcla, que será equivalente entonces a q , que al despejar la ecuación en términos de él, se obtiene la ecuación 5, de la siguiente manera:

$$q = \frac{m'(b - a')}{m(a - b)} \cdot (q')$$

Ecuación 5: Despeje de la ecuación 4 en términos de q .

La experimentación que voy a implementar, la desarrollaré con el uso de dos sustancias diferentes, un metal determinado y un ácido que se encuentra en solución acuosa. Estas dos sustancias al entrar en contacto dentro del calorímetro, reaccionarán entre ellas; los valores de masa y temperatura de cada uno, los mediré antes de adicionarlos al calorímetro y posteriormente la temperatura al finalizar la reacción química. A partir de las ecuaciones 3,4 y 5 en relación con la experimentación mencionada, se obtiene la siguiente ecuación 6, con la cual se hallará el calor que se desprende de la reacción química entre esas dos sustancias de la siguiente manera:

$$Q = m_{total} q_{agua} (T2 - T1) + m_{calorímetro} q_{calorímetro} (T2 - T1)$$

Ecuación 6: Q para la reacción química planteada.

En relación con las ecuaciones 5 y 6 he construido las pautas generales para sustentar la elaboración del trabajo experimental con el diseño de una guía de laboratorio, a partir de experimentos que se relacionen con las mediciones de los

calores de las reacciones de oxidación y emplear estos datos (véase anexo 1) en el análisis del problema objeto de estudio.

Esta experimentación comprende la segunda fase del trabajo de investigación, la cual se implementa en cuatro diferentes procesos, empleando cinco metales magnesio, estaño, zinc, hierro y aluminio en reacción con ácido clorhídrico. Uno de esos procesos lo realicé directamente en el calorímetro, el que me permite registrar los datos pertinentes que se indican en la siguiente sección del trabajo, así como también presentaré los resultados obtenidos con sus respectivos análisis.

La experimentación que he realizado dentro del proceso de investigación, me ha llevado a la elaboración de un producto como propuesta de implementación para el aula de clases, que incluye pautas para el docente y un paso a paso orientado con preguntas intencionadas que resolverán los estudiantes, la cual se encuentra en el anexo 2. La propuesta que allí he planteado parte del desarrollo de las reacciones de varios metales con ácido clorhídrico, estableciendo la comparación de las medidas de calores de reacción, para el estudio de la actividad química de esas reacciones como una medida de la afinidad de los metales por el oxígeno que los circunda.

Actividad Experimental

Como docente de ciencias naturales en las intervenciones de clase, lo he hecho principalmente con énfasis en la teoría para explicar los conceptos que abordo con los estudiantes. Sin embargo, la teoría que es necesaria, requiere de la actividad experimental (Ramirez, 2023); puesto que, no está separada de las ideas, conceptos y teorías, sino que los montajes y las observaciones registradas con la experimentación, son parte integral de la interpretación y análisis de los datos. Esta manera de comprender y proceder en el aula de clase, antes de ser implementada, es la que voy a usar como el proceso de reflexión que transforma mi práctica docente para que posteriormente pueda implementarlo con mis estudiantes porque lo he comprendido yo primero.

Teniendo en cuenta que la experimentación es el principal proceso que llevo a cabo en esta fase dos de mi trabajo a realizar en el laboratorio, destaco la importancia de mantener aislado el sistema de reacción, de tal manera que se al implementar los procesos químicos que tienen lugar entre el metal y el ácido, la temperatura del entorno no los afecte en el interior del sistema.

El calorímetro desarrollado por los autores que he consultado para mi análisis histórico, tiene como principio aislar del entorno al sistema que se ponga en experimento, con el uso de hielo como aislante del interior con el exterior, debido a que, la época en la que Lavoisier y Laplace (1780) hicieron los ensayos se refiere al invierno en el que se encontraban.

Para la experimentación que he desarrollado, utilicé un calorímetro que cumple la misma función de aislante, sin usar la medición del hielo derretido como referente del calor de la reacción. Para hacer las mediciones de temperatura del sistema

mientras sucede la reacción química, utilicé una Termocupla K, que también ayuda a determinar en qué momento la reacción termina por efecto del equilibrio en la temperatura del sistema. Dicho instrumento será descrito en la siguiente sección.

Calorímetro Empleado Para La Experimentación Abordada

De acuerdo con la información descrita en las secciones anteriores, el calor de la reacción, involucra a la energía que llega y que se va del sistema; teniendo en cuenta que éste posee una energía total, que he medido con la diferencia de temperatura que registra el proceso entre el inicio y el final de la reacción. Para dichos registros, he empleado el siguiente calorímetro:

El instrumento que he utilizado para estos ensayos está construido con una cubierta metálica exterior que consta de dos partes, la base y la tapa (véase figura 8 y 9), la primera es compacta y tiene en el centro el vaso de aluminio adherido a ella; la tapa por su parte es metálica y tiene dos orificios que se emplean, uno para introducir el mezclador de vidrio y el otro para introducir la Termocupla K, con la cual hago el registro de las variaciones de temperatura de la reacción. Por dentro posee una capa gruesa de icopor que ayuda a aislar el instrumento del intercambio con el exterior. Adicionalmente en la base he colocado un vaso metálico para contener a los reactivos que se colocan en experimento.



Figura 8. Termocupla K y parte exterior del calorímetro, empleados para el abordaje de las reacciones de la fase dos del trabajo de grado



Figura 9. Compartimiento interior del calorímetro, empleado para el abordaje de las reacciones de la fase dos del trabajo de grado

Proceso De Observación Realizado En El Laboratorio

En la experiencia de laboratorio, se realizan procesos de observación y registro de la información, con respecto a todo lo desarrollado; las cuales he organizado en tablas de datos documentadas en el anexo 1 del presente documento. Para la sección que continua, voy a describir los análisis e interpretaciones de cada uno de los procesos.

Análisis De Los Datos Obtenidos

A continuación, he organizado de forma secuencial la información con respecto a los datos obtenidos en la práctica desarrollada, la cual consta de cuatro procedimientos organizando su información de la siguiente manera:

Procedimiento 1 Hallar El Calor Específico Del Calorímetro

En este primer proceso tomé dos muestras de agua a diferentes temperaturas (una inferior a la otra, pero con masas iguales), que al mezclarlas registraron 12.5° de ascenso en la de temperatura de la masa más fría y 45.5° de descenso en la temperatura de la masa más caliente; puesto que, la temperatura inicial de la primera fue de 21.6°C y la temperatura de la segunda fue de 79.6°C, llegando a una temperatura de 34.1°C en el equilibrio térmico.

Procedimiento 2 Hallar La Masa De HCl

En este segundo proceso tomé una muestra de 5mL de ácido clorhídrico 0.1M en un picnómetro para registrar el valor de masa correspondiente a ese volumen. La diferencia entre la masa del instrumento vacío y del instrumento lleno con éste ácido, permite hallar la cantidad de masa equivalente a los 5mL empleados, la cual fue de 4.965g.

Procedimiento 3 Reacciones Químicas En Tubo De Ensayo

Al realizar este tercer proceso, tomé cinco muestras con 5mL de ácido clorhídrico 0.1M en cinco tubos distintos y coloqué en cada uno de ellos a uno de estos metales en estado sólido Sn, Mg, Al, Fe y Zn; posteriormente, hice la observación de los cambios que fuesen visibles, así como también la formación de gases que pudiese registrar la reacción química.

Posterior a la observación, se expuso a llama directa el gas que emanaba de cada tubo, para verificar si este gas obtenido era hidrógeno. Las imágenes están registradas en la tabla 6 del anexo 1, junto con sus observaciones. Los experimentos se realizaron en el mismo entorno y en los cinco tubos se observaron los procesos, a medida que avanzaba el tiempo de contacto entre los reactivos. Todos aportaron evidencias observables de forma distinta, las que en general, están asociadas a cambios en el color y brillo del metal, en la coloración de la solución, en la temperatura del total de la mezcla, en presencia de burbujeo y disminución de la masa del metal, en algunos casos. Teniendo en cuenta las observaciones registradas y el tiempo de reacción para cada uno de los metales empleados, se presenta la siguiente tabla. Estas observaciones registradas dan cuenta de procesos químicos que tuvieron lugar por la oxidación de los metales en interacción con ácido clorhídrico, como consecuencia de las diferentes afinidades con este compuesto.

Tabla 2

*Datos recolectados para la experimentación hecha en el tubo de ensayo**

Metal	Burbujeo	Rapidez de reacción	Reacciona completamente	Presencia de hidrógeno	Cambios de coloración
Mg	Intenso	Muy rápida	Si	Alta / detonación fuerte	Si / blancuzco en solución
Fe	Constante	Intermedia	No / forma cúmulos dispersos	Intermedia / detonación media	Si / Negro más oscuro
Zn	Intermedio	Intermedia	No / forma cúmulos dispersos	Intermedia / detonación media	Si / Gris opaco
Al	Poco	Lenta	No / forma sobrenadante	Poca / baja detonación	Si / Gris brillante
Sn	Poco	Lenta	No / forma precipitado	Poca / baja detonación	Si / Gris opaco

*Nota: La ordenación de los datos se realiza de mayor a menor rapidez de la reacción, teniendo en cuenta como referencia el tiempo total de reacción del magnesio para 8 minutos y su cambio desde el primer contacto con el ácido. Por su parte, la detonación al emplear magnesio se considera fuerte de acuerdo con la intensidad de la llama al acercar el cerillo.

Procedimiento 4 Reacciones Químicas En El Calorímetro

Tabla 3

*Datos recolectados para la experimentación hecha en el calorímetro**

Reacción con HCl	Masa metal (g)	T1 (°C)	T2 (°C)	ΔT	Q* (J)
Sn	0.0260	22.5	25.6	3.1	1.704,6
Mg	0.0120	22.4	24.7	2.3	1.264,6
Al	0.0115	22.6	23.9	1.3	714,7
Zn	0.0120	22.7	23.7	1.0	549,8
Fe	0.0100	23.0	23.5	0.5	274,9

*Nota: La ordenación de los datos se realiza de mayor a menor cantidad de calor. Con el uso de la siguiente ecuación se registran los valores obtenidos para Q.

$$Q = m_{total} q_{agua} (T2 - T1) + m_{calorímetro} q_{calorímetro} (T2 - T1)$$

De este cuarto procedimiento, en los datos obtenidos con la Termocupla K, es indiscutible que hay variaciones de temperatura entre el momento inicial y el momento final del proceso. Partiendo de los datos y algunos otros que se requieren para obtener matemáticamente el valor de Q (calor de la reacción) empleando la ecuación 6, se organizan de mayor a menor sus resultados, los que he registrado en la sexta columna en la tabla 3. Según estos valores de Q para las cinco reacciones, el criterio de ordenación, muestra en serie primero al estaño, luego al magnesio, aluminio, zinc y finalmente al hierro.

En todos los ensayos realizados para cada uno de los cinco metales, el calor involucrado en la transformación está acompañado de disminución de brillo en el metal, disminución de la cantidad de masa, aumento de la temperatura y cambios de coloración. Cada uno de los metales empleados para la experimentación, me permitió observar transformaciones asociadas a las afinidades de ellos con el ácido clorhídrico. Para ampliar esta afirmación, tomo en cuenta que la masa total de magnesio reaccionó con el ácido de tal manera que no se encontraron residuos de sobrenadante en el calorímetro, afirmando que reaccionó el 100% del metal. Por su parte, el hierro que aunque burbujeó vigorosamente al entrar en contacto con el ácido, tenía un 20% de residuo sólido como sobrenadante en la solución final.

El calor que se cuantifica para este procedimiento cuatro, es una evidencia experimental de que las reacciones de oxidación están asociadas a transformaciones de los reactivos, ligadas al metal que se emplea para los procedimientos. Si bien en la Memoria sobre el Calor, Lavoisier y Laplace (1780):

Consideran que la sensación de calor se produce por una causa que, en sí misma, posee la capacidad de crecer y disminuir; por lo tanto, esa causa puede ser calculable. Ya que puede haber mayor o menor cantidad de calor en los cuerpos, esto hace que sus volúmenes sean susceptibles de variar, especialmente en los fluidos.

Las moléculas de los reactivos puestos en experimento, desprenden calor en el proceso químico, por la formación de los productos; lo que indica que, a mayor calor liberado en la reacción, es mayor la afinidad entre las sustancias que reaccionan. Y si está es menor entre las sustancias, el calor liberado también será menor. Como lo podemos contrastar con los datos registrados en la tabla 3.

Papel Del Experimento En Los Procesos De Oxidación En El Aula

Para el presente documento el enfoque disciplinar está relacionado con los procesos de oxidación; a través de los cuales, en mi ejercicio docente encuentro la necesidad de darle un fundamento a la experimentación, que permita observaciones puntuales de esos procesos.

Las observaciones que he realizado en la segunda fase metodológica, me llevaron a analizar y comprender las transformaciones de las sustancias, particularmente de los metales y del calor que acompaña su reacción. La experimentación realizada, junto con la revisión histórica, me lleva a fortalecer los

argumentos que encaminan la transformación de mi práctica docente en el ejercicio de enseñanza.

En estas experiencias las reacciones principales, se efectúan dentro de un calorímetro, que aísla el sistema del entorno en el cual se encuentra, para que el calor como variaciones de temperatura se pueda registrar con el uso de la termocupla K; incluyendo el análisis del papel del experimento en el estudio de los procesos de oxidación; puesto que, la experimentación amplía la observación y aporta al proceso de formalización y a la organización de la experiencia (Aldana & Toledo, 2013)

Es fundamental para mí hacer una revisión mi práctica docente, la cual me permitió construir el análisis histórico, que producto de la reflexión, direccionó los argumentos mediante los cuales el diseño experimental fue elaborado y que me llevó a la comprensión de medidas registradas con la Termocupla K, en una observación minuciosa del fenómeno. En tanto observé que hay elementos de la calorimetría involucrados en el proceso de oxidación.

En síntesis, las revisiones experimentales me llevan a interpretar lo obtenido en términos de la observación del fenómeno, ligadas a la intención del observador en el análisis de la información y también para validar la pertinencia de la elaboración del instrumento que hace parte de la tercera parte metodológica como herramienta para el trabajo en el aula, que puede ser dirigido por uno o más docentes, direccionada a grupos de estudiantes.

Criterios De La Propuesta De Intervención En El Aula

El trabajo de investigación que he elaborado, surge teniendo en cuenta elementos que se orientan con una pregunta en particular, que revisa y profundiza la relación que existe entre las reacciones químicas y los factores de calorimetría.

El primer criterio que tengo en cuenta es que, la teoría es un fundamento de lo que se va a enseñar en el aula de clases, pero que requiere de la implementación de la experiencia sensible (Ramirez, 2023); que en este caso, permite observar y medir variaciones de temperatura hallando las magnitudes de calor con las que se relaciona el proceso de oxidación.

El segundo criterio que tengo en cuenta es que, para enseñar procesos de oxidación en el aula de clases, puedo hacerlo a partir de una explicación de la relación que existente entre el calor y este tipo de reacción química (Lavoisier & De Laplace, 1780), para que se focalice el centro de interés de la propuesta planteada.

El tercer criterio, surge de los procesos de las fases 1 y 2 del trabajo, aportando la importancia de la intervención en el aula fundamentada en la práctica experimental realizada en el laboratorio. Lo anterior, le permite a quien desarrolla el proceso hacer mediciones, plantearse preguntas, hipótesis y conclusiones que

lleven a la observación de los procesos (Silva, Loja, Castillo, Coello, & Serrano, 2023), teniendo en cuenta los factores asociados a ellos y finalmente a la construcción de argumentos con base en los resultados obtenidos.

Como último criterio, es importante que quien aplique en el aula de clase la guía de laboratorio que he diseñado, tenga claridad sobre los procesos de oxidación; los conozca, indague sobre ellos y pueda interpretar sobre los resultados y las hipótesis en relación al tema, antes de llevarla al aula. Esto con el fin de que el docente pueda orientar a sus estudiantes cuando estén implementando el instrumento que se deja acá para tal fin.

Conclusiones Del Trabajo De Investigación

La enseñanza del componente teórico en el aula, es una práctica que como docente he realizado esencialmente para abordar las temáticas relacionadas con el área de química, necesarias para la educación básica y media escolar. Sin embargo, como inquietud en relación con mi práctica docente; surge la necesidad de validar otra forma de enseñar las temáticas, con implementación de procesos experimentales que se observan, miden y analizan, además de necesitar el fundamento teórico para explicarlos.

Cuando enseñamos ciencia, esta actividad académica forma hombres y mujeres que la sociedad necesita en el ámbito científico, que también son importantes para el desarrollo del carácter social y cultural de un país. Estos ciudadanos que tendrán algún tipo de formación científica estarán dotados de cualidades, que permitirán en ellos el pensamiento crítico, las reflexiones sobre las condiciones de su entorno, sobre el desarrollo social y cultural de su comunidad e inclusive una visión global más consciente de las consecuencias de sus comportamientos en la sociedad (Arteaga, Armada, & Del Sol, 2016).

Por lo tanto, la propuesta que implemento hace necesario que el estudiante conozca los elementos teóricos para entender las situaciones que se le plantean; así como también los elementos que lo llevan al análisis de situaciones problema en aspectos propios de la temática abordada, complementados con el fundamento de la experiencia sensible que él puede vivenciar.

La importancia de la experimentación, como una propuesta que complementa la enseñanza que habitualmente he realizado en el aula, se incluye como elemento principal que aporta a mi práctica y a la transformación de su implementación.

El sistema teórico que el docente enseña en el aula, está permeado por la esencia de su propia formación como docente. Está, se vincula a categorías epistemológicas como la tradicional o la constructivista, las cuales tienen una importancia en el contexto educativo; debido a que; la formación en educación debe ir encaminada con el rol que el docente desempeña, principalmente con carácter transformador del futuro, en pro del desarrollo de su entorno y de la sociedad en la cual se desenvuelve (Marcano & Reyes, 2007).

La revisión histórica que ejecuté en la primera fase de la investigación, enriquece y direcciona la propuesta realizada, para fortalecer la experimentación como un factor fundamental del trabajo de investigación; esto, debido a que, encuentro que la teoría requiere del abordaje de elementos que la complementen sin anularla.

Toda la experiencia se organiza a partir de las mediciones observables del proceso de oxidación en los metales, que está relacionado con la cantidad de calor que hace posible su consecución. Este, efectivamente se puede medir, mediante la experimentación en el laboratorio, basada en todos los procedimientos que se describieron en la sección de la actividad experimental (complementados con el anexo 1).

Las reacciones químicas representan transformaciones de las sustancias, que se pueden observar de diferentes maneras; bien sea como combustiones, sustituciones, adiciones u oxidaciones (Brown, LeMay, Bursten, & Escalona y García, 1998). Su forma irreversible de modificar la materia lleva a comprender que hay características semejantes entre elementos y compuestos al suceder una reacción, que se desencadena y genera productos como elementos o compuestos, distintos a los que se tenía inicialmente.

El análisis de todos estos procesos, me llevó a concluir que la experimentación es fundamental para enseñar la oxidación y que requiere complementarse con base en los fundamentos teóricos. Por lo tanto, este trabajo de investigación me ha llevado a pensar y analizar que ambos elementos (teoría y experimentación) son necesarios en mi ejercicio diario y que al fortalecerlos como docente, puedo implementarlos juntos en el aula.

En concordancia con lo anteriormente descrito, he diseñado un producto sugerido para la enseñanza de la oxidación en el aula, como una propuesta de carácter experimental con formato escrito. Esta propuesta tiene como referente preguntas problema intencionadas, que guían al estudiante de educación media a desarrollarla, orientado por mi o por otro docente en ejercicio con esta población (véase el anexo 2, el cual consta de este instrumento que he elaborado).

Anexos

Anexo 1

Tablas de resultados obtenidos en el trabajo experimental desarrollado con sus respectivas operaciones matemáticas.

Tabla 1

Datos del procedimiento 1

<i>Tabla para el procedimiento 1 "calor específico del calorímetro"</i>	
<i>Descripción</i>	<i>Valores</i>
<i>Masa calorímetro vacío</i>	460g
<i>T agua caliente</i>	79.6°C
<i>T agua al ambiente</i>	21.6°C
<i>T final de la mezcla</i>	34.1°C

Nota: Se requiere registrar la diferencia entre las temperaturas iniciales de una masa de agua caliente y una masa de agua fría, con la temperatura final de la mezcla. Teniendo en cuenta que la diferencia entre el calor inicial y el final, una parte es responsable de la variación de temperatura de la mezcla y otra parte es absorbida por el material del calorímetro. De esta manera sabemos qué cantidad de calor por unidad de masa absorbe el calorímetro y a esto lo denominamos calor específico del calorímetro.

Tabla 2

Datos del procedimiento 2

<i>Tabla para el procedimiento 2 "masa de HCl"</i>	
<i>Descripción</i>	<i>Valores</i>
<i>Volumen picnómetro</i>	5mL
<i>Masa picnómetro vacío</i>	14.227g
<i>Masa picnómetro lleno</i>	19.192g

Nota: Se precisa tomar los valores de masa del picnómetro vacío y del picnómetro lleno con un volumen de 5mL de ácido clorhídrico, para que al hallar la diferencia entre estos valores, se pueda determinar la cantidad en gramos equivalente al volumen que se tomará para cada ensayo experimental con los metales, denominado masa de HCl

Tabla 3**Datos del procedimiento 3**

<i>Tabla para el procedimiento 3 "reacciones químicas en tubo de ensayo"</i>				
Reacción con Estaño				
Descripción	Valores			
Masa Sn	0.028g			
T1 Sn y HCl	24.1°C			
T2 reacción Sn y HCl	24.6°C			
Se produce gas	SI		NO	x
Es explosivo a la llama (el gas)	SI		NO	x
Reacción con Magnesio				
Descripción	Valores			
Masa Mg	0.014g			
T1 Mg y HCl	22.9°C			
T2 reacción Mg y HCl	24.0°C			
Se produce gas	SI	x	NO	
Es explosivo a la llama (el gas)	SI	x	NO	
Reacción con Aluminio				
Descripción	Valores			
Masa Al	0.012g			
T1 Al y HCl	23.4°C			
T2 reacción Al y HCl	24.2°C			
Se produce gas	SI		NO	x
Es explosivo a la llama (el gas)	SI		NO	x
Reacción con Hierro				
Descripción	Valores			
Masa Fe	0.015g			
T1 Fe y HCl	22.9°C			
T2 reacción Fe y HCl	24.9°C			

Se produce gas	SI	x	NO	
Es explosivo a la llama (el gas)	SI		NO	x
Reacción con Zinc				
Descripción	Valores			
Masa Zn	0.014g			
T1 Zn y HCl	23.0°C			
T2 reacción Zn y HCl	24.6°C			
Se produce gas	SI	x	NO	
Es explosivo a la llama (el gas)	SI		NO	x

Nota: Se requiere identificar los valores de masa de cada metal, la temperatura inicial y final de la mezcla entre cada metal empleado y el ácido clorhídrico, así como también verificar la presencia de gas al llegar a la temperatura final. Cada uno de estos ensayos experimentales se realiza dentro de un tubo de ensayo de tapa rosca.

Tabla 4

Datos del procedimiento 4

Tabla para el procedimiento 4 "reacciones químicas en calorímetro"	
Reacción con Estaño	
Descripción	Valores
Masa Sn	0.026g
T1 Sn y HCl	22.5°C
T2 reacción Sn y HCl	25.6°C
Reacción con Magnesio	
Descripción	Valores
Masa Mg	0.012g
T1 Mg y HCl	22.4°C
T2 reacción Mg y HCl	24.7°C
Reacción con Aluminio	
Descripción	Valores
Masa Al	0.0115
T1 Al y HCl	22.6°C
T2 reacción Al y HCl	23.9°C
Reacción con Hierro	
Descripción	Valores
Masa Fe	0.01g
T1 Fe y HCl	23.0°C

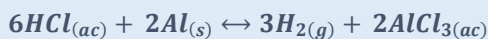
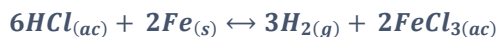
T2 reacción Fe y HCl	23.5°C
Reacción con Zinc	
Descripción	Valores
Masa Zn	0.012g
T1 Zn y HCl	22.7°C
T2 reacción Zn y HCl	23.7°C

Nota: Se requiere identificar los valores de masa de cada metal, la temperatura inicial y final de la mezcla entre cada metal empleado y el ácido clorhídrico, registrando los datos con el sistema aislado de la influencia del entorno, a través del uso del calorímetro para llevar a cabo el trabajo experimental.

Tabla 5

Cálculos desarrollados para los 4 procedimientos

Ecuaciones resueltas para cada procedimiento:
Procedimiento 1 “calor específico del calorímetro”
$q = \frac{m'(b - a')}{m(a - b)} \cdot (q')$ $q = \frac{20g (34.1^{\circ}C - 21.6^{\circ}C)}{20g (79.6^{\circ}C - 34.1^{\circ}C)} \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^{\circ}C}$ $q = \frac{250g \cdot ^{\circ}C}{910g \cdot ^{\circ}C} \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^{\circ}C} \quad q = 1.15 \frac{J}{g^{\circ}C}$
Procedimiento 2 “masa de HCl”
$m_{HCl} = m_{\text{picnómetro vacío}} - m_{\text{picnómetro lleno}}$ $m_{HCl} = 19.192g - 14.227g = 4.965g$
Procedimiento 3 “reacciones químicas en tubo de ensayo”
Ecuaciones químicas para cada reacción:
Ecuación química para la reacción con Sn
$4HCl_{(ac)} + Sn_{(s)} \leftrightarrow 2H_{2(g)} + SnCl_{4(ac)}$
Ecuación química para la reacción con Mg
$2HCl_{(ac)} + Mg_{(s)} \leftrightarrow H_{2(g)} + MgCl_{2(ac)}$

Ecuación química para la reacción con Al**Ecuación química para la reacción con Fe****Ecuación química para la reacción con Zn****Procedimiento 4 “reacciones químicas en calorímetro”****Q para la reacción con Sn**

$$Q = ((0.026g + 4.965g) \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (25.6^\circ C - 22.5^\circ C)) \\ + (460g \cdot 1.15 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (25.6^\circ C - 22.5^\circ C)) \quad Q = 1704,666J$$

Q para la reacción con Mg

$$Q = ((0.012g + 4.965g) \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (24.7^\circ C - 22.4^\circ C)) \\ + (460g \cdot 1.15 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (24.7^\circ C - 22.4^\circ C)) \quad Q = 1264,617J$$

Q para la reacción con Al

$$Q = ((0.011g + 4.965g) \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.9^\circ C - 22.6^\circ C)) \\ + (460g \cdot 1.15 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.9^\circ C - 22.6^\circ C)) \quad Q = 714,778J$$

Q para la reacción con Fe

$$Q = ((0.016g + 4.965g) \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.5^\circ C - 23.0^\circ C)) \\ + (460g \cdot 1.15 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.5^\circ C - 23.0^\circ C)) \quad Q = 274,925J$$

Q para la reacción con Zn

$$Q = ((0.012g + 4.965g) \cdot 4.186 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.7^\circ C - 22.7^\circ C)) \\ + (460g \cdot 1150 \frac{J}{g \cdot ^\circ C} \cdot (23.7^\circ C - 22.7^\circ C)) \quad Q = 549,833J$$

 Δt para las reacciones**Metal empleado** T inicial – T final ($^\circ C$) Δt ($^\circ C$)

Sn	25.6°C-22.5°C	3.1
Mg	24.7°C-22.4°C	2.3
Al	23.9°C-22.6°C	1.3
Fe	23.5°C-23.0°C	0.5
Zn	23.7°C-22.7°C	1.0

Nota: Se requiere hacer los cálculos matemáticos para determinar los valores finales de las variables registradas en las tablas 1 a 4, de acuerdo con las ecuaciones acorde a cada procedimiento realizado; por tal razón, se elabora la siguiente tabla para cada uno de los cuatro procedimientos y en la parte final se registran los valores de Q para cada uno de los metales empleados en los ensayos con calorímetro.

Tabla 6

Observaciones registradas para las reacciones en tubo de ensayo.

Nota: Se requiere revisar los cambios en los metales y en el ácido empleado y escribir las observaciones generales de cada reacción, para lo cual se diseña esta tabla que incluye las imágenes del momento final de la reacción y las observaciones con respecto a todo el proceso realizado en el tubo de ensayo.

Observaciones registradas para cada metal utilizado:

Metal empleado	Imagen de los cambios observados en el tubo de ensayo	Observaciones registradas
Sn		<p>Al adicionar la muestra de metal se observa que el cúmulo agregado se sumerge en la solución y se deposita totalmente en la base del recipiente.</p> <p>Al destapar el tubo de ensayo se coloca en la boquilla un cerillo encendido para validar que se produce gas; sin embargo, no se observan cambios en la llama del cerillo. Adicionalmente la reacción no evidencia burbujeo constante que pueda confirmar la presencia de hidrógeno como producto de la reacción, tal como lo describimos en la ecuación de la tabla 5.</p>

Mg		<p><i>Se observa burbujeo intenso y turbidez en la solución, disminución en la masa de magnesio inicial y una coloración más brillante con rasgos de porosidad.</i></p> <p><i>Al destapar el tubo de ensayo se coloca en la boquilla un cerillo encendido que permite validar que el gas producido es explosivo, lo que afirma la presencia de hidrógeno como producto de la reacción, tal como lo describimos en la ecuación de la tabla 5.</i></p>
-----------	--	--

Al

Al adicionar la muestra de metal se observa la formación de un precipitado grisáceo brillante en la superficie de la solución, presentándose también fragmentos de metal que circulan de arriba hacia abajo a lo largo del tubo de ensayo, como sobrenadantes tendiendo a formar cúmulos dispersos por toda la solución.

Al destapar el tubo de ensayo se coloca en la boquilla un cerillo encendido para validar que se produce gas; sin embargo, no se observan cambios en la llama del cerillo. Adicionalmente la reacción no evidencia burbujeo constante que pueda confirmar la presencia de hidrógeno como producto de la reacción, tal como lo describimos en la ecuación de la tabla 5.

Fe

Se observa burbujeo alrededor de la muestra del metal, haciendo que los fragmentos circulen de arriba hacia abajo a lo largo del tubo de ensayo, la masa de hierro tiende a formar cúmulos dispersos en la solución.

Al destapar el tubo de ensayo se coloca en la boquilla un cerillo encendido que permite validar que se produce gas, pero que está en poca cantidad, lo que no hace que sea tan explosivo al poner la llama; sin embargo, el burbujeo confirma la presencia de hidrógeno como producto de la reacción, tal como lo describimos en la ecuación de la tabla 5.

Zn

Inicialmente la muestra de metal se agrupa en el fondo del recipiente y pasados algunos segundos, se observa un leve burbujeo alrededor de la muestra del metal, haciendo que algunos fragmentos circulen hacia la parte superior del tubo de ensayo y se queden allí ubicados. Los fragmentos de zinc aleatoriamente se desplazan a baja velocidad hacia la superficie de la solución, mientras las pequeñas burbujas de gas ascienden con ellos.

Al destapar el tubo de ensayo se coloca en la boquilla un cerillo encendido que permite validar que se produce gas, pero que está en poca cantidad, lo que no hace que sea tan explosivo al poner la llama; sin embargo, el burbujeo confirma la presencia de hidrógeno como producto de la reacción, tal como lo describimos en la ecuación de la tabla 5.

Anexo 2

Guía de laboratorio planteada para desarrollar en el aula de clase.

“EL LABORATORIO, UN LUGAR PARA OBSERVAR LOS CAMBIOS EN LAS SUSTANCIAS”

Objetivo de aprendizaje:

Observar y registrar los cambios evidenciados en diferentes muestras de metales, cuando interaccionan con otras sustancias.

Indicaciones del profesor:

Los estudiantes se organizarán en grupos de trabajo de 3 integrantes, los cuales desarrollarán la actividad experimental siguiendo los procedimientos indicados en la guía de laboratorio durante las 3 horas de la sesión de clase.

Cada estudiante debe tener bata de laboratorio manga larga, guantes de nitrilo, tapabocas y gafas protectoras, que debe utilizar durante el tiempo que esté dentro del laboratorio, manipule o no los reactivos, quienes tengan el cabello largo lo deben tener recogido durante el tiempo de la práctica.

Se organizará cada grupo para que un representante reciba el material y los reactivos del laboratorio, los utilice con su grupo de forma responsable y al terminar el trabajo en aula los retorne al laboratorista.

Actividad de campo:

Cada grupo debe desarrollar en orden la siguiente guía de laboratorio para el trabajo experimental con base en las siguientes preguntas orientadoras:

Actividad	Título del momento	Preguntas orientadoras
1	Metales en interacción con un ácido	1. ¿Qué cambios se observan en el metal? 2. ¿Qué cambios se observan en el ácido? 3. ¿Se perciben otros cambios?

2	Variación de temperatura	<ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Se perciben cambios en la temperatura del metal? 2. ¿Se perciben cambios en la temperatura del ácido? 3. ¿Se perciben cambios de temperatura en la mezcla? 4. ¿Cómo se perciben estos cambios?
3	Presencia de gases	<ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Se desencadena una reacción química? 2. ¿Puedo escribir mediante una ecuación química al proceso observado? 3. ¿Cuáles serían los reactivos y productos del proceso? 4. ¿Se produce algún gas? ¿Cuál gas se produce para cada metal?
4	Medidas con el calorímetro	<ol style="list-style-type: none"> 1. ¿Cuál es la función del calorímetro en el proceso? 2. Al adicionar las dos sustancias en el calorímetro, ¿Se forma una mezcla o una reacción química? 3. ¿Cómo relaciona las medidas de calor con sus datos experimentales? Y ¿qué precauciones se deben tener en cuenta? 4. Si hace las mediciones anteriores fuera del calorímetro, ¿Los resultados obtenidos serán los mismos? ¿Por qué?

Lista de materiales y reactivos

Reactivos	Cantidad y concentración
Agua destilada	100mL
Ácido clorhídrico	5mL para cada ensayo (Concentración 0.1M)
Estaño en polvo	0.1 g
Magnesio en cinta	0.1 g
Aluminio en polvo	0.1 g
Hierro en polvo	0.1 g
Zinc en polvo	0.1 g
Materiales	Cantidad
Calorímetro	1

Tubo de ensayo de tapa rosca	5
Vaso de precipitados 50mL	3
Balanza digital	1
Pipeta aforada de 5mL	2
Pipeteador	1
Picnómetro 5mL	1
Plancha de calentamiento	1
Espátula	1
Vidrio de reloj	1
Termocupla K de rosca fija	1
Cerillos	1 caja

Tabla 1: Materiales y reactivos a utilizar

CONSIDERACIONES GENERALES PARA LOS MOMENTOS DE LA PRÁCTICA

Momento 1:

1. Se debe tomar registro fotográfico de la muestra de metal, de la muestra de ácido, de la muestra cuando se adiciona el metal en el tubo de ensayo y de la muestra cuando dejen de observarse cambios.

Momento 2:

1. Se debe tomar registro de las temperaturas iniciales y finales para cada muestra de metal en el tubo de ensayo y de la muestra cuando dejen de observarse cambios.

Momento 3:

1. Se deben tomar fotos del proceso realizado para cada metal, además de acercar con precaución el cerillo a la boquilla del tubo de ensayo.

Momento 4:

1. Se debe tomar registro fotográfico de la muestra de metal, de la muestra de ácido en el calorímetro, de la muestra cuando se adiciona el metal y de la reacción cuando llegue a su temperatura final.

Tabla 2: Consideraciones generales para cada momento

PROCEDIMIENTOS PARA LOS MOMENTOS DE LA PRÁCTICA**1. METALES EN INTERACCIÓN:**

1. Se toma la espátula y el vidrio de reloj para pesar en la balanza digital una muestra de 0.1g de metal.
2. Se toma la pipeta aforada con una muestra de 5mL de HCl.
3. Se toma el tubo de ensayo vacío y se le adicionan los 5mL de HCl.
4. Al tubo del paso 3 se adicionan los 0.1g de metal y se le coloca su tapa.

Nota: este procedimiento se repite con todos los 5 metales que se emplean como reactivos, tomando el registro de datos de forma independiente a cada ensayo.

2. VARIACIÓN DE TEMPERATURA:

1. Terminado el momento 1, se registra inmediatamente con la termocupla K, la temperatura de la mezcla en el tubo de ensayo.
2. Se registra con la termocupla K, la temperatura final cuando ya no haya variaciones en ella.

Nota: este procedimiento se repite con todos los 5 metales que se emplean como reactivos, tomando el registro de datos de forma independiente a cada ensayo.

3. PRESENCIA DE GASES:

1. Terminado el momento 2, se enciende un cerillo y se coloca sobre el tubo de ensayo, en ese mismo momento se retira la tapa y se observa el comportamiento ocurrido entre la sustancia que sale del tubo y la llama del cerillo.
2. Diligenciar todos los datos obtenidos en la tabla de datos adjunta en el apartado siguiente a los procedimientos.

Nota: este procedimiento se repite con todos los 5 metales que se emplean como reactivos, tomando el registro de datos de forma independiente a cada ensayo.

4. MEDIDA DEL CALORÍMETRO:

Se deben realizar la siguiente serie de procedimientos:

Procedimiento 1: Para el calor específico del calorímetro:

1. Se toma el calorímetro y se lleva a la balanza digital para registrar su masa.
2. Se toma un vaso de precipitados y se coloca sobre la plancha de calentamiento con 20mL de agua destilada que es llevada hasta los 80°C.
3. Se toma otro vaso de precipitados con 20mL de agua destilada y se registra su temperatura.
4. Se toma el calorímetro y se le adicionan los 40mL de agua destilada de los pasos 2 y 3. Registrando la temperatura final de dicha mezcla.
5. Diligenciar todos los datos obtenidos en la tabla de datos adjunta en el apartado siguiente a los procedimientos.

Procedimiento 2: Para la masa de HCl:

1. Tomamos el picnómetro vacío y lo llevamos a la balanza para registrar su masa.
2. Llenamos el picnómetro con ácido clorhídrico hasta el aforo y lo llevamos a la balanza para registrar su masa.
3. Diligenciar todos los datos obtenidos en la tabla de datos adjunta en el apartado siguiente a los procedimientos.

Procedimiento 3: Para reacciones químicas en calorímetro:

1. Se toma la espátula y el vidrio de reloj para pesar en la balanza digital una muestra de 0.1g de metal.
2. Se toma la pipeta aforada con una muestra de 5mL de HCl.
3. Se toma el calorímetro vacío y se le adicionan los 5mL de HCl registrando con la termocupla K, la temperatura en ese momento.
4. En el calorímetro con el HCl se adicionan los 0.1g de metal y se tapa el instrumento, registrando con la termocupla K, la temperatura final cuando ya no haya variaciones en ella.
5. Diligenciar todos los datos obtenidos en la tabla de datos adjunta en el apartado siguiente a los procedimientos.

Nota: este procedimiento 3 se repite con todos los 5 metales que se emplean como reactivos, tomando el registro de datos de forma independiente a cada ensayo.

Tabla 3: Procedimientos a realizar				
Tablas de datos para diligenciar:				
Para los momentos del ítem anterior, debe completar estos cuadros, considerando las observaciones realizadas durante los procedimientos.				
Momento 1 “metales en interacción”				
Tomar los datos para los cinco metales empleados:				
Descripción	Valores y metal empleado			
Masa Metal				
Momento 2 “variación de temperatura”				
Tomar cada uno de los siguientes datos para los cinco metales empleados:				
Descripción	Valores y metal empleado			
T1 Metal y HCl				
T2 reacción Metal y HCl				
Momento 3 “presencia de gases”				
Descripción	Valores y metal empleado			
Se produce gas	SI		NO	
Es explosivo a la llama (el gas)	SI		NO	
Momento 4 “medida del calorímetro”				
Procedimiento 1 “calor específico del calorímetro”				
Descripción	Valores			
Masa calorímetro vacío				
T agua caliente				
T agua al ambiente				
T final de la mezcla				
Procedimiento 2 “masa HCl”				
Descripción	Valores			
Masa picnómetro vacío				
Masa picnómetro lleno				
Procedimiento 3 “reacciones químicas en calorímetro”				
Tomar cada uno de los siguientes datos para los cinco metales empleados:				
Descripción	Valores			
Masa Metal				
T1 Metal y HCl				
T2 reacción Metal y HCl				

Tabla 4: Datos a diligenciar			
Ecuaciones para resolver en los momentos:			
Momento 1 “metales en interacción”			
Preguntas orientadoras	Metal + ácido		Observaciones
1. ¿Qué cambios se observan en el metal? 2. ¿Qué cambios se observan en el ácido? 3. ¿Se perciben otros cambios?	1		
	2		
	3		
	4		
	5		
Momento 2 “variación de temperatura”			
Descripción	t1	t2	Δt
1			
2			
3			
4			
5			
Momento 3 “presencia de gases”			
Para cada metal empleado escribir la ecuación química correspondiente			
Metal 1 Reactivos → Productos			
Metal 2 Reactivos → Productos			
Metal 3 Reactivos → Productos			
Metal 4 Reactivos → Productos			
Metal 5 Reactivos → Productos			
Momento 4 “medida del calorímetro”			
Procedimiento 1 “calor específico del calorímetro”			
$q = \frac{m'(b - a)}{m(a - b)} \cdot (q')$			
Procedimiento 2 “masa de HCl”			
$m_{HCl} = m_{\text{picnómetro vacío}} - m_{\text{picnómetro lleno}}$			
Procedimiento 3 “reacciones químicas en calorímetro”			

Ecuación química para cada metal

$$Q = m_{total} q_{agua} (T2 - T1) + m_{calorímetro} q_{calorímetro} (T2 - T1)$$

Tabla 3: Ecuaciones a resolver para cada procedimiento

Referencias

- Aldana, J., & Toledo, A. (2013). *La actividad experimental en la enseñanza de las ciencias*. Bogotá: Universidad Pedagógica Nacional.
- Arteaga, E., Armada, L., & Del Sol, J. (2016). La Enseñanza de las Ciencias en el nuevo milenio. Retos y Sugerencias. *Universidad y sociedad | Revista Científica de la Universidad de Cienfuegos | ISSN: 2218-3620. Volumen 8 Número 1*, 169 - 76.
- Brown, T., LeMay, E., Bursten, B., & Escalona y García, H. (1998). *Química: La ciencia central (7a. ed.)*. México D.F.: Prentice Hall.
- Chang, R. (2010). *Química: décima edición*. México D.F.: McGraw-Hill.
- Chang, R., & Goldsby, K. (2017). *Química: duodécima edición*. México D.F.: McGraw-Hill.
- Fourty, A., Bertinetti, M., & Foussats, A. (2003). *Calor específico, Calorimetría*. Rosario, Argentina.: Universidad Nacional del Rosario.
- Garzon, M. (2015. Nº 9). Traducción de originales. Memoria sobre el Calor. *Física y Cultura. Cuadernos sobre Historia y Enseñanza de las Ciencias*, 133 - 150.
- González, C. (2018). *Desarrollo de una unidad de enseñanza potencialmente significativa (UEPS) para explicar el concepto de oxidación-reducción a los alumnos de grado decimo de la Institución Educativa Antonio Ricaurte del barrio Belén Rincón, Medellín*. Medellín, Colombia.: Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia. Repositorio Institucional Biblioteca Digital - Universidad Nacional de Colombia.
- Gordon, M. (1976). *Química Física para las Ciencias de la Vida*. Barcelona, España: Reverté, S.A.
- Lavoisier, A. (1789). *Tratado elemental de Química*. Madrid, España: Traducción de Munarriz, J. Tomo I y Tomo II.
- Lavoisier, A., & De Laplace, S. (1780). *Memoria sobre el calor*. Buenos Aires. Argentina: Traducción del Centro de Estudiantes del Doctorado en Química. Tomo XIII, No. 90-91.
- Lazo, L., Vera, R., & Vidal, J. (2013). La enseñanza de los conceptos de oxidación y de

- reducción contextualizados en el estudio de la corrosión. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, Vol. 10(1), págs. 110-119.
- Marcano, N., & Reyes, W. (2007). Categorías epistemológicas para el estudio de los modelos de formación docente. *Multiciencias. Volumen 7. Número 3*, 293 - 307.
- McMurry, J., & Fay, R. (2009). *Química General 5ª edición*. México: Pearson Educación.
- Ortiz, M., & Solarte, L. (2021). *Estudio de la oxidación y la corrosión de los metales: Una construcción fenomenológica sobre la transformación de las sustancias*. Bogotá, Colombia: [Tesis de Maestría, Universidad Pedagógica Nacional]. Repositorio Institucional Universidad Pedagógica Nacional.
- Ramirez, G. E. (2023). El Papel de la Experimentación en la Enseñanza de las Ciencias Naturales. *Ciencia Latina Revista Científica Multidisciplinar*, Mayo-Junio, 2023, Volumen 7, Número 3.
- Reece, J., Urry, L., Cain, M., Wasserman, S., & Minorsky, P. (2014). *Cellular respiration and fermentation. En Campbell Biology. (10ª ed., págs. 162-184)*. San Francisco: Pearson.
- Silva, J., Loja, C., Castillo, B., Coello, J., & Serrano, G. (2023). Importancia de la experimentación en el proceso de enseñanza aprendizaje en los niveles de educación básica y bachillerato para potenciar el pensamiento crítico. *Ciencia Latina Revista Científica Multidisciplinar*, volumen 7, número 3.
- Volta, A. (1800). Sobre la electricidad excitada por el simple contacto de substancias conductoras de distintas especies. *Revista de la Sociedad Española de Historia de las Ciencias y de las Técnicas*, ISSN 0210-8615, Vol. 23, Nº 48, págs. 763-784. .