



CARTA DE AUTORIZACIÓN

CÓDIGO

AP-BIB-FO-06

VERSIÓN

1

VIGENCIA

2014

PÁGINA

1 de 1

Neiva, 29 de noviembre del 2023

Señores

CENTRO DE INFORMACIÓN Y DOCUMENTACIÓN

UNIVERSIDAD SURCOLOMBIANA

Ciudad

El (Los) suscrito(s):

Yulise Katherine Quintero Fierro, con C.C. No. 1.004.034.804,

Karol Tatiana Vargas Zuñiga, con C.C. No. 1.007.525.235,

Autor(es) de la tesis titulada Dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana presentado y aprobado en el año 2023 como requisito para optar al título de Licenciada en Ciencias Naturales y educación Ambiental;

Autorizo (amos) al CENTRO DE INFORMACIÓN Y DOCUMENTACIÓN de la Universidad Surcolombiana para que, con fines académicos, muestre al país y el exterior la producción intelectual de la Universidad Surcolombiana, a través de la visibilidad de su contenido de la siguiente manera:

- Los usuarios puedan consultar el contenido de este trabajo de grado en los sitios web que administra la Universidad, en bases de datos, repositorio digital, catálogos y en otros sitios web, redes y sistemas de información nacionales e internacionales “open access” y en las redes de información con las cuales tenga convenio la Institución.
- Permita la consulta, la reproducción y préstamo a los usuarios interesados en el contenido de este trabajo, para todos los usos que tengan finalidad académica, ya sea en formato Cd-Rom o digital desde internet, intranet, etc., y en general para cualquier formato conocido o por conocer, dentro de los términos establecidos en la Ley 23 de 1982, Ley 44 de 1993, Decisión Andina 351 de 1993, Decreto 460 de 1995 y demás normas generales sobre la materia.
- Continúo conservando los correspondientes derechos sin modificación o restricción alguna; puesto que, de acuerdo con la legislación colombiana aplicable, el presente es un acuerdo jurídico que en ningún caso conlleva la enajenación del derecho de autor y sus conexos.

De conformidad con lo establecido en el artículo 30 de la Ley 23 de 1982 y el artículo 11 de la Decisión Andina 351 de 1993, “Los derechos morales sobre el trabajo son propiedad de los autores”, los cuales son irrenunciables, imprescriptibles, inembargables e inalienables.

EL AUTOR/ESTUDIANTE:

EL AUTOR/ESTUDIANTE:

Firma: Yulise K. Quintero

Firma: Karol Tatiana Vargas Zuñiga

Vigilada Mineducación



**TÍTULO COMPLETO DEL TRABAJO:** Dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana

**AUTOR O AUTORES:**

Primero y Segundo Apellido	Primero y Segundo Nombre
Quintero Fierro	Yulise Katherine
Vargas Zúñiga	Karol Tatiana

**ASESOR (ES):**

Primero y Segundo Apellido	Primero y Segundo Nombre
Narváez Zamora	Luis Javier

**PARA OPTAR AL TÍTULO DE:** Licenciada en Ciencias Naturales y educación Ambiental

**FACULTAD:** Educación

**PROGRAMA O POSGRADO:** Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental

**CIUDAD:** Neiva

**AÑO DE PRESENTACIÓN:** 2023

**NÚMERO DE PÁGINAS:** 124

**TIPO DE ILUSTRACIONES** (Marcar con una X):

Diagramas\_\_\_ Fotografías\_\_\_ Grabaciones en discos\_\_\_ Ilustraciones en general\_\_X\_\_ Grabados\_\_\_  
Láminas\_\_\_ Litografías\_\_\_ Mapas\_\_\_ Música impresa\_\_\_ Planos\_\_\_ Retratos\_\_\_ Sin ilustraciones\_\_\_ Tablas  
o Cuadros\_\_X\_\_

**SOFTWARE** requerido y/o especializado para la lectura del documento:

**MATERIAL ANEXO:**

**PREMIO O DISTINCIÓN** (En caso de ser LAUREADAS o Meritoria):

**PALABRAS CLAVES EN ESPAÑOL E INGLÉS:**

Español

Inglés

Vigilada Mineducación

La versión vigente y controlada de este documento, solo podrá ser consultada a través del sitio web Institucional [www.usco.edu.co](http://www.usco.edu.co), link Sistema Gestión de Calidad. La copia o impresión diferente a la publicada, será considerada como documento no controlado y su uso indebido no es de responsabilidad de la Universidad Surcolombiana.



- |                                       |                              |
|---------------------------------------|------------------------------|
| 1. <u>Estequiometría</u>              | <u>Stoichiometry</u>         |
| 2. <u>Dificultades de aprendizaje</u> | <u>Learning disabilities</u> |
| 3. <u>Mol</u>                         | <u>Mol</u>                   |
| 4. <u>Reacción química</u>            | <u>Chemical reaction</u>     |
| 5. <u>Sustancia</u>                   | <u>Substance</u>             |

**RESUMEN DEL CONTENIDO:** (Máximo 250 palabras)

La presente investigación tiene como objeto de estudio la identificación de dificultades sobre el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre, del curso de Química General correspondiente al periodo académico 2021-2 de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana. El diseño metodológico cualitativo usado involucró el uso de cuatro instrumentos: un cuestionario para establecer el punto de partida conceptual del grupo de 8 estudiantes participantes, una entrevista dirigida a docentes de química para detectar dificultades entre sus estudiantes durante el aprendizaje del concepto, un diario de campo para identificar las dificultades de la muestra estudiada y una rejilla de observación para mostrar las dificultades de algunos libros de texto de química general. Los resultados comunes relevantes provenientes luego de aplicar estos cuatro instrumentos se enfocan hacia los siguientes aspectos: Dificultad de orden conceptual para con el manejo de las operaciones matemáticas fundamentales, como suma, resta, multiplicación y división, además del uso de los factores de conversión. Dificultad para balancear ecuaciones químicas por el método redox. Marcada dificultad para establecer relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada y la falta de comprensión respecto al origen del vocablo estequiometría desde la perspectiva histórica y epistemológica. Finalmente, las autoras sugieren la implementación de un aprendizaje sustentable para abordar el aprendizaje de la estequiometría donde debe darse un cambio en la estructura conceptual del estudiante a partir de conceptos sostenidos apropiados para que se construya ese nuevo conocimiento que le sea pertinente en su vida cotidiana.

**ABSTRACT:** (Máximo 250 palabras)

The present research has as object of study the identification of difficulties on the learning of the stoichiometry concept in first semester students of the General Chemistry course corresponding to the academic period 2021-2 of the Natural Sciences and Environmental Education Degree of the Universidad Surcolombiana. The qualitative methodological design used involved the use of four instruments: a questionnaire to establish the conceptual starting point of the group of 8 participating students, an interview with chemistry teachers to detect difficulties among their students during the learning of the concept, a field diary to identify the difficulties of the studied sample, and an observation grid to show the difficulties in some general chemistry textbooks. The common relevant results obtained after applying these four instruments focus on the following aspects: Conceptual difficulty in handling fundamental mathematical operations such as addition, subtraction, multiplication, and division, in addition to the use of conversion factors. Difficulty in balancing chemical equations by the redox method. Marked difficulty in establishing stoichiometric relationships from a balanced chemical equation and a lack of understanding regarding the origin of the term stoichiometry from a historical



and epistemological perspective. Finally, the authors suggest the implementation of sustainable learning to address stoichiometry learning, where there should be a change in the student's conceptual structure based on appropriate foundational concepts so that new knowledge relevant to their daily life can be constructed.

### APROBACIÓN DE LA TESIS

Nombre Jurado: **Sem Vladimir Alvear Guerrero**

Firma: \_\_\_\_\_

Nombre Jurado: **Erica Lorena Garzón Silva**

Firma: ERICA LORENA GARZÓN S



UNIVERSIDAD

**SURCOLOMBIANA**

**Dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana**

**Yulise Katherine Quintero Fierro  
Karol Tatiana Vargas Zúñiga**

**Universidad Surcolombiana  
Facultad de Educación  
Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental  
Neiva, 2023**

**Dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana**

Trabajo de grado para obtener el título de:  
**Licenciada en Ciencias Naturales y Educación Ambiental**

**Yulise Katherine Quintero Fierro**    **Cod. 20191178646**  
**Karol Tatiana Vargas Zúñiga**    **Cod. 20191179912**

**Grupo Químico de Investigación y Desarrollo Ambiental (QUIDEA)**  
**Semillero de Química de la Universidad Surcolombiana (SIQUS)**

Asesor  
**Luis Javier Narváez Zamora**

**Neiva, Huila, Colombia**

**Junio del 2023**

## Tabla de contenido

<b>Lista de tablas .....</b>	<b>6</b>
<b>Lista de graficas .....</b>	<b>6</b>
<b>Dedicatorias.....</b>	<b>7</b>
<b>Agradecimientos .....</b>	<b>8</b>
<b>I. Planteamiento del problema .....</b>	<b>11</b>
<b>II. Justificación .....</b>	<b>13</b>
<b>III. Objetivos .....</b>	<b>15</b>
<b>3.1 Objetivo general .....</b>	<b>15</b>
<b>3.2 Objetivos específicos .....</b>	<b>15</b>
<b>IV. Antecedentes .....</b>	<b>16</b>
<b>V. Marco teórico.....</b>	<b>20</b>
<b>5.1 Dificultades de aprendizaje en el concepto de estequiometría .....</b>	<b>20</b>
<b>5.2 Dimensión histórico-epistemológica del concepto estequiometría.....</b>	<b>23</b>
<b>5.3 Conceptos fundamentales de la estequiometría .....</b>	<b>28</b>
<b>5.3.1 Ley de conservación de la masa.....</b>	<b>29</b>
<b>5.3.2 Ley de las proporciones definidas.....</b>	<b>29</b>
<b>5.3.3 Equilibrio químico de las reacciones.....</b>	<b>29</b>
<b>5.3.4 Ecuaciones químicas.....</b>	<b>29</b>
<b>5.3.5 Reacción química.....</b>	<b>30</b>
<b>5.3.6 Tipos de reacciones químicas.....</b>	<b>30</b>
<b>5.3.7 Balanceo de ecuaciones químicas .....</b>	<b>31</b>
<b>5.3.8 La masa molar de las sustancias que participan en una reacción .....</b>	<b>31</b>
<b>5.3.9 Mol.....</b>	<b>31</b>
<b>5.3.10 Numero de Avogadro .....</b>	<b>32</b>
<b>5.3.11 Cantidad de sustancia .....</b>	<b>32</b>
<b>5.3.12 Molécula.....</b>	<b>33</b>

5.3.13	<i>Cambio químico</i>	33
5.3.14	<i>Reactivo límite</i>	34
5.3.15	<i>Pureza</i>	34
5.3.16	<i>Rendimiento</i>	34
5.3.17	<i>Calculo proporcional</i>	34
5.3.18	<i>Factor de conversión</i>	39
5.4	<b>La perspectiva del aprendizaje sustentable para el aprendizaje de la estequiometría.</b>	39
VI.	<b>Metodología</b>	44
6.1	<b>Enfoque metodológico</b>	44
6.2	<b>Diseño metodológico</b>	45
6.2.1	<i>Etapa inicial</i>	45
6.2.2	<i>Etapa de ejecución</i>	45
6.2.3	<i>Etapa de análisis de resultados</i>	46
7	<b>Resultados y análisis</b>	47
7.1	<b>Resultados del cuestionario a estudiantes</b>	47
7.1.1	<i>Operacionalización de las respuestas al cuestionario</i>	49
7.1.2	<i>Grado de aprendizaje previo</i>	49
7.2	<b>Resultados de la entrevista a docentes de química</b>	52
7.3	<b>Resultados de la bitácora</b>	56
7.3.1	<i>Primera clase grupo Química General 01</i>	56
7.3.2	<i>Primera clase grupo Química General 02</i>	58
7.3.3	<i>Segunda clase grupo Química General 01</i>	60
7.3.4	<i>Segunda clase grupo Química General 02</i>	65
7.3.5	<i>Tercera clase grupos Química General 01 y 02: Laboratorio gravimetría</i>	68
7.3.6	<i>Cuarta clase grupo Química General 01</i>	70
7.3.7	<i>Cuarta clase grupo Química General 02</i>	73

7.3.8	<i>Quinta clase grupo Química General 01</i> .....	75
7.3.9	<i>Quinta clase grupo Química General 02</i> .....	79
7.3.10	<i>Sexta clase de Química General grupos 01 y 02</i> .....	82
7.4	<b>Calidad científica de contenido sobre el concepto de la estequiometría y sus conceptos auxiliares</b> .....	87
VIII	<b>Conclusiones</b> .....	105
IX	<b>Recomendaciones</b> .....	111
X	<b>Anexos</b> .....	112
	<b>Anexo 1. Cuestionario</b> .....	112
	<b>Anexo 2. Entrevista</b> .....	115
	<b>Anexo 3. Bitácora</b> .....	117
	<b>Anexo 4. Rejilla de observación de libros</b> .....	118
XI	<b>Referencias</b> .....	119

### **Lista de tablas**

Tabla 5.1. Relaciones estequiométricas en la síntesis de cloro.....	35
Tabla 7.1 Plan de evaluación para la elaboración del cuestionario .....	41
Tabla 7.2 Conceptos sobre estequiometría evaluados en el cuestionario.....	42
Tabla 7.3 Índice o razón de validez de contenido.....	42
Tabla 7.4 Operacionalización de respuestas al cuestionario.....	43
Tabla 7.5 Estructura cognitiva inicial del grupo estudiado.....	44
Tabla 7.6 Medidas de tendencia central.....	44
Tabla 7.7 Relaciones Estequiométricas.....	64
Tabla 7.8 La estequiometría y sus conceptos auxiliares expresados por los libros de texto de química básica a nivel universitario.....	83
Tabla 7.9 La Estequiometría y sus Conceptos Auxiliares con Autores de Referencia.....	89
Tabla 8.1 Estructura cognitiva inicial del grupo estudiado.....	99
Tabla 8.2 Medidas de tendencia central.....	100
Tabla 10.1 Rejilla de observación de libros para la calidad científica del contenido.....	112

### **Lista de graficas**

Grafica 7.1 Porcentaje de acierto conceptual.....	44
Grafica 8.1 Porcentaje de acierto conceptual.....	99

## Dedicatorias

*Esta tesis está dedicada:*

*A mis padres Carlos Alberto Quintero Cardoso y Leidy Paola Fierro González por su apoyo en todo momento y confiar plenamente en mí, a mis abuelos y demás familiares por brindarme su más sincera y valiosa ayuda en los momentos difíciles para no decaer, por último, una dedicatoria muy especial es en memoria de mi abuela Ligia Cardoso de Quintero, que su sueño siempre fue verme realizada como profesional y sé que desde el cielo se sentirá orgullosa de todos los logros alcanzados.*

Yulise Katherine Quintero Fierro

*A mis padres Rovinzo Vargas Silva e Irma Zúñiga Cuchumbe que tanta confianza han depositado en mí siendo siempre mi apoyo incondicional, a mis hermanos, abuelos, demás familiares y amigos que me dieron consejos y palabras de aliento para continuar, por último, una dedicatoria muy especial es en memoria a mi abuelita María Delia Cuchumbe García que desde el cielo me acompaña hoy y siempre.*

Karol Tatiana Vargas Zúñiga

## **Agradecimientos**

En primer lugar, agradecemos a Dios por acompañarnos y ser nuestro guía durante todo este proceso de formación académica, por darnos la sabiduría e inteligencia para poder culminar este proyecto, y por ponernos en el camino a personas maravillosas que nos ayudaron a que todo fuese posible.

A nuestros padres por brindarnos su apoyo incondicional tanto en los objetivos personales como académicos, por brindarnos ese soporte emocional y económico que nos permitieron estar aquí.

Al asesor de este trabajo de grado, el profesor Luis Javier Narváez Zamora por el apoyo, estímulo, acompañamiento constante, colaboración, dedicación y paciencia para el desarrollo del presente proyecto.

A todos los docentes que fueron partícipes en este proceso investigativo, quienes siempre estuvieron prestos a colaborar sin ningún interés más que ayudar a que se obtuvieran los mejores resultados.

A todos los estudiantes de primer semestre del curso de Química General correspondiente al periodo académico 2021-2 de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana que voluntariamente decidieron participar en este proyecto permitiendo que fuese posible el desarrollo de este trabajo de grado.

A la casa de estudios, la Universidad Surcolombiana y el programa Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental que tanto nos han exigido, pero al mismo tiempo nos permitió culminar este hermoso proyecto.

## **Dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana**

### **Resumen**

Se presentan los resultados obtenidos a través de una investigación cuyo objeto de estudio es la identificación de dificultades subyacentes en estudiantes de primer semestre, del curso de Química General correspondiente al periodo académico 2021-2 de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana.

El diseño metodológico cualitativo usado involucró el uso de cuatro instrumentos dirigidos a detectar dificultades relacionadas con el aprendizaje del concepto estequiometría: un cuestionario para establecer el punto de partida conceptual del grupo de 8 estudiantes participantes del estudio, una entrevista dirigida a docentes de química para detectar dificultades halladas entre sus estudiantes durante el aprendizaje de la estequiometría, un diario de campo para identificar las dificultades de la muestra estudiada durante el aprendizaje de este concepto y una rejilla de observación para mostrar las dificultades de algunos libros de texto de química general usados tanto en educación media como en superior.

Los resultados comunes más relevantes provenientes luego de aplicar estos cuatro instrumentos se enfocan hacia los siguientes aspectos: desde lo conceptual es evidente la falta de interpretación de una reacción química a partir del modelo de la teoría cinético molecular y la ley de la conservación de la masa de Lavoisier, aquí prevalecen falencias en cuanto a diferenciación de un cambio físico frente a uno químico, así como también a la errónea atribución de características macroscópicas tanto a compuestos como elementos participantes en reacciones. Por igual, los estudiantes denotan serias dificultades con el balanceo de ecuaciones químicas, producto de la confusión generada por los conceptos reducción y oxidación experimentada por átomos que ganan o pierden electrones.

Para las ecuaciones balanceadas se les dificulta establecer sus relaciones estequiométricas en términos de cantidad de sustancia, masa y número de partículas participantes, precisamente

porque les hace falta reconocer que, a pesar de una reacción y los cambios generados, la cantidad de sustancia se conserva.

Las ideas previas en términos de Ausubel o los conceptos de anclaje según Galagovsky, se constituyen en un obstáculo epistemológico para admitir que una reacción química y su cuantificación debe ser abordada desde el modelo de la teoría cinético molecular, la naturaleza corpuscular de la materia y la ley de la conservación de la masa. Este hallazgo ratifica el uso del realismo ingenuo por parte de los estudiantes al pensar que las cosas son como se ven, cuando en realidad necesitan abordarse desde los modelos científicos explicativos pertinentes.

Por igual, se hace notoria la dificultad de plantear factores de conversión donde se ponga a prueba la capacidad de inter convertir unidades de medida en reacciones químicas; a esto se suma la falencia de usar operaciones matemáticas fundamentales como suma, resta, multiplicación, división y potenciación por la misma razón el deficiente uso de la calculadora científica, así mismo, carecen de algunas habilidades en el manejo de materiales, equipos y reactivos de laboratorio durante el desarrollo de prácticas.

Así como también una marcada dificultad conceptual y ontológica para establecer relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada y la falta de comprensión respecto al origen del concepto estequiometría desde la perspectiva histórica y epistemológica.

Finalmente, las autoras sugieren la implementación de un aprendizaje sustentable para abordar el aprendizaje de la estequiometría donde debe darse un cambio en la estructura conceptual del estudiante a partir de conceptos sosten apropiados para que se construya ese nuevo conocimiento que le sea pertinente en su vida cotidiana.

## I. Planteamiento del problema

Para los docentes de química es imprescindible articular la teoría con la práctica, en este caso para facilitar el aprendizaje de la estequiometría, sin embargo, se hace uso mayoritario del componente teórico, tratando de abordar la complejidad y abstracción de los modelos usados para explicar los conceptos químicos, lo cual se convierte en un obstáculo para que el estudiante pueda relacionar y aplicar los conceptos con su entorno, dando como resultado un aprendizaje de tipo memorístico principalmente; esta dificultad ocurre en las temáticas tales como “soluciones, estequiometría, la ecuación de estado, el equilibrio químico y las soluciones buffer” donde se resuelven ejercicios que requieren razonamiento matemático, como requisito para construir significados conceptuales. Este es el caso de la estequiometría, que de acuerdo con diferentes investigaciones ha generado muchas dificultades tanto para estudiantes como para profesores en el proceso de enseñanza y aprendizaje (Villareal y Sánchez, 2018).

En este sentido, la Química ha sido vista por las diferentes generaciones de estudiantes como una disciplina con cierto grado de dificultad, razón por la cual, desde la educación secundaria e inclusive en la universidad se presentan diferentes obstáculos con algunos temas más que otros para el aprendizaje de dichos conceptos como es el caso de la estequiometría que demanda un adecuado manejo de las relaciones de proporcionalidad en las reacciones químicas donde fundamentalmente, el arreglo tridimensional molecular de las sustancias químicas que reaccionan, experimentan modificaciones macroscópicas que resultan muy difíciles de explicar a nivel microscópico y submicroscópico, como por ejemplo el reacomodo de sus enlaces y la comprensión del cambio químico. Por igual, aún persiste la dificultad de medir la proporcionalidad de las reacciones químicas en cuanto a la cantidad de sustancia involucrada en relación con el concepto mol, creado por Oswald al tratar de cuantificar la fórmula molecular del  $\text{H}_2\text{O}_2$  en 1900 como una alternativa de “solución para pasar del manejo de la masa de los átomos al de la masa de las sustancias en el nivel macroscópico” (Furió et al., 2006).

Su trabajo en específico consistió en establecer, si la disminución del punto de congelación en  $1.85^\circ\text{C}$  de un litro de disolución de agua oxigenada debía contener 34 y no 17 gramos de esta

sustancia; a esa masa la llamó mol. Sin embargo, la IUPAC solo hasta 1971 aceptó que cantidad de sustancia es otra magnitud material y su patrón de medida es el mol.

La estequiometría es fundamental en el aprendizaje de la Química, ya que implica la transición constante entre los tres dominios de la materia, siendo esta el campo que se ocupa de las relaciones cuantitativas de las transformaciones químicas que están implícitas en las fórmulas y ecuaciones químicas, por consiguiente, para aprender estequiometría es necesario comprender la representación de las transformaciones químicas en sus tres niveles, los cuales son: descriptivo y funcional (macroscópico), simbólico (representacional) y explicativo (microscópico) (Santos & Silva, 2013), es por ello, que la estequiometría es uno de los contenidos que genera mayores dificultades en su enseñanza-aprendizaje, debido a su complejo lenguaje, comprensión de reacciones y manejo de las matemáticas (Amórtegui et al., 2018), por lo tanto, es evidente el constante rechazo que tiene los estudiantes hacia aquellos contenidos de la química que poseen cálculos matemáticos. De igual forma, este rechazo se puede basar en ciertas ocasiones en una escasa formación en matemáticas, por lo que el pensamiento lógico y cuantitativo en la enseñanza de las ciencias se ve mortificado por emociones y sensaciones de desinterés del estudiantado (Amórtegui et al., 2018, p.1071). Por igual, otro factor ligado a esta dificultad, lo constituye el bajo desempeño de los estudiantes colombianos en el manejo de las operaciones matemáticas fundamentales, el cual ha sido reportado en función de los resultados obtenidos en la prueba PISA del 2018, donde alcanzan un promedio de 391 puntos, por debajo de la media OCDE de 489 puntos para matemáticas (OCDE, 2019).

Mencionado lo anterior, el abordaje investigativo de esta propuesta gira en torno a la siguiente pregunta ¿Cuáles son las dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría de los estudiantes de primer semestre del periodo académico 2021-2 de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana?

## II. Justificación

Las investigaciones sobre el aprendizaje de la Química han mostrado algunas dificultades muy precisas en ciertas temáticas tanto para estudiantes como para profesores en el proceso de enseñanza y aprendizaje, como es el caso de las soluciones sobresaturadas, el equilibrio químico, las reacciones de oxidación reducción, las velocidades de reacción, la estequiometría y la ecuación de estado, entre otros (Cárdenas, 2006 p.334). Esto se apoya con lo que menciona Galagovsky et al., (2015), que son numerosas investigaciones, las cuales dan cuenta de las dificultades de aprendizaje de la química por los estudiantes novatos, algunos de estos autores son Barker, 2000; Ben-Zvi; Gai, 1994; Carmichael et al., 1990; Gilbert; Treagust, 2009; Johnstone, 1991, 2000, 2010; McClary, Talanquer, 2011a, 2011b; Maeyer; Talanquer, 2010; Taber, 2001, 2002, 2009; Talanquer 2009, 2010a, 2010b, 2011. Es de resaltar otras investigaciones como la realizada por Pozo y Gómez (2009), donde también plantean el aprendizaje de la química y sus dificultades en el libro de texto Aprender y Enseñar Ciencias.

Conocer el origen de aquellas dificultades ha sido un papel clave dentro de la didáctica de la Química para proponer estrategias de enseñanza-aprendizaje, es así como Cárdenas (2006, p.334), plantea que “es posible que muchas de aquellas dificultades tengan un origen interno, y otras con origen externo al estudiante”, este autor también cree posible que estas dificultades sean el resultado de la combinación de las dos anteriores; mencionando además que muchas dificultades están más allá de lo que pueden hacer los profesores o incluso las universidades, como es el caso de las de orígenes genéticos, algunos antecedentes económicos y sociales.

El tema objeto de estudio de esta investigación es el abordaje de las dificultades relacionadas con el aprendizaje es la estequiometría, debido a la complejidad que representa en los estudiantes, dado a que este tópico requiere del manejo de lenguaje y comprensión de fórmulas, reacciones, además del empleo adecuado de conceptos matemáticos que faciliten su asimilación (Manrique, 2012), además, de ser uno de los temas básicos que todo estudiante de química debe saber para tener un buen entendimiento de cualquier área de esta disciplina (Furió y Padilla, 2003).

Consideramos como autoras que el concepto estequiometría requiere varios niveles de comprensión cognitiva; por ejemplo, se hace crucial que los estudiantes sean capaces de definir el concepto sustancia química, sobre todo sustancia compuesto desde las perspectivas macro y micro y a partir de esta identificación, describir lo ocurrido en una reacción química. También deben ser capaces de cuantificar las masas molares de sustancias químicas con las cuales hayan podido efectuar reacciones a nivel práctico. Paralelo a este proceso, se hace necesario calcular las fórmulas moleculares a partir de su composición centesimal, esto conduce a contar átomos como unidades materiales fundamentales sin necesidad de verlos, lo que requiere usar el concepto cantidad de sustancia y con ella el concepto mol y número de Avogadro, para relacionar las escalas microscópica y macroscópica como lo planteó Ostwald.

En síntesis, el aprendizaje de la estequiometría y sus dificultades se justifica porque su comprensión permite establecer las cantidades de sustancia combinadas en una reacción química y con ello las cantidades de masa o de volumen involucradas en las reacciones químicas, a través de las cuales se producen sustancias naturales y artificiales de alto impacto ambiental, sociocultural y económico. También resulta fundamental reconocer que el concepto cantidad de sustancia es decisivo para establecer y calcular relaciones estequiométricas al interior de las reacciones químicas.

Por igual y en consonancia con Furió, Azcona y Guisasola (2006), el abordaje de las dificultades en el aprendizaje de la estequiometría, implica ubicarse en los criterios de la teoría atómico molecular para comprender conceptos tales como fórmula química, obtención de compuestos, interacción de átomos y moléculas en las reacciones químicas, para establecer que la cantidad de partículas productos formados en una reacción depende de la proporción de masas de los reactivos, entendidas como masa atómica o masa molar según se trate de un elemento o de un compuesto respectivamente.

En este sentido, se busca conocer cuáles son las dificultades de aprendizaje del concepto de estequiometría en estudiantes de primer semestre en la licenciatura de Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana, para posteriormente y en otro esfuerzo investigativo similar al presente, plantear la creación de instrumentos que puedan ser empleados con el objeto de que los docentes en momentos académicos diferentes tengan la necesidad de mejorar sus estrategias de enseñanza, y consigo el aprendizaje por parte de los estudiantes.

### **III. Objetivos**

#### **3.1 Objetivo general**

- Identificar las dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría, en estudiantes del curso de Química General de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana.

#### **3.2 Objetivos específicos**

- Clasificar las dificultades de aprendizaje del concepto estequiometría en orden epistémico, ontológico y conceptual.
- Plantear el aprendizaje sustentable como alternativa para el aprendizaje de la estequiometría.

## IV. Antecedentes

En el siguiente apartado, se presenta una revisión bibliográfica de algunas investigaciones que se han realizado frente a dificultades de aprendizaje en la estequiometría, desde un ámbito internacional, nacional y regional. Cabe destacar que a nivel regional se encontraron muy pocos estudios de esta temática.

### 4.1 Internacionales

Fach (2007), realizó una investigación en Alemania para el desarrollo y evaluación de material de enseñanza y aprendizaje específico; en el que para ayudar a los estudiantes que trabajaban con problemas estequiométricos, crearon un conjunto de herramientas de apoyo escalonado (SST), basado en los resultados de un estudio de entrevistas que investigó las fases de los procesos de solución de estudiantes de secundaria alemanes (grado 9) en dichos problemas. Detectando las siguientes dificultades de acuerdo con los resultados de las entrevistas, entre ellas encontraron que “la mayoría de los problemas ocurrieron con respecto a las entidades estequiométricas. Muchos estudiantes conocían las definiciones de estas entidades, pero no mostraban una comprensión profunda, es decir, “no podían distinguir las conexiones entre ellas” Otra de las dificultades detectadas es que algunos estudiantes confundieron conceptos estequiométricos, lo que reveló una comprensión deficiente, por ejemplo: un estudiante menciona que “*El número de mol es, cuántas partículas están contenidas en... una u o en un átomo... algo así*”. Además, también se presentaron problemas con respecto a la ecuación química, donde “la mayoría de los estudiantes sabía que la formulación de la ecuación química es necesaria para resolver la tarea, pero muchos no sabían qué información se proporciona en la ecuación, es decir, la proporción de cantidades de sustancia”. Por lo que fallaron en tener en cuenta la proporción, aquí cabe mencionar también, que un estudiante planteó “*la ecuación solo se relaciona con los nombres de las sustancias involucradas en la reacción y no con sus símbolos químicos*”. Otra gran dificultad que muestra este mismo autor es la relacionada con la “razón de cantidad de sustancia”, que muchos estudiantes no tenían en cuenta o, por que no sabían de dónde derivarla, en cuanto a concepciones erróneas encontraron que estudiantes

“igualaron la proporción de masas con la proporción de cantidad de sustancia”, otro dijo que “en una ecuación química las sumas de los coeficientes de las materias primas y los productos y, por lo tanto, sus cantidades de sustancia tienen que ser iguales entre sí”, como en una ecuación matemática y que “La cantidad de sustancia no puede ser inferior a un mol”.

En Brasil, Santos & Silva (2013), realizaron un estudio, en el cual, por medio de una revisión de 31 bases de datos de revistas y eventos nacionales e internacionales, concluyeron que las principales dificultades de aprendizaje en el concepto de estequiometría se referían a “la abstracción y transición entre los niveles macroscópico, microscópico y simbólico de la representación de la materia; la magnitud de la constante de Avogadro; la confusión entre mol/cantidad de sustancia/constante de Avogadro/masa molar y en el manejo de técnicas matemáticas”.

De igual forma, en Argentina, Martínez y Longhi (2013), indagaron acerca de las dificultades de lecto-comprensión en el concepto de estequiometría en estudiantes de las carreras de Ingeniería pertenecientes a la Universidad Nacional de Córdoba, concluyendo que estas dificultades no se relacionan en general con la habilidad lectora, “sino que tienen causas diversas, relacionadas con el texto, con la química como disciplina y con los procesos de resolución que exigen los enunciados de lo ejercicio, además de la deficiencias de conocimientos previos sobre estequiometría”.

#### **4.2 Nacionales y regionales**

A nivel nacional se encontraron aportes significativos en cuanto a dificultades de aprendizaje de la estequiometría, tal es el estudio realizado en Bogotá, Cundinamarca por Diaz (2012), en el que utilizó una simulación como estrategia de enseñanza en los conceptos asociados al estudio de la estequiometría en estudiantes de grado noveno, décimo y once del Colegio Santa María (de naturaleza privado), además de estudiantes de segundo semestre de Ingeniería Química de la Universidad de la Sabana; encontrando a través de una prueba diagnóstica o fase 1, que algunas de las dificultades más relevantes eran las siguientes:

Frente a la definición de mol, los estudiantes de grado décimo y undécimo proponen diferentes ideas que están centradas en palabras ligadas al concepto como “unidad”, “átomo”, “molécula”, “sustancia”, entre otros, donde observaron que “no tienen claridad en el concepto ni se puede encontrar alguna coherencia en los reportes establecidos en la indagación”, en el caso de los universitarios observan que hay control del concepto pero se considera que no existe una

apropiación, ya que asumen el mol en diferentes entornos en el que se encuentran inmersos en su nivel de enseñanza.

Respecto a otros conceptos asociados a la estequiometría como lo son ecuación y reacción químicas este autor encontró que; tanto los estudiantes de grado décimo como undécimo “indican algunas ideas que permite ver que no hay claridad, ya que asumen que las sustancias y los elementos son exactamente iguales”. A su vez, “indican que pueden existir cantidades entre reactivos y productos, pero no establecen la importancia de la ecuación química”, mientras que los estudiantes universitarios “involucran el concepto con temas que trabajan como reacciones reversibles e irreversibles, pero no se basan en establecer las condiciones iniciales que debe tener una ecuación química”. Y para el caso de reacción química, en las afirmaciones de los estudiantes de ambos grados, al hablar de una reacción “se refieren a una mezcla donde no establecen el producto que se puede formar en la interacción de dos sustancias iniciales. Además, no tienen en cuenta “diversos factores que pueden intervenir en una reacción química como la temperatura, presión, etc.” Por otro lado, los estudiantes universitarios “muestran en sus afirmaciones las aplicaciones que tiene la reacción química, pero no tienen una base sólida, sino pequeños fragmentos que asocian al saber actual”.

También es de destacar, la concepción sobre la ley de la conservación de la masa, donde en los dos grupos de secundaria “se evidencia una confusión entre el manejo de una reacción química para dar una explicación a la ley de la conservación de la materia como uno de los elementos fundamentales en el estudio de la estequiometría”; y a nivel universitario, “los estudiantes muestran diferentes unidades de masa en que se puede evidenciar el concepto” dado a que su contexto “hace que tengan más aprehensión del manejo en una reacción química por la experiencia teórica y práctica”.

De manera muy similar, Manrique (2012), hizo un estudio sobre algunas estrategias de aula para el mejoramiento de la enseñanza de la estequiometría, con estudiantes de la media técnica de la Institución Educativa Departamental (IED) Mariano Santamaría de San Antonio de Tequendama, Cundinamarca (de naturaleza pública), donde propone una estrategia didáctica para mejorar la comprensión en dichos estudiantes, como resultado de su investigación encontró que la mayor dificultad en el aprendizaje de la estequiometría y sus conceptos auxiliares es la representación de fenómenos o situaciones en diversos lenguajes matemáticos (gráficos, algoritmos, fórmulas algebraicas o matemáticas), donde estas representaciones deben construirse

encontrando uniformidad, regularidad, patrones y repetición, entre otras cosas. De igual forma, encontró que los estudiantes, al llegar a grado décimo, presentan falencias y dificultades o inconstancias en matemáticas, en el pensamiento numérico, al igual que en los sistemas numéricos, donde se abordan contenidos de proporciones y manejo de razones.

Otros estudios como el que realizó Gómez (2013) en Medellín-Antioquia, donde recopiló las dificultades detectadas por diferentes investigaciones en el aprendizaje de la estequiometría y a partir de ellas diseñó una unidad de enseñanza potencialmente significativa (UEPS) para propiciar el aprendizaje de la estequiometría orientada a los estudiantes del grado décimo del Colegio Campestre Horizontes de naturaleza privado, encontrando que esas dificultades radican en la inadecuada asimilación por parte de los estudiantes de conceptos previos como el de cantidad de sustancia.

Finalmente, a nivel regional se encontró un estudio realizado por Amórtegui et al., (2018), con estudiantes de grado decimo de educación media de la Institución Educativa Promoción Social de Palermo-Huila, en donde se indagó las concepciones sobre estequiometría a partir de situaciones problematizadoras, para ello hicieron uso de un cuestionario para indagar ideas previas, el cual permite destacar que, “las principales dificultades de aprendizaje están en los cálculos matemáticos, el lenguaje complejo que implica el manejo de símbolos y formulas, la poca comprensión del significado de ecuación química balanceada y el concepto de mol, así como errores en ejercicios de razonamiento”.

## V. Marco teórico

### 5.1 Dificultades de aprendizaje en el concepto de estequiometría

De acuerdo con estudios e investigaciones estos señalan que existen una serie de dificultades que se convierten en obstáculos para el aprendizaje de la Química, en algunos temas más que otros, donde uno de ellos en particular es la estequiometría (Villareal y Sánchez, 2018). Dado a que se abordan las relaciones cuantitativas de la química sobre una base cualitativa, donde se incorpora la comprensión de otros conceptos como: ley de la conservación de la masa, la teoría corpuscular de la materia, fórmula química, reacción química, reactivos, productos, subíndices y coeficientes, etc., dificultades que van mucho más allá de una cuestión matemática (Raviolo y Lerzo, 2016).

En este sentido, es fundamental precisar cuáles son algunas de las dificultades detectadas en el aprendizaje de la estequiometría. Para empezar, Moreno et al., (2009) hace alusión a que “tradicionalmente la estequiometría se ha enseñado desde una perspectiva algorítmica de ejercicios de aplicación”, donde estos solo han sido tomados de libros que por lo general solo son de apoyo en la enseñanza de química; estos autores también mencionan que la estequiometría es enseñada “desde ecuaciones químicas que se plantean en pruebas de lápiz y papel cuyo contenido abstracto es conocido por los profesores de química pero que no es muy comprendido por los estudiantes”.

A lo anterior, se le puede sumar que en la mayoría de los casos no hay un acercamiento desde la experiencia en el laboratorio, haciendo que la química se convierta en algo alejado de la realidad del estudiante (Moreno et al., 2009, p.447).

Algunas dificultades puntuales de los estudiantes sobre el aprendizaje de la estequiometría, dado “el grado de abstracción de los modelos que la explican y el tipo de razonamientos que exige su formalización” (Raviolo & Lerzo, 2014), son las siguientes:

– “Confusión de las distintas cantidades químicas (moles, concentraciones, masas, volúmenes) que se ponen en juego en la resolución de problemas” (Frazer & Servant, 1987).

– “Concepción errónea debida a una incompleta comprensión de la ecuación química y su relación con la situación empírica. Puesto que, los estudiantes al partir desde la composición inicial del sistema no logran determinar el estado final empleando la ecuación química” (Arasasingham et al., 2004).

– Identificación del reactivo limitante como la sustancia que tiene el menor coeficiente estequiométrico en la ecuación química balanceada (Huddle & Pillay, 1996).

– “Sostienen que para que se produzca el cambio químico es necesario que los reactivos estén en la situación inicial en una proporción particular, dado que se confunde el lado izquierdo de la ecuación química con el estado inicial del sistema” (Gauchon & Méheut, 2007).

– Dificultad para identificar el reactivo límite cuando en una reacción dos de ellos están en el mismo estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso), o en su defecto, asumir al reactivo límite cuando en una reacción solamente uno de ellos es sólido y se agota totalmente (Gauchon & Mehéruit, 2007).

– “No comprenden las fórmulas químicas en términos de partículas y el significado de los subíndices o de los coeficientes estequiométricos, aun cuando ajusta correctamente las ecuaciones químicas” (Yarroch, 1985).

– “No conservan la masa y los átomos en una reacción química, o presentan problemas con la conservación de los átomos y la no conservación de las moléculas en el cambio químico” (Mitchell & Gustone, 1984).

– “Afirman que para que se produzca el cambio químico es necesario que los reactivos estén en la situación inicial en una proporción particular (por ejemplo, la proporción dada por los coeficientes estequiométricos), dado que se confunden el lado izquierdo de la ecuación química con el estado inicial del sistema” (Gauchon & Méheut, 2007).

Los anteriores autores fueron citados por Raviolo & Lerzo (2014), y a su vez citados por Villareal y Sánchez (2018).

De igual forma, Fach (2007) apoyado en los siguientes autores menciona otras dificultades presentes en el aprendizaje de la estequiometría, tales son:

– “Equiparar la relación de masa de los átomos en una molécula con la relación del número de estos átomos, y la relación de masa con la relación de masa molar” (Schmidt, 1990).

– “Calcular la masa molar de una sustancia dada sumando las masas atómicas y luego multiplicando o dividiendo esta suma por el coeficiente de la sustancia en la ecuación química” (BouJaoude & Barakat, 2000).

– “Confundir o desconocer las definiciones y relaciones entre las entidades estequiométricas en general” (Furió et al., 2002).

(Los anteriores autores fueron citados por Fach, 2007).

Por otra parte, Pozo y Gómez (2009) señalan que desde la estequiometría se denota de manera significativa la falencia de definir y aplicar el concepto mol como unidad de la magnitud material denominada cantidad de sustancia para establecer relaciones estequiométricas de masa y número de partículas. De igual forma, estos mismos autores resaltan que las explicaciones otorgadas a las reacciones químicas se fundamentan en el aspecto físico de las sustancias implicadas en ellas, sobre todo, en la dificultad de aplicar la ley de la conservación de la masa de Lavoisier e interpretar el significado de una ecuación química ajustada. Asimismo, dificultades en cuanto al cálculo de proporciones en el momento de aplicarlo en la resolución de ejercicios de química, por ejemplo, cálculos con moles y número de partículas (átomos etc.), aplicaciones de las leyes de los gases, ajustes de reacciones, concentración de disoluciones, equilibrio químico y cálculos estequiométricos.

Al respecto de las dificultades planteadas anteriormente, Pozo y Gómez (2009), clasifican las dificultades en cuanto al aprendizaje y la enseñanza del concepto estequiometría desde el orden epistemológico, ontológico y conceptual, dado que requiere del manejo de deferentes tipos de lenguaje, comprensión de fórmulas, reacciones, además del empleo adecuado de conceptos matemáticos que faciliten su asimilación (Manrique, 2012), además, de ser uno de los temas de amplia aplicabilidad que todo estudiante de química debe saber, para tener un buen entendimiento de cualquier área de esta disciplina (Furió y Padilla, 2003).

En este sentido, el cambio epistemológico obedece a una transformación en la lógica a partir de la cual el estudiante organiza sus teorías, esto implica la superación de concepciones organizadas basadas en el realismo ingenuo y así acercarse al conocimiento científico por medio del constructivismo. Una dificultad de este tipo evidente en la estequiometría se constituye en admitir que una reacción química y su cuantificación debe ser abordada desde el modelo de la teoría cinético molecular, la naturaleza corpuscular de la materia y la ley de la conservación de la masa (Pozo y Gómez 2009).

En relación con el cambio ontológico, en este se reconoce estados y propiedades de la materia, donde se explican a través de procesos y a su vez la materia se interpreta en términos de relaciones entre los elementos de un sistema. En relación con esto, se resalta la dificultad de la forma como los estudiantes organizan jerárquicamente el conocimiento aprendido debido a las injerencias de las ideas previas preexistentes en sus estructuras cognitivas (Pozo y Gómez 2009).

Finalmente, respecto al cambio conceptual se puede afirmar que para comprender la química implicaría un cambio en el marco en el que se inscriben los conceptos abordados, por tanto, desde lo conceptual, la principal dificultad consiste en la interpretación cuantitativa de las reacciones químicas, sobre todo con el manejo de los factores de conversión necesarios para resolver los ejercicios y los problemas propuestos (Pozo y Gómez 2009).

## **5.2 Dimensión histórico-epistemológica del concepto estequiometría**

La estequiometría es aquella ciencia que tiene como objeto de estudio las relaciones cuantitativas para determinar proporciones entre reactivos y productos en una reacción química en la cual estén implícitos. Es así como fue concebida esta nueva rama de la química cuando el matemático, filósofo y químico de origen polaco Jeremías Benjamín Richter le asignó el nombre de estequiometría en 1792, el cual es un concepto que “proviene del griego *stoicheion* (elemento) y *metron* (medida), para expresar las relaciones de magnitud según las cuales deben combinarse los cuerpos” (Bustos et al., 2007, p.222). Richter que fue discípulo de Kant, quien consideró la química como parte de las matemáticas, en sus investigaciones descubrió las descomposiciones dobles, estableciendo que “las masas de los reactivos deben guardar entre sí una porción fija, debido a que se formaban productos neutros” (Gómez, 2013), siendo esta una aplicación de la ley de la conservación de la materia expresada por Lavoisier.

Sin embargo, el conocimiento científico sobre la estequiometría tiene su génesis y evolución de la actividad académica transcultural, influenciada en la mayoría de los casos por conflictos y controversias, sociales, filosóficas, religiosas, políticas, articulando leyes y métodos científicos. En este sentido, para iniciar con su secuencia histórica nos remontamos a la concepción de los filósofos indúes en el siglo VI a.n.e quienes planteaban la conservación permanente de las cosas y que “el universo y sus componentes, como la materia, no pueden ser destruidos ni creados” (Dundas, 2002), pensamiento que de alguna forma se traslada a los antiguos griegos, quienes consideraban que “nada viene de nada”, es decir la materia tiene un

carácter permanente de existencia en continuo cambio, tal como lo concebía Empédocles en el siglo IV a.n.e. al señalar: “es imposible que algo surja de lo que no es, y no se puede producir ni oír que lo que es se destruya por completo” (Kirk, 1983), concepto que también se traslada hasta el siguiente siglo (III a.n.e) con Epicuro quien fue un defensor de la idea que la materia ni se crea ni se destruye, afirmando que “la totalidad de las cosas siempre fue tal como es ahora, y siempre será” (Long & Sedley, 1987).

En esta evolución conceptual de la estequiometría es pertinente destacar el aporte de la escuela aristotélica al defender el continuo: aire, fuego, tierra (roca) y agua como constituyentes intercambiantes de la naturaleza en medio del éter universal, idea que sería retomada por los alquimistas en sus análisis del flogisto.

No obstante, el irlandés Robert Boyle enuncia la ley de compresión de los gases en su obra “*The Sceptical Chymist*” que se opone radicalmente a la teoría aristotélica de los cuatro elementos y plantea de manera abierta una nueva concepción de elemento químico formado por partículas diminutas en constante movimiento; aunque Boyle “no intentó dar una definición novedosa de elemento, (como lo haría posteriormente Lavoisier). Sólo explicitó la formulada en 1632 por Joachim Junge, y otros alquimistas de la época” (Katz, 2010).

La formulación de la ley de la conservación de la materia permanece vigente hasta el siglo XVIII, cuando Mijail Lomonosov la enuncia, previas demostraciones prácticas realizadas con Leonhard Euler en 1748. Para esa misma época Lavoisier en 1773, también la enunciaba a partir de sus experiencias de combustión. Para 1770 Lavoisier disertaba ante la Academia de Ciencias de París, su artículo denominado “Sobre la naturaleza del agua y la imposibilidad de convertirse en tierra”, rechazando tajantemente la idea del flogisto alquimista y admitiendo la conservación de la masa. Por igual Lavoisier funda un sistema de investigación y docencia en química dando prevalencia al uso de instrumentos con los cuales producir cambios y medirlos con cierta precisión, en su libro “*Traité Elemntaire de Chimie*”, 1789, utiliza los elementos químicos de la época, con los cuales sistematiza una serie de experimentos cuantificados con la balanza de precisión disponible en ese tiempo, consiguiendo así formular en su tratado aquella contribución sencilla y un tanto burda expresión “nada se crea ni se destruye” (Manrique, 2012).

Para esa misma época, en algunos sitios nacía y empezaba a crecer la idea de medir las reacciones químicas, por ejemplo los químicos alemanes encabezados por Carl Friedrich Wenzel 1781 se dedicaron a estudiar algunas sales de la época y lograron cuantificar las

proporciones de ácido, base y agua necesarias para obtener cada sal conocida en esa época, pero la carencia de balanzas y matraces volumétricos precisos, sembraban dudas entre los químicos congéneres; sin embargo, Jeremias Benjamin Richter propuso una manera de interpretar de forma matemática, las proporciones como los diferentes elementos conocidos en su época se combinaban para formar nuevas sustancias, hecho que prácticamente da origen a la estequiometría tal como se conoce ahora.

Continuando con las leyes de química, siendo las primeras enunciadas por Lavoisier y Richter a finales del siglo XVIII, el químico francés Joseph Louis Proust enuncia la ley de las proporciones fijas o definidas en 1799, demostrando que el carbonato de cobre (II) tenía una composición fija, ya fuera que se encontrase en la naturaleza o se obtuviera por síntesis (Manrique, 2012).

Para aquel tiempo, Jhon Dalton en Inglaterra y aislado del influjo de Europa, sobre todo de Francia y su revolución que empezaba a gestarse, se dedica al estudio de los gases, dando origen a la química neumática, profundizando sobre “la tendencia de los fluidos elásticos a desplazarse sobre otros gases” debido a la “repulsión entre dichas partículas” al estar rodeadas por una atmosfera de calor diferente en todos los fluidos (Pellón , 2003). También se interesó en la solubilidad de los gases, con lo que pudo establecer “los pesos relativos de sus partículas últimas”; basado en estos dos estudios, Dalton propone su teoría atómica orientada hacia la meteorología, inspirada en las ideas de Demócrito, además, “hace uso tanto de la ley de Proust como de la ley de Richter como referentes empíricos de la nueva hipótesis atómica, y así mismo deriva la ley de las proporciones múltiples” (Furió & Padilla, 2003), para en 1803 enunciar las siguientes premisas, que en esencia constituyen la estequiometría del siglo XIX y los conceptos del átomo químico y también el átomo físico que los químicos utilizamos:

La materia está formada por pequeñas partículas últimas o átomos.

Los átomos son indivisibles y no pueden ser creados ni destruidos, afirmación con la cual respalda la ley de la conservación de la masa de Lavoisier.

Los átomos de diferentes elementos tienen diferentes masas.

Todos los átomos de un elemento dado son idénticos y tienen la misma masa invariable, por supuesto que para la época aún no se hablaba de isótopos.

La masa de la partícula de un compuesto es la suma de sus átomos constituyentes, aquí al hablar de partícula, Dalton hacía referencia a una molécula actual.

Aunque estos son aportes de la teoría atómica, la estequiometría, tal como se precisó en la justificación de este trabajo, tiene estrecha relación con la teoría atómico molecular donde se hace obligada el uso de la medición de reactivos y productos como cantidades de sustancia en términos de moles, átomos y moléculas. Si bien la teoría atómica de Dalton se centra en la naturaleza de las partículas elementales de la materia, a ellas les definió una masa específica y la probabilidad de combinación en los mismos términos de las leyes ponderales definidas por Proust. Tales relaciones ponderales fueron establecidas a través de números enteros sencillos, incluso dejó establecida la posibilidad de que dos clases de átomos pudieran combinarse en diferentes proporciones denominadas “proporciones múltiples” justificando la “valencia múltiple”.

La partícula de un compuesto está compuesta por un número fijo de átomos.

Estas premisas de su teoría desarrollada entre los siglos XVIII y XIX dan origen a la química cuantitativa y con ella a apalancar los planteamientos de Ritchen sobre las reacciones químicas analizadas desde la perspectiva matemática; cabe destacar, que aquella química cuantitativa no surgió solamente de los supuestos de Lavoisier, Ritchen y Dalton de forma espontánea, sino que las leyes estequiométricas tienen su evolución de forma natural haciéndose explícitas tras debates entre Proust y Claude Louis Berthollet, el primero defendía la proporcionalidad constante de los pesos de los elementos en los compuestos y el segundo su variabilidad (Furió & Padilla, 2003; Manrique, 2012; Bernall- Ballén, 2009; Gómez, 2013).

Sin embargo, esta teoría fue cuestionada por varios químicos y físicos por la precariedad en la precisión de los instrumentos con los cuales Dalton hizo sus mediciones, las críticas más relevantes giraron en torno a los pesos atómicos, sobre todo porque las fórmulas de los compuestos aún no se habían establecido y aceptado por la comunidad académica de esa época, sobre todo con el caso de la molécula de agua. Uno de ellos fue William H. Wollaston quien en una publicación de 1814 popularizó el termino de peso equivalente. Sin embargo, estas mediciones inspiraron a Gay-Lussac en sus estudios de densidades y volúmenes de combinación.

En esos años y muy aparte de Dalton, Amedeo Avogadro y Andrés María Ampere, interpretaron las relaciones de combinación de volúmenes gaseosos, confirmado los procesos de Dalton de manera independiente, “aquí he de resaltar que sin la figura de Amadeo Avogadro era impensable el desarrollo de la teoría atómico-molecular” (Rodríguez, 1995).

Fueron Berzelius y Humphry Davy quienes reconocieron el trabajo de Dalton sobre la teoría atómica, ratificando que los pesos atómicos habían sido bien calculados. A la par, el británico William Prout, también basado en Dalton plantea que “los pesos atómicos de todos los elementos eran múltiplos del peso atómico del hidrógeno” y más aún, sugiriendo que los átomos de los demás elementos estaban formados de átomos de hidrógeno” (Quintanilla, 2010).

Otro gran aporte de Juan Jacobo Berzelius fue su contribución al establecimiento de la tabla periódica, también al introducir el uso de las abreviaturas como son los símbolos en la denotación de un elemento químico, además, estableció un esquema sistemático con mediciones cuantitativas precisas de diferentes sustancias químicas, lo que más adelante se conocería como estequiometría química (Rodríguez, 1995).

En 1860 se lleva a cabo el primer congreso de química en Alemania encabezado por August Kekulé con la ayuda de Adolf Wurtz y Karl Weltzein para que la comunidad científica llegara a un consenso en relación con la nomenclatura química a utilizar, tras largos procesos de dialogo no se logra el objetivo, sin embargo, es de destacar de este congreso que gracias a los trabajos de Cannizzaro se reconoce la importancia de la hipótesis de Avogadro respecto a que las moléculas pueden estar formadas por átomos iguales, además, Furió & Padilla (2003), resaltan que sirvió también para impulsar años después al alemán Julius Lothar Meyer y el ruso Dimitri Mendeléiev en la creación de un sistema periódico de los elementos con base en pesos atómicos.

En los años posteriores, siguiendo la línea del tiempo Furió & Padilla (2003), mencionan que se dio lugar a una polémica dentro de la comunidad científica que giraba en torno al uso de los equivalentes, los átomos y las moléculas; donde preferían usar el peso equivalente por su simplicidad. No obstante, a principios del siglo XX con la llegada de investigaciones en el campo de la física sobre radiaciones en cuerpos caliente y gases, y además de ser aceptada la teoría atómica, se comienzan a establecer diferentes técnicas para cuantificar el número de átomo y moléculas.

En esa primera mitad del siglo XX, lo que respecta a las masas atómicas estaba referidas a isotopos del oxígeno, pero existía una discrepancia entre los físicos y químicos de aquella época para aceptar una escala que pudiese referirse a único isotopo de otros elementos, y es en 1957 que con la propuesta del  $^{12}\text{C}$  que se llega a un consenso.

Para aquel tiempo, en 1961 se introduce la nueva magnitud “cantidad de sustancia”, en la que el “mol” se convierte en su unidad, sin embargo, hay que tener presente que el mol ya había

sido antes definido presentando una connotación diferente, el primero en utilizar el término 'mol' fue el químico-físico alemán Wilhem Ostwald, que en 1900 lo definió como "*la masa en gramos de una sustancia numéricamente igual a su peso normal o peso molecular*" (Furió & Padilla, 2003), donde pretendía atribuirle su significado a una unidad de masa específica para cada sustancia.

Cabe resaltar, que antes de este suceso también se dio una polémica para establecer una única expresión que tuviera el mismo significado cuando se refiriese a peso formula gramo, y tener que especificar si se hablaba de átomo, molécula o equivalente, puesto que eran referidos equivocadamente a lo que respecta a la masa atómica y masa molecular, siendo el peso formula definido como "la suma de los pesos de los átomos propuestos en la fórmula, expresados en gramos" (Lee, 1961). Por tanto, el "mol" era referido "tanto a una masa como a un número de partículas" asociación errónea que aun hasta la fecha ha subsistido. Es así como Guggenheim en 1961 definió el mol como "cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales (átomos, iones, o moléculas) como átomos hay en 12 gramos de  $^{12}\text{C}$ , siendo la cantidad de sustancia una unidad diferente a la masa y el número de partículas". Tras la polémica generada en aquella época, en 1965 esa nueva magnitud es reconocida por la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (I.U.P.A.P) como una unidad fundamental, siendo su unidad básica el "mol" (Furió & Padilla, 2003).

En síntesis, la estequiometría "se corresponde con la medida o cálculo de las reacciones cuantitativas entre los reactivos y los productos en el transcurso de una reacción química", (Narváez Zamora, 2011, pág. 81) cumpliendo los criterios establecidos por Lavoisier (1789), en su ley de la conservación de la masa al plantear " podemos asentar como axioma incontrovertible que en todas las operaciones del arte y la naturaleza, nada se crea; existe una cantidad igual de materia tanto antes como después del experimento... y no ocurre otra cosa que cambios y modificaciones de estos elementos. Todo arte de realizar experimentos químicos depende de este principio", Lavoisier citado por (Cardoso-Ferreira, 1989).

### **5.3 Conceptos fundamentales de la estequiometría**

La estequiometría implica también el uso de conceptos como ley de la conservación de la masa, ley de las proporciones definidas, equilibrio químico de las reacciones, ecuación química, reacción química y sus tipos, balanceo de ecuaciones químicas, masa molar, mol, número de Avogadro, cantidad de sustancia, cambio químico, molécula, rendimiento de una reacción,

reactivo límite, pureza de los reactivos, cálculo proporcional, entre otras. A continuación, se abordan las definiciones de los anteriores conceptos según varios autores.

### **5.3.1 Ley de conservación de la masa**

Lavoisier comprobó que cuando sucede la combustión en un recipiente cerrado, la masa de los productos es igual al de los reactivos iniciales, por consiguiente, este principio es conocido como la conservación de la masa, y es considerada como una ley de la estequiometría, la cual establece que “En las reacciones químicas, la masa no se crea ni se destruye” es decir, que en las reacciones químicas la cantidad total de materia que interviene permanece constante (McMurry & Fay, 2009, p.34).

### **5.3.2 Ley de las proporciones definidas**

El químico Joseph Proust, fue quien formuló el segundo principio químico fundamental de la estequiometría llamado ley de las proporciones definidas, esta enuncia que “muestras diferentes de una sustancia química siempre contienen la misma proporción en masa de sus elementos” Siendo que los elementos se combinan en proporciones definidas o constantes, los compuestos deben tener también composición constante, definida. (Mortimer, 1992; McMurry & Fay, 2009).

### **5.3.3 Equilibrio químico de las reacciones**

Si bien el equilibrio químico es un aspecto general de las reacciones químicas, es muy importante tener en cuenta su significado, puesto que pertenece al grupo de conceptos que apoya la estequiometría, a través del cual, como ocurre en todos los sistemas universales, las reacciones químicas en particular también alcanzan el equilibrio químico, en este caso en particular al utilizar la flecha con doble sentido entre reactivos y productos en una ecuación química. Tal como lo plantea Chang y Goldsby (2017), El equilibrio químico es aquel estado que se alcanza cuando las rapidezces de las reacciones en un sentido y en otro se igualan, y las concentraciones de los reactivos y productos permanecen constantes a lo largo del tiempo.

### **5.3.4 Ecuaciones químicas**

Gracias a la estequiometría se aborda el estudio de las relaciones cuantitativas entre reactivos y productos, mediante una ecuación química y balanceada, por lo tanto, la importancia de una ecuación balanceada es consecuencia directa de la ley de la conservación de la masa (McMurry & Fay, 2009, p.70), por lo tanto, las ecuaciones químicas son representaciones de las reacciones en términos de símbolos y fórmulas de los elementos y compuestos involucrados,

donde los reactivos se indican en la parte de la izquierda y los productos en la derecha, además, se utiliza una flecha en vez del acostumbrado signo igual de la ecuación algebraica; ésta se considera como una abreviatura para la palabra produce (Mortimer, 1992).

### 5.3.5 *Reacción química.*

Es un proceso en el que un conjunto de sustancias llamadas reactivos se transforman en un nuevo conjunto de sustancias llamadas productos. En otras palabras, una reacción química es el proceso mediante el cual tiene lugar una transformación química (Petrucci et al., 2011).

### 5.3.6 *Tipos de reacciones químicas.*

Brown et al., (2014) menciona que las sustancias se asocian y, dependiendo de sus propiedades, muestran un comportamiento químico específico que permite clasificar las reacciones químicas en:

1). Reacciones químicas en las que se tiene en cuenta los procesos químicos

**a). Reacciones de Síntesis o Combinación.** Una reacción de combinación es una reacción en la que dos o más sustancias se combinan para formar un solo producto (Chang & Goldsby, 2017).

**b). Reacciones de Descomposición.** Una reacción de descomposición es la ruptura de un compuesto en dos o más componentes (Chang & Goldsby, 2017).

**c). Reacciones de Sustitución Simple o Desplazamiento.** En una reacción de desplazamiento, un ion (o átomo) de un compuesto se reemplaza por un ion (o átomo) de otro elemento: la mayoría de las reacciones de desplazamiento cae en una de tres categorías: desplazamiento de hidrógeno, desplazamiento de metal o desplazamiento de halógeno (Chang y Goldsby, 2017).

**d). Reacciones de Doble Sustitución.** Cuando dos elementos de una reacción cambian su posición, se obtienen nuevos compuestos

**e). Reacción de Neutralización.** es una reacción entre un ácido y una base. Generalmente, en las reacciones acuosas ácido-base se forma agua y una sal, que es un compuesto iónico formado por un catión distinto del  $H^+$  y un anión distinto del  $OH^-$  u  $O^{2-}$  (Chang y Goldsby, 2017).

**f). Reacciones de Oxidación-Reducción.** se consideran como reacciones de transferencia de electrones del átomo que se oxida al átomo que se reduce (Brown et al., 2012).

2). Reacciones químicas en las que se tiene en cuenta el sentido en el que se lleva a cabo la reacción.

**h). Reacciones Reversibles.** Son aquellas reacciones que pueden proceder en ambos sentidos, es decir, los productos resultantes reaccionan entre sí para regenerar las sustancias de partida; y se escriben en la ecuación química con doble flecha (Santana, 2004).

**i). Reacciones Irreversibles.** Son aquellas que ocurren en un solo sentido, en las que los productos obtenidos no tienen tendencia a reaccionar entre sí para regenerar las sustancias de que proceden (Santana, 2004).

3). Reacciones químicas en las que se tiene en cuenta los cambios energéticos producidos.

**j). Reacciones Endotérmicas.** Son reacciones que absorben calor. En reacciones de este tipo la entalpía de los productos es mayor que la entalpía de los reactivos y  $\Delta H$  es positivo (Mortimer, 1992).

**k). Reacciones Exotérmicas.** Son reacciones que liberan calor. En reacciones de este tipo, los productos tienen una entalpía más baja que los reactivos y  $\Delta H$  tiene un valor negativo (Mortimer, 1992).

### **5.3.7 Balanceo de ecuaciones químicas**

Balancear una ecuación química implica establecer la cantidad de sustancias reaccionantes y producidas en una reacción química, para ello, lo primero es identificar sus fórmulas moleculares y con ellas escribir o plantear una ecuación explicativa de esa reacción; obviamente esta ecuación por lo general no va a estar igualada o balanceada de acuerdo con la ley de la conservación de la masa de Lavoisier. Para balancearla, se hace necesario calcular los coeficientes, es decir el número de moles de cada una, que satisface esta ley con esas proporciones, la cantidad de átomos participantes deben estar igualados y tales proporciones se expresan con los valores más pequeños posibles, los cuales se obtienen a partir del método de balanceo que se escoja, que en términos químicos por lo general es el del redox.

### **5.3.8 La masa molar de las sustancias que participan en una reacción**

La relación cuantitativa que existe entre las masas de las sustancias que participan en una reacción, está dada por los coeficientes estequiométricos multiplicada por la masa molar, en consecuencia, es relevante tener claro el concepto de mol y su relación con la masa molar (McMurry & Fay, 2009, p.75).

### **5.3.9 Mol**

Es el concepto que logra establecer la relación entre las dimensiones microscópicas y macroscópicas de la materia, resolviendo la dificultad de efectuar mediciones en unidades de

masa atómica (umas) para expresarla en gramos, tangibles y observables. El mol es una unidad, usada para expresar números enormes de moléculas o iones que forman parte en una reacción química, además, un mol de cualquier sustancia es la cantidad cuya masa, llamada masa molar, es igual a la masa molecular o masa fórmula de la sustancia expresada en gramos, específicamente, la masa molar actúa como un factor de conversión entre el número de moléculas y la masa (McMurry & Fay, 2009, p.75).

### **5.3.10 Numero de Avogadro**

El número real de átomos en 12.011 g de carbono-12 se ha determinado experimentalmente, esa cifra es  $6.022140857 \times 10^{23}$  (Petrucci et al., 2017, pág. 55) este valor proviene de la relación entre la masa de 12.011 g de C y la atómica derivada de experiencias de espectrometría de masas que han mostrado que un átomo de  $C^{12}$  tiene en promedio una masa de  $1.9926 \times 10^{-23}$  gramos. Este número se denomina número o constante de Avogadro (NA) en honor del científico italiano Amedeo Avogadro que fue el primero en reconocer la importancia de la relación masa/número. El valor comúnmente aceptado es  $NA = 6.0221413 \times 10^{23}$  (Chang y Goldsby, 2017); aunque para expresarlo con notación científica es  $6.022 \times 10^{23}$ , también, representa el número de partículas en mol de cualquier sustancia, dicho de otra forma, un mol de átomos de un elemento es la masa de  $6.0221413 \times 10^{23}$  átomos del elemento considerado (Rodríguez, 1995).

### **5.3.11 Cantidad de sustancia**

La magnitud cantidad de sustancia apareció en 1961 como una entidad diferente de la masa y al número de partículas, pero proporcional a ambas y como una de las magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades y su unidad de medida es el mol. Surgió debido a la consolidación de la teoría atómico-molecular, ya que su introducción en una reacción química hace que se centre más la atención en la relación entre las cantidades de partículas (átomos y moléculas) que intervienen en la misma, que en los pesos de combinación (Muñoz, 2014, p.24). Sobre este aspecto es importante precisar que, aunque Oswald creó el concepto mol en 1900, no fue sino hasta 1971 que el Sistema Internacional de medidas aceptó la “cantidad de sustancia” como séptima magnitud fundamental de la materia cuya “unidad básica” es el(la) mol, (Pinto et al., 2012, pág. 237).

### **5.3.12 Molécula**

Una molécula es la entidad más pequeña posible en la que se mantienen las mismas proporciones de los átomos constituyentes que en el compuesto químico (Petrucci et al., 2011). Por otra parte, Chang y Goldsby (2017), menciona que una molécula es un agregado de, por lo menos, dos átomos en un arreglo definido que se mantienen unidos a través de fuerzas químicas (también llamadas enlaces químicos). Una molécula puede contener átomos del mismo elemento o átomos de dos o más elementos, siempre en una proporción fija, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas.

### **5.3.13 Cambio químico**

Gracias a las reacciones químicas se generan sustancias nuevas con características fisicoquímicas diferentes, es decir, su naturaleza química cambia (conformación tridimensional molecular) lo cual ocurre a través del cambio químico, el cual consiste cuando un compuesto químico puede descomponerse en sus elementos constituyentes por medio de transformaciones químicas (Petrucci et al, 2011). Dicho de otro modo, el cambio químico es aquel en donde una sustancia se transforma en otra químicamente diferente (Brown et al., 2014).

Tal cambio implica la triangulación propuesta por Jhonstone y retomada por Galagovsky, Raviolo, Izquierdo entre otros, entre los niveles de representación macro, submicro y simbólico. A continuación, se plantean estos niveles en una experiencia de aprendizaje de la estequiometría, para lo cual en el mejor de los casos se usa una práctica de laboratorio como estrategia aplicativa, donde los estudiantes, además de tratarse de un cambio observable de las sustancias utilizadas inicialmente, deben medir volúmenes de gases y para ello requieren lenguaje científico inusual en su cotidianidad, el cual necesitan aprender. Paralelamente necesitan interpretar lo observado desde consideraciones teóricas que no pertenecen a su estructura cognitiva y deben formularse desde modelos teóricos del nivel submicroscópico, donde se hace necesario considerar cambios en la estructura tridimensional de las moléculas y la reacomodación de sus enlaces y finalmente también se requiere desde el nivel simbólico, escribir lo ocurrido con fórmulas y una reacción química donde se evidencia la conservación de la masa propuesta por Lavoisier.

Lo complicado de estas interrelaciones hacen del cambio químico un concepto estructurante de la química, tal como lo plantean (Pinto et al., 2012), porque se requieren los tres niveles de Jhonstone y ratificados por Talanquer, 2011 sobre los modelos teóricos del cambio químico, que debe apoyarse en el manejo apropiado sobre aspectos tales como el desarrollo

cognitivo, la capacidad para manejar y procesar información, y el desarrollo de habilidades matemáticas.

En síntesis, las dificultades reportadas en la literatura científica sobre el aprendizaje del concepto cambio químico, es el conflicto entre la idea de conservación de la estructura atómica a pesar de los cambios observables en una reacción química. Al respecto resulta pertinente citar la importancia de la relación entre los tres niveles anteriormente descritos y el proceso de aprendizaje como tal: “aprendemos principalmente lo que somos capaces de representar”, Moscovici , 1986, citado por (Lacolla et al., 2014)

#### **5.3.14 Reactivo límite**

Muchas reacciones se realizan utilizando una cantidad en exceso de uno de los reactivos (más de lo necesario, de acuerdo con la estequiometría), Debido a esto, cuando las relaciones de los reactivos utilizados en un experimento son diferentes, de aquellas dadas por los coeficientes de la ecuación balanceada al terminar la reacción, queda algún reactivo en exceso, por consiguiente el reactivo limitante, da a conocer o limita, la cantidad de producto formado, y provoca una concentración específica o limitante (McMurry & Fay, 2009; Nivio et al., 2019).

#### **5.3.15 Pureza**

Las sustancias y reactivos químicos producidos por la industria química contienen cierta cantidad de impurezas, por lo tanto, cuando se realizan cálculos estequiométricos es importante tener en cuenta el porcentaje de pureza de estos reactivos, denominada como el porcentaje efectivo de reactivo puro en la masa total (Nivio et al., 2019, p.14).

#### **5.3.16 Rendimiento**

Generalmente las reacciones no se dan de forma completa, por lo que en la práctica se obtiene una cantidad de producto menor que la prevista teóricamente, es por ello, que el rendimiento, es considerado como la cantidad de producto obtenido en una reacción química. Respecto al rendimiento absoluto, este puede ser dado como la masa en gramos o en moles y el rendimiento porcentual, es calculado al dividir la cantidad de producto obtenido en moles por el rendimiento teórico en moles (Nivio et al, 2019, p.12).

#### **5.3.17 Calculo proporcional**

Hace parte de aquellas relaciones cuantitativas de la química, que pueden ser desde las aplicaciones de las leyes de los gases hasta las relaciones estequiométricas dentro de una reacción, pasando por los cálculos de concentraciones de una disolución, prácticamente la gran

mayoría de los cálculos químicos salvo algunas excepciones (por ejemplo, cálculos de pH) se pueden aplicar usando las relaciones de proporcionalidad (Pozo y Gómez, 2019).

Este cálculo se aplica de acuerdo con el contexto y naturaleza de la reacción química, cuya ecuación ha sido balanceada previa y obviamente cumple con la ley de conservación de la masa. En todos los casos donde deba usarse la estequiometría siempre se dispone de un dato de partida, cuyas unidades pueden estar en términos de cantidad de sustancia, masa, número de partículas, volumen, concentración, etc. Ese dato reportado en un problema o en un ejercicio requiere transformarse de acuerdo con los requerimientos de la reacción en estudio, este proceso de conversión involucra el uso de factores de conversión donde se consignan equivalencias que permiten expresar las unidades de los datos del problema o del ejercicio en unidades requeridas.

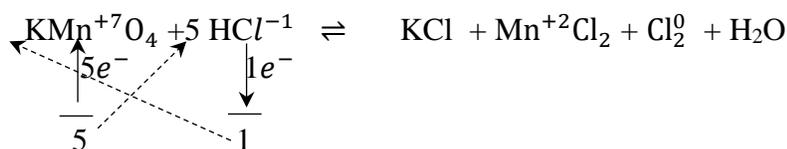
A continuación, se plantea un ejercicio donde aplica el cálculo proporcional.

Durante el desarrollo de una práctica de laboratorio para obtener cloro gaseoso ( $\text{Cl}_2$ ) a  $100^\circ\text{C}$  y  $1520.0\text{ mm Hg}$ ; se hicieron reaccionar  $500.0\text{ mL}$  de  $\text{KMnO}_4$   $0.02\text{ M}$  con  $62.5\text{ mL}$  de  $\text{HCl}$   $1.28\text{ M}$ . Calcular el volumen del cloro producido si el rendimiento de la reacción es del  $80.5\%$  y ocurre a través de la siguiente ecuación.

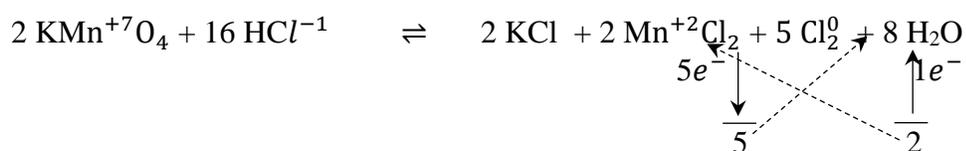


### Solucionario

Este ejercicio plantea la reacción entre  $500.0\text{ mL}$  de  $\text{KMnO}_4$  y  $62.5\text{ mL}$  de  $\text{HCl}$   $1.28\text{ M}$  para sintetizar cloro gaseoso  $\text{Cl}_2$  bajo las condiciones de temperatura y presión descritas; el suministro de dos reactivos conlleva a pensar de manera inmediata en la presencia de un reactivo límite. Para detectarlo se hace necesario balancear la ecuación suministrada por el método redox. Para ello solamente se escriben los elementos que sufren cambios en su número de oxidación y se realiza el análisis redox de reactivos a productos, inicialmente se traslapan los coeficientes calculados y se continúa balanceando al tanteo, al hacerlo, los átomos de K y Cl están igualados.



Sin embargo, los dos coeficientes calculados no permiten balancear la ecuación porque en los reactivos se encuentran 5 átomos de H y en los productos están presentes 2 de ellos en el agua y no existe un número entero que multiplicado por 2 tenga como resultado 5. Por esta razón, el análisis redox se efectúa desde los productos hasta los reactivos.



Desde los reactivos hacia los productos, el Mn gana 5 electrones, razón por la cual se reduce y al hacerlo se transforma en el agente oxidante; por igual, el Cl pierde un electrón oxidándose y convirtiéndose en el agente reductor. Este análisis se invierte si el proceso de balanceo se realiza desde los productos hacia los reactivos, tal como se hizo al balancear la ecuación de este ejercicio.

El inventario de la ecuación balanceada es el siguiente.

K	2 = 2
Mn	2 = 2
O	8 = 8
H	16 = 16
Cl	16 = 16

Las relaciones estequiométricas derivadas de esta ecuación balanceada se muestran en la tabla 5.1.

**Tabla 5.1.**

*Relaciones estequiométricas en la síntesis de cloro. Fuente propia.*

	Reactivos		Productos			
	KMnO <sub>4</sub>	HCl	KCl	MnCl <sub>2</sub>	Cl <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> O
Moles	2	16	2	2	5	8
Moléculas	1.20x10 <sup>24</sup>	9.63x10 <sup>24</sup>	1.20x10 <sup>24</sup>	1.20x10 <sup>24</sup>	3.01x10 <sup>24</sup>	4.81x10 <sup>24</sup>
Masa (g)	2(158.0339)	16(36.46064)	2(74.551)	2(125.8434)	10(35.4527)	8(18.01528)
	316.0678	583.37024	149.102	251.6868	354.527	144.12224
Total	899.43804		899.43804			

El reactivo límite se calcula con las relaciones estequiométricas establecidas en la ecuación balanceada y tal cálculo puede empezar por cualquiera de los dos reactivos establecidos en el ejercicio. A continuación, se empieza por los 500.0 ml de KMnO<sub>4</sub> 0.02 M.

$$500.0 \text{ ml soln KMnO}_4 \cdot \frac{0.02 \text{ moles KMnO}_4}{1000.0 \text{ mL soln KMnO}_4} \cdot \frac{16 \text{ moles HCl}}{2 \text{ moles KMnO}_4} \cdot \frac{1000.0 \text{ mL soln HCl}}{1.28 \text{ moles HCl}} =$$

$$= 62.5 \text{ mL HCl } 1.28 \text{ M.}$$

El ejercicio plantea precisamente el uso de 62.5 mL de esta última disolución, razón por la cual no hay reactivo límite. Los dos volúmenes al reaccionar tal como lo plantea el ejercicio agotan totalmente sus solutos sin dejar reactivo excedente. Resulta muy importante señalar que no se aplica el rendimiento sugerido en el ejercicio, porque el cálculo anterior se hace de manera

teórica, asumiendo que la combinación aún no ha ocurrido, obviamente, cuando esto ocurra se hace obligatorio aplicar el rendimiento.

### Consideraciones previas

Es evidente que el ejercicio se corresponde con la temática estequiometría de gases, por lo tanto, debe usarse el algoritmo  $PV = nRT$  con sus unidades características. Eso significa que la presión se expresa en atmósferas, la temperatura en °K, el volumen en litros, en consonancia con las unidades de R o constante universal de los gases ideales, calculada a partir del principio de Avogadro, el cual es consecuencia de la ley de Avogadro que sumada a las leyes de Boyle y Mariotte y la de Charle y Gay Lussac conducen a la formulación de la ecuación de estado para gases ideales o hipotéticos anteriormente descrita al principio de este párrafo.

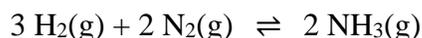
La ley de Boyle y Mariotte define que el volumen de un gas ideal es inversamente proporcional a la presión que sobre él se ejerza, siempre y cuando la temperatura permanezca constante; este comportamiento puede expresarse de la siguiente manera.

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ a temperatura constante,}$$

La ley de Charles y Gay-Lussac plantea que el volumen de un gas ideal es directamente proporcional a la temperatura a la cual se encuentra, siempre que la presión pueda mantenerse constante, este efecto se puede expresar así.

$$V \propto T \text{ a presión constante.}$$

Y la ley de Avogadro establece que cuando los volúmenes de dos gases reaccionan entre sí para producir otro gas, lo hacen en relaciones estequiométricas sencillas, por ejemplo,



La relación molar es 3:2:1 (proporciones sencillas), que de acuerdo con Avogadro pueden traducirse a volúmenes, es decir, 3 volúmenes de hidrógeno requieren dos volúmenes de nitrógeno para producir 2 volúmenes de amoníaco. Aquí Avogadro plantea que en cada volumen existe el mismo número de moléculas independientemente del gas usado, es decir, este planteamiento puede expresarse como se muestra a continuación.

$$V \propto n \text{ (a presión y temperatura constantes)}$$

Unificando las tres leyes anteriores se obtiene la ecuación de estado para gases ideales donde ninguna de las variables permanece constante, para finalmente escribir:

$$PV = nRT$$

El principio de Avogadro para gases ideales plantea que “un mol de cualquier gas a condiciones normales (estándar) ocupa un volumen de 22.4 L”, (Chang & Goldsby, 2017, pág. 185), tales condiciones son; temperatura 0°C, es decir, 273.15 °K y presión de 1.0 atmósferas. Al calcular el valor de R bajo condiciones normales o estándar o tipo. Se obtiene.

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$R = \frac{1.0 \text{ atm } 22.4 \text{ L}}{1.0 \text{ mol } 273.15 \text{ °K}} = 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{mol °K}}$$

Cálculos iniciales

Los datos de temperatura y presión deben convertirse a las unidades de la ecuación de estado para gases ideales.

Para transformar la temperatura Celsius a la escala Kelvin se usa el algoritmo:

$$\text{°K} = \text{°C} + 273.15$$

$$\text{°K} = 100.0 + 273.15 = 373.15$$

Y la presión en mm Hg se transforma en atmósferas, si 1.0 atm = 760.0 mm Hg de acuerdo con el barómetro de Torrichelli.

$$1520.0 \text{ mm-Hg} \frac{1.0 \text{ atm}}{760 \text{ mm-Hg}} = 2.0 \text{ atm}$$

Para usar la ecuación de estado solo falta calcular el número de moles de Cl<sub>2</sub> producidas a las condiciones definidas en el ejercicio a partir del reactivo límite y de las relaciones estequiométricas procedentes de la ecuación balanceada y consignadas en la tabla 1; como no hay reactivo límite, ese valor puede calcularse usando cualquiera de las dos disoluciones suministradas. En este caso se usarán ambas por separado para demostrar su conveniencia.

#### **Primero con KMnO<sub>4</sub> (permanganato de potasio)**

$$500.0 \text{ ml soln KMnO}_4 \cdot \frac{0.02 \text{ moles KMnO}_4}{1000.0 \text{ mL soln KMnO}_4} \cdot \frac{5 \text{ moles Cl}_2}{2 \text{ moles KMnO}_4} \times 0.805 = 0.020125 \text{ moles Cl}_2$$

#### **Ahora con HCl**

$$62.5 \text{ ml soln HCl} \cdot \frac{1.28 \text{ mole Cl}}{1000.0 \text{ mL soln HCl}} \cdot \frac{5 \text{ moles Cl}_2}{16 \text{ moles HCl}} \times 0.805 = 0.020125 \text{ moles Cl}_2$$

Finalmente se calcula el volumen ocupado por el Cl<sub>2</sub> producido en la reacción.

$$V = \frac{nRT}{P}, \text{ reemplazando los valores disponibles se obtiene.}$$

$$V = \frac{0.020125 \text{ moles} \left( 0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{K mol}} \right) 373.15 \frac{\text{K}}{\text{K}}}{2.0 \text{ atm}} = 0.3078 \text{ L Cl}_2$$

### 5.3.18 Factor de conversión

Un factor de conversión es una fracción cuyo numerador y denominador representan la misma cantidad expresada en unidades diferentes (Brown et al., 2014). Para el caso de la estequiometría se utilizan factores de conversión para establecer relaciones cuantitativas en las diferentes unidades de medida de la química, como gramos, mol, moléculas, partículas, átomos, entre otros.

Otro aspecto muy importante es la naturaleza del concepto estequiometría, la cual debe permitirle a quien aprende, aplicarlo con éxito en situaciones conceptuales novedosas, es decir, una vez construido el concepto de estequiometría, aplicarlo por ejemplo en la resolución de problemas o de ejercicios relacionados con el manejo cuantitativo de las relaciones estequiométricas derivadas de las reacciones químicas. Ese tipo de conocimiento es propio del aprendizaje sustentable, el cual se describe a continuación.

## 5.4 La perspectiva del aprendizaje sustentable para el aprendizaje de la estequiometría.

Finalmente, las autoras sugieren como alternativa de solución pedagógica a la problemática del aprendizaje correspondiente a la estequiometría, descrita anteriormente, la propuesta basada en los preceptos del aprendizaje sustentable, la cual se diferencia de las posturas conductista causantes de los problemas o dificultades descritas anteriormente, sobre el aprendizaje de la estequiometría.

Ahora bien, desde la concepción psicológica constructivista percibida por Díaz y Hernández (2003), como un movimiento pedagógico que considera al aprendiz como un ente activo, capaz de construir su conocimiento, sobre la base de su potencial y experiencia combinada con el contexto ambiental que lo rodea, Alvarado (2008), menciona que, de acuerdo con esta teoría “las personas aprenden modificando viejas ideas en lugar de acumular porciones nuevas, por lo tanto, una efectiva estrategia de enseñanza facilita el proceso constructivo y conduce a una autonomía creciente” (p.364). De acuerdo con lo anterior, se puede decir que, existen diversos enfoques constructivistas, los cuales pueden diferir en las posiciones sobre el

origen y construcción del conocimiento, desde las teorías psicológicas y la epistemología de las ciencias, entre otros.

Sin embargo, todos estos enfoques tienen en común que la educación debe estar dirigida a ayudar a los estudiantes para que aprendan. De tal forma que se promueva la capacidad de gestionar sus propios aprendizajes, adoptar una autonomía y disponer de herramientas intelectuales y sociales que les facilite un aprendizaje a lo largo de su vida (Grisolía, 2009, p.442).

De acuerdo con la anterior autora, en el caso de la enseñanza y aprendizaje de las ciencias se asume que lo más importante no es brindar a los estudiantes conocimientos verdaderos o absolutos, sino promover situaciones de aprendizaje en las que sean capaces de comparar y analizar diferentes modelos, además de fomentar y cambiar ciertas actitudes.

Es por ello, que se ha terminado con la definición tradicional de los contenidos que suponía que los mismos debían transmitirse en forma pasiva y acumulativa, por lo que se planteó en el nuevo modelo una concepción constructivista del proceso de enseñanza aprendizaje y manteniendo el papel decisivo de los contenidos de la educación. En este sentido, existen tres categorías de contenido en cualquier situación de aprendizaje: conceptual, procedimental y actitudinal (Grisolía, 2009, p.443).

El contenido conceptual se refiere al conocimiento que expresamos a través del lenguaje sobre cosas, datos, conceptos, hechos y principios. En cuanto al contenido procedimental, se refieren al conocimiento de cómo realizar movimientos interiorizados, habilidades mentales y motrices. Además, Los contenidos actitudinales están conformados por valores, normas, creencias y actitudes dirigidas al equilibrio personal y a la convivencia social (Grisolía, 2009; Pozo y Gómez, 2009).

Es así como el aprendizaje significativo surge cuando el estudiante, como constructor de su propio conocimiento, relaciona los conceptos a aprender y les da un sentido a partir de la estructura conceptual que ya tiene, es decir, construye nuevos conocimientos a partir de los que previamente ha adquirido (Romero, 2009). En el aprendizaje significativo, la estructura cognoscitiva es siempre una variable pertinente y decisiva, aun cuando no se le influya o manipule deliberadamente para determinar su efecto sobre el aprendizaje nuevo. De esta forma, el aprendizaje escolar exige, mucho más que los tipos de laboratorio de las situaciones de aprendizaje, que sean incorporados conceptos e información nueva dentro de un marco de

referencia cognoscitivo, presente y ya establecido, con propiedades particulares de organización (Ausubel et al., 1983, p.153).

Por consiguiente, existen estrategias de enseñanza-aprendizaje, que se han implementado en las Ciencias Naturales con el objetivo de crear aprendizaje en los estudiantes y solventar dificultades que obstaculizan dicho proceso, a continuación, se enuncian algunos ejemplos de estrategias utilizadas por diferentes autores que de acuerdo con sus investigaciones han tenido aportes de aprendizajes significativos en la enseñanza del concepto estequiometría.

El aprendizaje basado en problemas es una de ellas, el cual según Sánchez (2020, p.27) es un método didáctico que forma parte de las pedagogías activas, específicamente en el aprendizaje por descubrimiento y construcción, donde el protagonista es el estudiante, quien se apropia de su proceso de adquisición de conocimiento, además, es el responsable de buscar, seleccionar y organizar la información con el objetivo de darle solución a un problema cotidiano y contextualizado, por consiguiente, el docente se convierte en un orientador, quien sugiere las problemáticas, las posibles fuentes de información y se encarga de colaborarles a los estudiantes con sus necesidades, con el objetivo de desarrollar en ellos habilidades de pensamiento, activación de procesos cognitivos y la transferencia de metodologías de acción intelectual.

Así mismo, Gómez (2013) en su investigación diseña una unidad de enseñanza que busca contribuir con los procesos de enseñanza – aprendizaje e incrementar los niveles de comprensión de los conceptos de la estequiometría desde utilizan el enfoque de diferentes teorías de aprendizaje, en especial, del significativo, para lo cual proponen la construcción de una Unidad de Enseñanza Potencialmente Significativa (UEPS) basada en la secuencia diseñada por Marco Antonio Moreira, en cuya unidad se plantea el uso de estrategias como las situaciones-problema, los mapas conceptuales y la V- heurística.

De manera similar, Sánchez (2020) también aborda su estudio en relación con una secuencia didáctica bajo el enfoque del Aprendizaje Basado en Problemas (ABP) en donde ofrece grandes posibilidades para el mejoramiento del proceso de aprendizaje de la estequiometría debido a que, emplea problemas contextualizados que al estudiarlos en un orden lógico, secuencial y coherente, contribuye al aprendizaje significativo de los conceptos mostrarle al estudiantado la utilidad e importancia de la información que se brinda y al promover el desarrollo de habilidades de pensamiento mediante la activación de procesos cognitivos.

Otras de las estrategias utilizadas para lograr un aprendizaje significativo en la estequiometría ha sido el uso de analogías, cabe resaltar que, aunque es muy utilizado por muchos investigadores en ocasiones suele confundir y tergiversar conceptos, dado a que se les atribuyen características antropomórficas a las sustancias químicas, lo cual no es correcto. En este sentido, “la efectividad de una analogía estará determinada por el conocimiento de los atributos del análogo, el uso que pueda hacerse de los atributos compartidos, la profundidad de las conclusiones que se obtengan y las reflexiones metacognitivas realizadas” (Raviolo & Lerzo, 2016).

Un ejemplo del uso de analogías es el estudio llevado a cabo por Muñoz (2014), quien desarrolló una estrategia didáctica basada en un aprendizaje significativo que facilitó mediante la utilización de analogías, mejorar el aprendizaje de los estudiantes en la estequiometría, permitiendo aumentar significativamente las habilidades y competencias del estudiantado mediante la estimulación del pensamiento crítico, así como promover la continua búsqueda de propuestas para solucionar problemas simples y cotidianos que les permitieron alcanzar mejores porcentajes académicos.

Sin embargo, Galagovsky (2004) menciona que, aunque se tiene la necesidad de elegir contenidos que sean significativos, para lograr una vincular temáticas científicas abstractas a situaciones de aplicación concretas y accesibles a la realidad circundante de los estudiantes, no se conocen investigaciones que demuestren que la motivación originada por un “contenido significativo” motivante sea condición suficiente para lograr un aprendizaje significativo.

De acuerdo con la literatura consultada como apoyo teórico de este estudio apunta a que el manejo de los cálculos estequiométricos es de orden memorístico, por tanto, para facilitar un aprendizaje que pueda servirle al estudiante para su vida cotidiana las autoras sugieren que se observen las características planteadas por Galagovsky respecto al aprendizaje sustentable, el cual es una propuesta de aprendizaje en el que la información recibida o parte de ella es apropiada como nuevo conocimiento, aumentando la red de conocimientos previos. Esta nueva estructura es al mismo tiempo una reorganización de la estructura cognitiva existente, por medio de la resignificación de los conceptos sostenidos, que fueron enlaces para integrar el nuevo conocimiento. Esto sucede, porque el sujeto que logra la sustentación de un aprendizaje ha tomado conciencia sobre la necesidad de cambiar los conceptos obtenidos, al enriquecerlos,

diferenciarlos, completarlos, y al reconsiderar la significación que anteriormente les había otorgado (Galagovsky, 2004).

En este sentido, el aprendizaje sustentable básicamente es un proceso que involucra capacidades y múltiples estrategias cognitivas, lo que significa construir conocimientos relevantes relacionados con las estructuras cognitivas existentes, así como identificar los conocimientos previos de los estudiantes. Cabe resaltar, que la atención cognitiva se requiere en la memoria de trabajo, donde la nueva información se selecciona conscientemente y se asocia con conceptos sostenidos, por lo que, la información recibida es resignificada por el sujeto transformándola así en conocimiento sustentable (Galagovsky, 2004).

Mencionado lo anterior, para lograr un aprendizaje sustentable en el concepto de estequiometría se necesita implementar estrategias, en la cual el docente indague acerca de las ideas previas por medio de preguntas, permitiendo que el estudiante procese en su memoria de corto plazo dicha información y busque asociaciones en su memoria de largo plazo, de tal forma que organice en su mente la respuesta partiendo de conceptos sostenidos idiosincráticos, luego, el docente brinda la información correcta a la pregunta realizada en el inicio. Esto conduce a que el estudiante se enfrente a situaciones conflictivas que supongan un reto en sus ideas, resultando un conflicto cognitivo importante para un avance conceptual en el alumno, aportando así a la construcción de este nuevo conocimiento, que le sirva al estudiante para su vida cotidiana.

## VI. Metodología

Si bien en el periodo académico se ofrecieron dos cursos de Química General con 19 y 10 estudiantes matriculados en cada uno, el trabajo se desarrolló con un grupo de 8 estudiantes de este curso ofrecido en el primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana, ubicada en el municipio de Neiva-Hula, quienes voluntariamente se hicieron partícipes de la investigación, con el fin de permitir encontrar las dificultades de aprendizaje del concepto de estequiometría, se crearon e implementaron una serie de instrumentos que fueron entrevistas, bitácora, cuestionario y rejilla de observación de libros, que permitieron recabar la información, y de ese modo sugerir el aprendizaje sustentable para solventar dichas dificultades.

El bajo número de estudiantes se corresponde con la naturaleza del curso donde se hizo el estudio, el cual, debido al confinamiento mundial ocasionado por la pandemia del Covid-19, obligó el uso de las tecnologías de la información, en el desarrollo de las actividades académicas fuera de los sitios convencionales como aulas y laboratorios y esa característica impidió la asistencia permanente de las personas matriculadas al curso. Estos 8 estudiantes participaron de todas las actividades programadas como el diligenciamiento de un cuestionario y la asistencia a todas las clases programadas virtualmente.

### 6.1 Enfoque metodológico.

El enfoque metodológico para la investigación es de tipo cualitativo de acuerdo con la variable establecida en la problemática, siendo esta la de conocer cuáles son las dificultades de la población objeto de estudio frente al aprendizaje del concepto estequiometría, para ello es importante definir en que consiste este tipo de enfoque.

Según Hernández et al., (2010), la meta de este enfoque es “describir, comprender e interpretar los fenómenos, a través de las percepciones y significados producidos por las experiencias de los participantes”. De la misma manera es como Giroux & Tremblay (2004), interpretan este tipo de investigación, mencionando que en este enfoque se propone obtener

conocimientos de alcance general, mediante el estudio a fondo de los fenómenos que hace hincapié en la comprensión del ser humano y así brindar una explicación del porqué de sus actos.

Este enfoque cualitativo, también se basa en un método de estudio de caso, el cual trata con éxito situaciones técnicamente únicas en las que hay muchas más variables de interés que datos de observación, por lo que, usando múltiples fuentes de evidencia, los datos deben converger en forma de triangulación; además, se beneficia de cambios previos en las proposiciones teóricas que orientan la colección y análisis de datos (Yin, 1994).

## **6.2 Diseño metodológico**

El diseño metodológico involucra las siguientes etapas:

### **6.2.1 Etapa inicial**

En esta etapa se establecen los referentes bibliográficos para definir la frontera del conocimiento sobre el problema a investigar en relación con las dificultades de aprendizaje del concepto estequiometría, además de construir y validar los instrumentos para obtener la información.

Los instrumentos a utilizar son los siguientes:

- 1). Un cuestionario tipo escala Likert con destino a los estudiantes objeto de estudio, para conocer sus saberes previos respecto a la estequiometría y sus conceptos auxiliares. Anexo 1.
- 2). Una entrevista con destino a profesores de Química del bachillerato y/o universidad para detectar la bibliografía usada al abordar el concepto estequiometría, la presencia o ausencia de prácticas de laboratorio presenciales o simuladas como apoyo didáctico. Anexo 2.
- 3). Una bitácora para recabar información de las clases de Química General durante el abordaje de la temática “Estequiometría”, y de ese modo identificar dificultades en su aprendizaje. Anexo 3.
- 4). Una rejilla de observación para hacer una revisión de la calidad científica del contenido en libros de texto sobre la estequiometría y sus conceptos fundamentales. Anexo 4.

### **6.2.2 Etapa de ejecución**

En esta etapa se aplicaron los cuatro instrumentos validados y piloteados previamente con los cuales se obtuvieron los datos, los cuales permitieron establecer categorías en torno a las dificultades encontradas.

### **6.2.3 *Etapa de análisis de resultados***

En ella se establecieron las categorías resultantes de las dificultades de aprendizaje del concepto estequiometría, a partir de las actividades de la etapa de ejecución.

## 7 Resultados y análisis

### 7.1 Resultados del cuestionario a estudiantes

Para conocer las dificultades en el aprendizaje del concepto estequiometría que presentan los estudiantes de primer semestre de la licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana, como primer instrumento se aplicó un cuestionario de tipo Escala Likert, el cual constó de 19 ítems los cuales fueron valorados por expertos de la academia. El número total de estudiantes que participaron voluntariamente en la investigación fue de ocho personas del curso de Química General desarrollado en el periodo académico 2021-2 en plena época de confinamiento social derivado de la pandemia de COVID 19 cuya identificación se omite respetando los principios deontológicos del proceso investigativo. Anexo 1.

Antes de presentar los resultados del cuestionario aplicado se hace necesario plantear el uso del plan de evaluación utilizado para construirlo, para ello se acudió a 7 expertos docentes de química, cuyos criterios de valoración frente al plan de evaluación plantearon los resultados mostrados en la tabla 7.1.

Concepto	Peso conceptual (%)							Promedio	Ítems	Ítems ponderados
	Experto 1	Experto 2	Experto 3	Experto 4	Experto 5	Experto 6	Experto 7			
Estequiometría	15,0	17,0	12,0	9,0	10,0	11,0	4,0	11,1	2,2	2,0
Ley de conservación de la masa	14,0	10,0	13,0	9,0	7,0	8,0	8,0	9,9	2,0	2,0
Ley de las proporciones definidas	7,0	8,0	2,0	9,0	7,0	9,0	4,0	6,6	1,3	1,0
Mol	9,0	10,0	12,0	8,0	10,0	5,0	15,0	9,9	2,0	2,0
Oxidación	5,0	6,0	5,0	5,0	6,0	7,0	10,0	6,3	1,3	1,0
Reducción	4,0	4,0	5,0	5,0	6,0	7,0	10,0	5,9	1,2	1,0
Masa molar	5,0	7,0	5,0	5,0	5,0	4,0	4,0	5,0	1,0	1,0
Número de Avogadro	5,0	4,0	5,0	3,0	5,0	6,0	12,0	5,7	1,1	1,0
Ecuación química	9,0	10,0	5,0	8,0	15,0	9,0	10,0	9,4	1,9	2,0
Reacción química	10,0	10,0	10,0	9,0	15,0	7,0	3,0	9,1	1,8	2,0
Balanceo de ecuaciones químicas por redox	7,0	6,0	12,0	9,0	5,0	9,0	5,0	7,6	1,5	1,0
Rendimiento	2,0	2,0	3,0	5,0	3,0	5,0	3,0	3,3	0,7	1,0
Reactivo límite	2,0	2,0	3,0	5,0	3,0	6,0	5,0	3,7	0,7	1,0
Pureza de reactivos	2,0	1,0	3,0	8,0	2,0	3,0	5,0	3,4	0,7	1,0
Composición centesimal	4,0	3,0	5,0	3,0	1,0	4,0	2,0	3,1	0,6	1,0
Total	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	100,0	20,0	20,0

**Tabla 7.1.**

*Plan de evaluación para la elaboración del cuestionario. Fuente propia*

Cabe mencionar que de acuerdo con el plan de evaluación se establecieron 20 ítems para la elaboración del cuestionario, de los cuales solo se aplicaron 19 debido a duplicidad entre los ítems 9 y 10.

En síntesis, los 19 ítems involucrados en el cuestionario se destinaron a valorar la estructura cognitiva del grupo objeto de estudio, respecto a los conceptos relacionados con la estequiometría, los cuales se detallan en la tabla 7.2.

Concepto	Cantidad de ítems	Posición en el cuestionario
Estequiometría	2	3,18
Ley de conservación de la masa	2	19
Ley de las proporciones definidas	1	12
Mol	2	2, 13
Oxidación	1	4
Reducción	1	10
Masa molar	1	5
Número de Avogadro	1	1
Ecuación química	2	6, 15
Reacción química	2	8, 9, 13
Balanceo de ecuaciones químicas por redox	1	16
Rendimiento	1	7
Reactivo límite	1	14
Pureza de reactivos	1	11
Composición centesimal	1	17
Total	19	

**Tabla 7.2.**

*Conceptos sobre estequiometría evaluados en el cuestionario. Fuente propia*

Por igual, con las respuestas de 5 de los 7 expertos consultados se determinó el índice o razón de validez de contenido CVR, de acuerdo con los criterios de Lawshe al valorar de esencial cada uno de los ítems en relación con el contenido conceptual del cuestionario; tal valoración se obtiene aplicando el algoritmo:

$$CVR = \frac{n_e - \frac{N}{2}}{\frac{N}{2}}, \text{ Lawshe, citado por (Cohen \& Swerdlik, 2001), donde:}$$

CVR = Razón de validez de contenido.

$n_e$  = número de expertos que valoran esencial a cada reactivo o ítem.

$N$  = número total de expertos.

Las valoraciones CVR para el cuestionario se muestra en la tabla 7.3.

**Tabla 7.3.**

*Índice o razón de validez de contenido. Fuente propia*

Expertos	$n_e$	CVR
----------	-------	-----

ítem	1	2	3	4	5		
1	1	1	1	0	1	4	0,64
...continuación de la tabla 7.3							
2	1	1	1	1	1	5	0,8
3	0	0	1	1	1	3	0,48
4	1	1	1	1	1	5	0,8
5	0	1	1	1	1	4	0,64
6	1	1	1	1	1	5	0,8
7	1	1	0	1	1	4	0,64
8	1	1	1	1	1	5	0,8
9	1	1	1	1	1	5	0,8
10	1	1	1	1	1	5	0,8
11	1	1	0	1	1	4	0,64
12	1	1	1	1	1	5	0,8
13	1	1	1	1	1	5	0,8
14	1	1	1	1	1	5	0,8
15	1	1	1	1	1	5	0,8
16	1	1	1	1	1	5	0,8
17	1	1	1	1	1	5	0,8
18	1	1	1	1	1	5	0,8
19	1	1	1	1	1	5	0,8

En todos los ítems se acogieron las observaciones planteadas por los expertos con el fin de optimizar el cuestionario.

### 7.1.1 Operacionalización de las respuestas al cuestionario

Las respuestas otorgadas por el grupo de estudiantes objeto de estudio, fueron valoradas teniendo en cuenta los criterios planteados en la tabla 7.4.

**Tabla 7.4.**

*Operacionalización de respuestas al cuestionario. Fuente Likert*

Respuesta correcta	TDA	DA	SO	da	Tda
TDA	5	4	1	3	2
DA	4	5	1	3	2
SO	1	1	1	1	1
da	2	3	1	5	4
tda	2	3	1	4	5

TDA =Totalmente de acuerdo

DA = De acuerdo

SO = Sin opinión

da = en desacuerdo

tda = totalmente en desacuerdo

### 7.1.2 Grado de aprendizaje previo

Una vez aplicado el cuestionario del anexo 1, se codificaron y sistematizaron las respuestas ofrecidas por los estudiantes del grupo objeto de estudio, de acuerdo con los criterios de la tabla

7.4, en consecuencia, la estructura cognitiva inicial de los 8 estudiantes antes de iniciar con el desarrollo de la unidad temática de estequiometría, correspondiente al microdiseño del curso se muestran en la tabla 7.5.

**Tabla 7.5.**

*Estructura cognitiva del grupo estudiado. Fuente propia*

Casos	Ítems																			Puntaje
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
1	5	3	5	1	4	5	1	4	4	5	2	1	3	2	3	1	1	4	4	58
2	5	3	5	5	5	5	4	4	2	4	5	2	4	2	3	5	2	4	5	74
3	5	3	1	2	4	4	4	1	1	5	4	1	4	1	2	4	1	5	5	57
4	4	5	2	4	5	5	4	5	3	4	5	4	2	5	2	3	1	5	5	73
5	4	3	5	4	4	4	4	1	3	5	1	3	5	3	3	1	3	5	4	65
6	5	3	1	2	4	4	4	1	3	5	4	1	4	1	2	4	1	5	5	59
7	5	3	5	5	5	5	4	4	2	4	5	2	4	2	3	5	2	4	5	74
8	5	3	5	1	4	5	1	4	4	5	2	1	3	2	3	1	1	4	4	58
Total	38	26	29	24	35	37	26	24	22	37	28	15	29	18	21	24	12	36	37	518
% de Acierto	95	65	72,5	60	87,5	92,5	65	60	55	92,5	70	37,5	72,5	45	52,5	60	30	90	92,5	68,16

Adicionalmente, con los datos sistematizados en la tabla 7.5 se calculan con Excel las medidas de tendencia central las cuales corresponden a las respuestas del cuestionario aplicado se muestran en la tabla 7.6.

**Tabla 7.6.**

*Medidas de tendencia central. Fuente propia*

Promedio	Desviación estándar	Varianza	Máximo	Máximo	Moda	% Acierto total
64,75	7,78	60,5	74	57	58	68,16

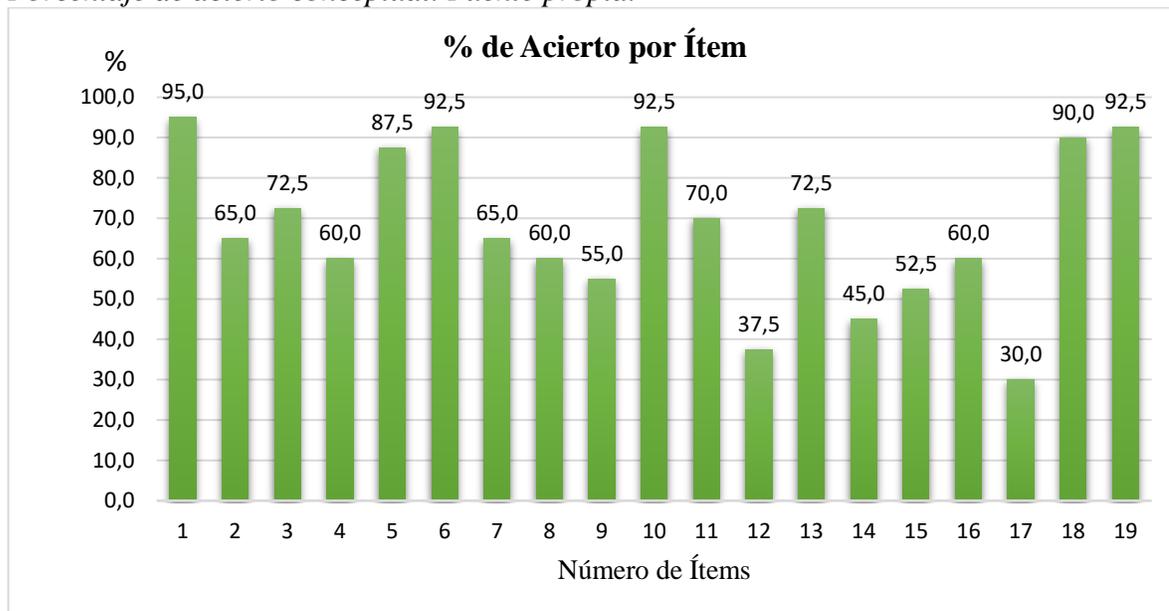
Si bien la muestra fue pequeña, estuvo conformada por 8 estudiantes quienes asistieron a todas las actividades asistidas por la virtualidad, los demás asistieron irregularmente, razón por la cual, sus datos resultaron incompletos para el análisis, de todas maneras, las medidas de tendencia central indican las siguientes características. En primer lugar, se debe destacar que los(as) estudiantes antes de empezar el abordaje de la unidad temática correspondiente a la estequiometría demostraron conocerla respondiendo acertadamente el cuestionario con un 68.16% de dominio conceptual, valor porcentual significativo en su estructura cognitiva, eso significa que como punto de partida poseen un saber disciplinar aceptable, el cual es producto de actividades anteriores de aprendizaje. La desviación estándar o dispersión de los datos, muestra un grado de homogeneidad conceptual grupal de 7.78, un valor de desviación estándar bajo, lo cual indica que el grupo como tal, tiene significados más o menos uniformes sobre la estequiometría, los cuales oscilan entre un mínimo de 57 y un máximo de 74 puntos, así como

una moda de 58, eventualidades que generan un 64.75 % en promedio, de acierto para los resultados obtenidos por el grupo.

En la gráfica 7.1 se muestran las diferencias de cada uno de los 19 ítems evaluados en el cuestionario.

### **Grafica 7.1.**

*Porcentaje de acierto conceptual. Fuente propia.*



De acuerdo con los datos recolectados y con base en la gráfica 7.1, se puede afirmar que los conceptos de mayor dificultad para el grupo fueron: Composición centesimal, ley de proporciones definidas y reactivo limite, con un porcentaje de acierto de 30,0 %, 37,5% y 45,0 % respectivamente.

Los conceptos que presentaron dificultad intermedia fueron reacción química con un porcentaje de acierto de 55%, seguido de oxidación y balanceo de ecuación química por redox con 60% cada uno, luego están el mol y el rendimiento con el 65% por último, el concepto de pureza de reactivo con 70%.

Por otro lado, se evidenció que los conceptos que presentaron menor dificultad a nivel cognitivo fueron el número de Avogadro con un porcentaje de acierto del 95,0%, seguido del concepto de ecuación química, reducción y ley de conservación de la masa con un 92,5% cada uno, por último, el concepto de estequiometría con el 90,0 % de acierto.

Con base en los anteriores resultados se puede analizar que el tema de estequiometría presenta cierto grado de dificultad respecto a su aprendizaje, encontrando que en los ítems donde

hay mayor deficiencia es en algunos de los conceptos que son fundamentales para la estequiometría, por tanto, se puede afirmar que existen unas bases conceptuales poco sólidas frente a esta temática en los estudiantes que fueron objeto de estudio.

## 7.2 Resultados de la entrevista a docentes de química

El segundo instrumento usado fue una entrevista (anexo 2), aplicada a seis profesores de química adscritos a una universidad, colegios públicos y privado, que voluntariamente participaron de la investigación (cuya identificación se omite respetando los principios deontológicos del proceso investigativo), siendo esta de tipo abierta y constó de un total de diez preguntas que se categorizaron de menor a mayor intensidad, la cual, por medio de la experiencia y quehacer docente permitió recabar información acerca de las dificultades que se presentan con la enseñanza y aprendizaje del concepto de estequiometría.

Los resultados de esta entrevista se muestran a continuación:

Para la enseñanza de la estequiometría dos entrevistados utilizan el libro “Química General” de Chang y Goldsby, un tercer docente usa entre otros, la “Química” de Timberlake, “Química General” de Chang y Goldsby, “Química Analítica” de Christian Gary, y “Fundamentos de química analítica” de Skoog & otros. Por otra parte, un profesor usa el libro de “Química General” de Petrucci; el quinto entrevistado emplea los libros de “Fundamentos de Química” de Burns, “Química General” de Chang & Goldsby y “Química: la ciencia central” de Brown. Finalmente, el sexto entrevistado recurre a libros como “Química General” de Garzón y “Química I” Hipertexto Santillana.

El docente titular del curso donde se realizó este estudio no fue entrevistado, sin embargo, utiliza cinco libros de texto de química del nivel universitario, incluido uno de su autoría, el cual es producto de otro proceso investigativo similar al presentado aquí por las autoras.

Respecto a la historia y epistemología de la estequiometría, tres docentes acuden a esta para la explicación del concepto y dos entrevistados algunas veces; mientras que solamente uno no recurre al uso de la historia y epistemología.

En cuanto al enfoque metodológico, cada entrevistado mencionó diferentes enfoques como, por ejemplo, un docente respondió que utiliza la Modelización y uso de analogías, otro manifestó emplear situaciones Problemáticas, Indagación, situaciones de contexto a nivel industrial y trabajo de laboratorio. De igual forma, un entrevistado solo recurre al enfoque

basado en Problemas y otro acude a uno Mixto (matemático con aspectos cualitativos). A su vez, uno de los entrevistados utiliza el enfoque Conductista, Constructivista y Problemizador, por último, un docente solo implementa el Constructivista.

En el uso de las Tics, cuatro entrevistados utilizan simuladores, de los cuales uno también maneja plataformas de evaluación gamificadas y otra emplea recursos virtuales de la Institución Educativa. Por último, dos docentes no aplican las Tics en su metodología de enseñanza, porque uno considera que para el aprendizaje de la estequiometría es indispensable los ejercicios prácticos donde se ejemplifiquen las relaciones matemáticas entre las masas de las sustancias y el otro explica que, si bien estas no son indispensables, tampoco se hace necesarias, por lo que acude a otras herramientas que resultan de gran impacto.

En las estrategias didácticas, un entrevistado respondió que utiliza la indagación de ideas previas, uso de analogías, y aplicación de modelización, otro encuestado hace uso de la resolución de problemas e indagación y un docente implementa situaciones problemáticas. Además, el cuarto entrevistado mencionó que recurre al uso del tablero, talleres, evaluaciones escritas y prácticas de laboratorio. Por último, un profesor emplea las habilidades metacognitivas para el pensamiento crítico. Cabe destacar, que uno de los docentes no respondió esta pregunta, razón por la cual se obtuvieron cinco respuestas de seis posibles.

Para el caso de los conceptos auxiliares, el primer entrevistado expresa que estos son: Coeficiente Estequiométrico, Subíndice, Mol, Masa Atómica y Masa Molecular; otro docente expresa que es el constructo de número, principios matemáticos de igualdad, conceptos de Tabla Periódica, Estructura de Lewis, Formulas Estructurales, Afinidad, Distribución Electrónica, Nubes Electrónicas. Por otra parte, un entrevistado manifestó que son la Nomenclatura Química y Grupos Funcionales, de igual forma, otro menciona que la Ley de la conservación de la Materia, Ley de las Proporciones Definidas, Ley de las Proporciones Múltiples, Balanceo de Ecuaciones Químicas, Relaciones Estequiométricas (mol-mol, gramo-mol, mol-gramo, gramo-gramo), Factores de Conversión, Porcentaje de Rendimiento, Reactivo Límite, Reactivo en Exceso y estequiometría de reacciones en solución en concentraciones molares, mientras que solamente un docente expresó que son la nomenclatura inorgánica y Tipos de reacciones químicas. Es de destacar, que un entrevistado no respondió de forma apropiada el interrogante, puesto que manifestó que hacía uso de preguntas de indagación científica que aborden

problemáticas para que el estudiante ingenie estrategias de solución, lo cual no tiene concordancia con los conceptos auxiliares.

Para todos los entrevistados, las prácticas de laboratorio presencial y/o simuladas son importantes para la enseñanza del concepto estequiometría, donde tres docentes afirman que son indispensables porque permiten mejorar la comprensión y aplicación del concepto, ya que el abordaje de la química es por medio de modelos desde un componente microscópico que no es tan fácil de comprender, además, de que es necesario que los estudiantes vivencien, experimenten y manipulen materiales y equipos de laboratorio.

Para la evaluación del concepto estequiometría, cada entrevistado tiene su propio método evaluativo, por ejemplo, un docente mencionó que evalúa a través de la resolución de problemas, y a través del uso de competencias propias del área como lo es la indagación, uso comprensivo del conocimiento científico y explicación de fenómenos. Otro entrevistado, manifestó que evalúa por medio de talleres que involucren situaciones problemáticas de ejercicios con lápiz y papel con sus respectivos cálculos, asociación del componente espacial de los compuestos que participan en las reacciones a partir de posibles situaciones reales. El tercer docente, expresó que evalúa teniendo en cuenta el nivel de investigación que desarrollen los estudiantes para la resolución de las situaciones problemáticas, donde de manera complementaria tiene en cuenta los resultados, discusión y conclusiones que emiten los estudiantes en los informes de laboratorio y, un parcial que puede involucrar preguntas teóricas y prácticas.

Por otra parte, para el cuarto encuestado la evaluación es continua, durante el periodo académico es importante comprender que el estudiante dimensiona, entiende y ejemplifica conceptos claves como conversiones, mol, masa, gramos, al igual que su apartado matemático, sin embargo, esta parte no la evalúa bajo problemas en hoja y cuaderno, sino que se lleva a la práctica mediante la experimentación en el laboratorio, mientras que para otro docente, el concepto de estequiometría lo evalúa a través de exámenes escritos, donde el estudiante deberá calcular el reactivo límite, el reactivo en exceso y el porcentaje de rendimiento de reacciones, mostrándoles las ecuaciones químicas, donde estudiante deberá reconocer si las ecuaciones se encuentran balanceadas. Un último entrevistado respondió que evalúa a través de dos procesos: Primero, uno reflexivo que permita al estudiante evaluarse sobre los objetivos de la programación curricular, y segundo, una prueba escrita que permita corroborar la primera etapa.

Respecto a las principales dificultades en el aprendizaje de la estequiometría un docente mencionó que existe confusión en los conceptos de cambio químico y cambio físico cuando se aplica el desarrollo de la competencia “explicación de fenómenos”, otra dificultad en la comprensión de los conceptos desde el punto microscópico; de igual forma en los factores de conversión y la relación existente entre los coeficientes estequiométricos. Otro entrevistado, explicó que se presentan falencias en la comprensión de modelos desde representaciones microscópicas, deficiencias conceptuales en términos matemáticos para establecer factores de conversión, igualdades, además, de un arraigo indiscutible de las reglas de tres. Por otra parte, un docente manifestó la dificultad en el reconocimiento de los estados de oxidación de los elementos, nomenclatura química y reglas generales de la estequiometría (elementos en estado basal, número de oxidación en peróxidos) y operaciones matemáticas básicas como suma y multiplicación. Así mismo, otra dificultad mencionada por otro docente fue en la extrapolación de los cálculos frente a la situación que se les propone. De manera semejante un entrevistado planteó que existe dificultad en el Balanceo de las ecuaciones y el planteamiento de los factores de conversión, como también al emplear las relaciones estequiométricas entre las sustancias. Una última dificultad, que presentan los estudiantes es en el manejo de los números relativos de las moléculas en una ecuación química y el reordenamiento molecular de una reacción química.

Finalmente, en el material de apoyo un docente recomienda el uso adecuado de la modelización, analogías contextuales y la aplicación de simuladores que permitan la comprensión del concepto desde la perspectiva molecular (microscópica). Otro entrevistado menciona el uso de material concreto para representar mediante modelos las posibilidades de lo que puede llegar a ocurrir de manera microscópicas, experimentos que involucren cálculos estequiométricos con gases, muchos ejercicios de lápiz y papel hechos a mano alzada. Por otro lado, uno de los encuestados sugiere la implementación de elementos visibles y tangibles para los estudiantes. El cuarto entrevistado, recomienda talleres con ejercicios prácticos y prácticas de laboratorio, mientras que el quinto el uso de aspectos socio-científicos. El último docente, propone la utilización de material manipulativo para la enseñanza del concepto de estequiometría y reconocimiento de la tabla periódica.

De lo anterior, se resalta algunas dificultades halladas en los docentes de Química entrevistados, quienes en su mayoría manifestaron una evidente confusión respecto al enfoque metodológico y estrategias didácticas usadas para el desarrollo de las clases del concepto

Estequiometría, además una minoría es la que reconoce al conductismo y constructivismo como modelos pedagógicos. A su vez, los docentes para evaluar utilizan estrategias las cuales, a pesar de ser de diferente índole para fortalecer las competencias en esta temática aún conservan la enseñanza tradicional y algorítmica, que de acuerdo con Marcano (2015) dificulta el desarrollo de las diferentes habilidades de pensamiento del estudiante, por lo que no es capaz de presentar correctamente razones y proporciones que permitan resolver problemas estequiométricos.

### 7.3 Resultados de la bitácora

#### 7.3.1 *Primera clase grupo Química General 01*

Nombres de los investigadores: Karol Tatiana Vargas Zúñiga-Yulise Katherine Quintero Fierro

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 31/01/2022

Hora: 10:00 am /11:00 am

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, se llevó a cabo la presentación de las investigadoras, en donde se explicó en que consiste la investigación que se está realizando. Posteriormente, el docente titular comenzó a hablar del concepto Estequiometría destacando su importancia en el desarrollo de la química y el origen de dicho concepto. Luego, plantea la siguiente pregunta a los estudiantes ¿Qué entienden por estequiometría? Obteniendo las siguientes respuestas:

- “Es una relación de masa entre los elementos químicos”.
- “Proporciones de masa entre los elementos químicos”.
- “Son mediciones entre reactivos que se mezclan”.

El docente continúa mencionando sobre el origen griego y las tres raíces etimológicas de la palabra estequiometría, resaltando algunos filósofos que han realizados grandes aportes sobre diversos conceptos, los cuales se mantienen en la actualidad. De igual manera, especificó que la estequiometría “está relacionada con la medición de algunos atributos que tiene la materia” sin embargo, en la época de los griegos solamente se hablaba de “naturaleza”. Además, recalcó el pensamiento de los hindúes “Todo venía de algo y nada surgía de la nada”, lo cual dio paso para que Parménides y Empédocles nombraran los cuatros elementos de la naturaleza (Tierra, aire,

fuego, agua), contradiciendo lo anterior, Demócrito y Leucipo plantearon que la naturaleza está hecha de pequeñas partículas indivisibles llamadas “átomos”.

Después de este recuento histórico, se procedió a definir la estequiometría, teniendo en cuenta las raíces griegas que posee y retomando las respuestas de las estudiantes mencionadas anteriormente, siendo esta: “Medida Química de los Elementos”. El docente continuó explicando lo siguiente: Paracelso fue un filósofo suizo que reunió los criterios de los hindúes y de los antiguos griegos para fundar la alquimia y luego de hacer varios experimentos, expresó que “Todo objeto que era sometido al fuego liberaba “Flogisto”. En este sentido, Lavoisier contradujo la teoría del flogisto al enunciar la ley de conservación de la masa, es decir, que la masa se conserva permanentemente. Posterior a esto, el comienzo de la estequiometría se dio con Wenzel, quien decía que “existían una relación de proporcionalidad entre ácidos y bases necesarios para obtener determinadas sales”. Sin embargo, fue Jeremías Richter quien acuñó el concepto de Estequiometría en 1780.

Por último, el docente se despidió deseando un feliz día a los estudiantes y agradeció por la asistencia a la clase.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, la participación fue muy baja ya que escasamente respondieron tres estudiantes cuando se realizó la pregunta “¿Qué entiendes por estequiometría?”. Cabe resaltar, que en toda la clase predominó la intervención del docente y no se presentaron dudas e inquietudes en el transcurso de la clase.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Esta clase se desarrolló en un medio virtual, por lo tanto, no se tuvo una interacción activa entre docente-estudiante evidenciándose dificultades de asistencia puesto que se conectaron muy pocos estudiantes al encuentro sincrónico, posiblemente debido a problemas de conexión a internet o falta de compromiso por parte de ellos. De igual forma, para el docente es complicado indagar sobre los saberes previos o si tienen claridad respecto al tema, ya que los estudiantes no muestran el mínimo interés por responder a los cuestionamientos ni tampoco para realizar preguntas, quizás por miedo a equivocarse o porque creen que son “muy tontas”. Es por ello, que para el docente conseguir información optó por preguntar en repetidas ocasiones de forma explícita a

ciertos estudiantes en particular, evidenciándose que algunos presentan bases conceptuales poco sólidas en cuanto al concepto de reacción química y estequiometría.

**Conclusión de lo observado.** Los estudiantes tienen una noción adecuada sobre el concepto de estequiometría, ya que mencionaron palabras claves como “relaciones, proporciones y medidas de elementos químicos”. Sin embargo, es importante mencionar que tienen una concepción errónea sobre las reacciones químicas ya que expresaron que los reactivos se mezclan, cuando en realidad se combinan para producir un nuevo compuesto, además solo respondieron que “la estequiometría es la relación y proporción de masa entre los elementos químicos” no reconociendo que también es en moles, puesto que es una unidad de medida utilizada en la química, por consiguiente, al docente le faltó precisar en este aspecto, pero aun así realizó un abordaje correcto y preciso de la historia y epistemología del concepto estequiometría resaltando personajes importantes que aportaron para el surgimiento de este.

### **7.3.2 Primera clase grupo Química General 02**

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 31/01/2022

Hora: 11:00 am /12:00 pm

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, se llevó a cabo la presentación de las investigadoras, en donde se explicó en que consiste la investigación que se está realizando. Posteriormente, el docente titular menciona que el concepto Estequiometría posee tres raíces griegas y Luego plantea la siguiente pregunta a los estudiantes ¿Qué entienden por estequiometría? Obteniendo las siguientes respuestas:

- “Cálculo o medida de masa de los elementos de una reacción química”.
- “Ciencia de las proporciones cuantitativas de los elementos químicos”.

El docente profundizó sobre el origen griego, resaltando algunos filósofos que han realizados grandes aportes sobre diversos conceptos, los cuales se mantienen en la actualidad como, por ejemplo, Euclides, Aristóteles, Sócrates, Platón, Tales quienes son llamados los sabios de la antigüedad.

En épocas más antiguas, debido al pensamiento de los hindúes el cual era “Todo venía de algo y nada surgía de la nada”, Parménides y Empédocles mencionaron que la naturaleza estaba constituida por cuatro elementos (tierra, aire, fuego y agua). Seguido de esto y contradiciendo lo

dicho por los antiguos griegos, Demócrito y Leucipo plantearon que la naturaleza está hecha de pequeñas partículas indivisibles llamadas “átomos”.

Después de este recuento histórico, el docente para profundizar sobre las raíces griegas de la química le realizó a una estudiante la siguiente pregunta ¿Qué se entiende por Stereo?, recabando la siguiente respuesta:

- “Es algo para mirar, ya que la palabra está relacionada con un tipo de microscopio”.

Posterior a esto, el docente precisó que en química Stereo está relacionado con los reactivos y productos. Sin embargo, en siglos atrás el filósofo Paracelso quien retomó los pensamientos de los antiguos griegos, mencionó que “Todo objeto que era sometido al fuego liberaba “Flogisto” y con este planteamiento nació la alquimia. En este sentido, Lavoisier enunció la ley de conservación de la masa, es decir, que la masa se conserva permanentemente. Después, tenemos que el comienzo de la estequiometría se dio con Wenzel, quien decía que “existían una relación de proporcionalidad entre ácidos y bases necesarios para obtener determinadas sales”, pero fue Jeremías Richter quien acuñó el concepto de Estequiometría en 1780.

Por último, el docente preguntó si hay alguna duda o inquietud sobre la temática y se despidió deseando un feliz día a los estudiantes y agradeció por la asistencia a la clase.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, es un grupo de pocos estudiantes, por tanto, la participación fue muy baja ya que escasamente respondieron tres estudiantes cuando se realizaron las dos preguntas “¿Qué entiendes por estequiometría? ¿Qué se entiende por Stereo?”. Cabe resaltar, que en toda la clase predominó la intervención del docente y no se presentaron dudas e inquietudes en el transcurso de ella.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** En esta clase al igual que la anterior, se tuvo muy poca asistencia y participación de los estudiantes demostrando que la virtualidad de cierta forma no permite una interacción directa del docente con el estudiante, donde se expresen ideas e inquietudes. Por tal motivo, en su gran mayoría los estudiantes permanecieron callados invadiendo la sala un silencio profundo, como si estuviera presente solo el docente. Sin embargo, a pesar de esto y utilizando preguntas específicas se logró

constatar que los estudiantes presentan algunos vacíos conceptuales, como por ejemplo no reconocer a un mol como unidad de medida y desconocer los orígenes de la estequiometría, siendo conceptos que quizás se pueden abordar desde la educación media para facilitar su comprensión en la educación superior.

**Conclusión de lo observado.** Cuando un estudiante expresó que la estequiometría es “proporciones cuantitativas de los elementos químicos”, se puede decir que tuvo un alto grado de aproximación para definir el concepto. Sin embargo, cuando mencionaron que es el “cálculo o medida de masa de los elementos de una reacción química”, no están reconociendo al mol o al Número de Avogadro, como unidades de medida, los cuales son utilizadas en la estequiometría para determinar la cantidad de sustancia y de partículas. Por otra parte, se evidenció que los estudiantes tienen ciertas falencias sobre el origen de este concepto, ya que no tienen conocimiento sobre sus raíces griegas, al relacionar Stereo con un microscopio, por tanto, es fundamental que desde la educación media se realice un abordaje desde la historia para facilitar su comprensión. Por último, el docente explicó de forma concreta y precisa la epistemología del concepto resaltando personajes importantes que aportaron para el surgimiento de este.

### **7.3.3 Segunda clase grupo Química General 01**

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 02/02/2022

Hora: 8:00 am /10:00 am

**Relato de los hechos en orden cronológico.** El docente inicia la clase con un elocuente saludo, luego retoma aspectos de la reseña histórica acerca del concepto estequiometría abordados en la clase anterior, además menciona datos importantes desde el periodo neolítico cuando el hombre al conocer el hierro empezó a utilizarlo para la elaboración de joyas y adornos de armas, siendo estos los primeros avances para llegar a la edad del bronce, donde se dieron cuenta que elaborar armas a base de metales eran más efectivas que de piedra, aunque en aquella época nadie sabía acerca de la química ni mucho menos de las proporciones en las que se debían unir el cobre con el estaño (entre otros metales), para elaborar materiales más duros en la creación de armamento. Estos fueron los primeros indicios de la estequiometría, aunque aún no se conocía. Luego, el docente aborda de nuevo la concepción de Lavoisier frente a la conservación de la masa explicando que fueron muchos siglos los que tuvieron que pasar para

llegar allí, y que fue Richter en la misma época de Lavoisier, es decir, alrededor de la segunda mitad del siglo XVIII que acuñó el término de “estequiometría”.

El docente para adentrarse más en la explicación de la estequiometría o “medición de las reacciones químicas” pone en contexto que para que haya una reacción química deben estar involucradas sustancias químicas que por lo general están en disolución acuosa, reiterando la importancia de haber abordado la unidad de disoluciones, como también la relación entre el soluto y solvente.

Otro aspecto que menciona el docente es que para hablar de medida en la estequiometría son importante las matemáticas, haciendo alusión a que “la química es un curso de matemáticas aplicada”.

Luego el docente procede a plantear un ejercicio de multiplicación con números fraccionarios y enteros, siendo este el siguiente:

$$3 \times \frac{1}{2} \times \frac{5}{3} \times \frac{2}{7} = \frac{30}{42} = \frac{5}{7}$$

Posteriormente acudió a los estudiantes para que respondieran ¿Qué tipo de operación matemática era aquella?

A lo que una estudiante respondió: “Son multiplicaciones de números racionales”

Intrigado el docente le hace una contra pregunta ¿Por qué crees que son números racionales?

Aquella estudiante reitera que: “Son racionales porque tienen un numerador y un denominador y que el número entero tiene un número uno imaginario en el denominador”

El docente sorprendido por la respuesta da lugar a una nueva pregunta para otro estudiante: ¿para efectuar la operación de multiplicación mencionada anteriormente cómo se procede?

El segundo estudiante respondió: “los números de arriba se multiplican entre ellos y los denominadores también para luego dividir”

Posteriormente, para conocer otra respuesta pregunta a un compañero diferente reiterando la respuesta anterior, es decir que, “para resolver esa operación hay que multiplicar todos los numeradores y obtener una respuesta, luego multiplicar todos los denominadores entre sí y obtener otra respuesta, para luego sí dividir esos dos resultados”

El tercer estudiante respondió: “se debe sacar el mínimo común múltiplo”

En ese instante otra compañera lo contradice afirmando que, “no se saca el mínimo común múltiplo porque este se utiliza en suma o resta de números racionales, pero como aquí se está realizando una multiplicación, entonces sí se procede a multiplicar los numeradores entre sí al igual que los denominadores, luego por términos matemáticos se puede simplificar el fraccionario obtenido el resultado”

A lo que el docente aclara que está en lo correcto y que no se saca un mínimo común múltiplo por no tratarse de una suma o resta si de una multiplicación de fraccionarios y explica un ejemplo donde sí se hace uso de ello, como se puede evidenciar a continuación:

$$\frac{3}{8} + \frac{5}{3} = \frac{9 + 40}{34} = \frac{49}{24}$$

Luego de esto, el profesor hace una nueva pregunta, ¿Cómo se relaciona esta operación de multiplicación de fraccionarios con la estequiometría?

Tras unos segundos de silencio una estudiante menciona que “se relacionan porque en la estequiometría hay operaciones de moles con moles y gramos con gramos, donde se pueden cancelar”.

El docente le contestó que estaba en lo correcto y afirmó que: “si no se sabe plantear una operación en donde involucre operaciones de fraccionarios no se va a poder resolver un ejercicio de estequiometría”

Además, hizo énfasis en que no solo se necesitaba de operaciones matemáticas como la multiplicación y la división en aquellos ejercicios, sino también de la resta y la suma, por ejemplo, al calcular las masas molares se suman las masas atómicas de los elementos.

Para adentrarse en ejercicios estequiométricos el docente realizó algunos factores de conversión para convertir la edad en años de uno de los estudiantes a segundos haciendo la analogía de que en química se utiliza es para calcular la cantidad de sustancia (moles), la masa (gramos), el número de partículas (número de Avogadro), entre otros.

El docente planteó un ejercicio como ejemplo, el cual consistió en la siguiente ecuación química:  $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ , expresando que es la ecuación que narra como dos reactivos reacciona para formar un producto, y que además no está balanceada, por lo que pregunta a los estudiantes ¿cómo se podría balancear por tanteo la ecuación?

Una estudiante responde: “para el amoniaco se coloca el 2 y en el hidrógeno de los reactivos el 3”

El docente asintió, pero haciendo la corrección de que aquellos son los coeficientes, y narra de nuevo un poco de la historia de cómo surgió el balanceo por el tanteo, y de que este se utiliza en ecuaciones químicas sencillas como la planteada.

Ya para entrar en la resolución de ejercicios estequiométricos el docente Luis Javier procedió a plantear el siguiente enunciado:

“Se hacen reaccionar 35,0 mL de una solución de Dicromato de Potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ) al 0.25 M con 82,0 mL de Peróxido de Hidrogeno ( $H_2O_2$ ) al 0,15 M en medio ácido a una temperatura de  $125^\circ C$  y con una presión de 550 mmHg; calcular lo siguiente si el rendimiento es del 75%”

- La masa en gramos de  $Cr_2(SO_4)_3$
- El número de moles de  $K_2SO_4$
- El número de moléculas de  $H_2O$
- volumen ocupado por el oxígeno ( $O_2$ )

Inmediatamente el profesor preguntó a los estudiantes: “¿De dónde se parte para poder resolver este ejercicio? Obteniendo la siguiente respuesta:

- “hacer reaccionar los productos”

El docente asintió, y agregó que se parte de la representación escrita de la reacción, es decir, plantar la ecuación química, por lo tanto, escribió la ecuación resultante del ejercicio planteado, siendo esta la siguiente:



Luego, mencionó que, para poder dar respuesta a los cuatro interrogantes, primero se debía balancear la ecuación, la cual ya no se puede igualar por tanteo. Donde deben estar la misma cantidad de elementos químicos tanto en reactivos como en productos haciendo alusión a la ley de conservación de la masa de Lavoisier. El método propuesto por el docente es el REDOX, siendo consciente de que se puede hacer por otros métodos los cuales solo mencionó. Posteriormente, preguntó a sus estudiantes ¿Qué es el método Redox y qué se hace para balancear ecuaciones por este método?

A lo que un estudiante respondió que: “El método de óxido-reducción es la compartición de electrones de un elemento en el último nivel de valencia”

Al mismo instante otra estudiante lo contradujo afirmando que: “eso que dice el compañero es el enlace covalente, mientras que el Redox es la ganancia y pérdida de electrones”

El docente asintió, planteó la siguiente analogía: “el método Redox es aquel que funciona al revés del bolsillo” y luego procedió a explicar en qué consiste este método, es decir, un átomo se reduce al ganar electrones y otro se oxida al perderlos, además de que estos dos procesos se dan simultáneamente.

Finalmente, el docente dio una breve conclusión de los conceptos abordados haciéndolo a modo de resumen, les agradece por la presencia y participación y se despide muy cordialmente de todos.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** Para el desarrollo de esta sesión de clase, al igual que en las anteriores los estudiantes no encendieron la cámara, por lo tanto no fue posible evidenciar sus gestos o atención a la misma, cabe mencionar, que la participación por parte de ellos fue baja donde de 3 a 4 estudiantes que realizaban las intervenciones solo lo hacían cuando se formulaban los interrogantes por parte del docente que les inducía a responder, teniendo en cuenta también que tan solo 7 se encontraban en la sala, sin embargo, predominó en la clase la intervención del docente.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Como se ha venido trabajando desde las sesiones anteriores, la clase al desarrollarse en un entorno virtual y no existir esa interacción física, hizo que afloraran problemáticas propias de la educación virtual, como una asistencia muy baja en la modalidad sincrónica durante las clases, de un grupo de 15 estudiantes menos de la mitad se conectaron a esta, eso también demuestra un desinterés por parte de los estudiantes, como posiblemente otras dificultades de su entorno. Por otro lado, se hace difícil para el docente poder conocer que tanta claridad existe en los estudiantes de los conceptos abordados durante la clase, y esto porque no tienen una iniciativa para preguntar, por el contrario, el docente en ocasiones intentaba recabar esta información de una forma muy forzada, es decir, realizaba preguntas explícitas a cada estudiante en particular en reiteradas ocasiones, dada la baja participación voluntaria; esto también se puede deber a un “miedo” a equivocarse en las respuestas que proporcionen al docente porque como se evidencia algunos de los estudiantes presentan unas bases conceptuales poco sólidas, como por ejemplo las relacionadas con operaciones matemáticas básicas (suma, resta, multiplicación y división).

**Conclusión de lo observado.** Algunos estudiantes presentan dificultad en cuanto al desarrollo de operaciones matemáticas fundamentales, como lo fue para el caso de resolver una

multiplicación con números fraccionarios al decir que este se resuelve utilizando “el mínimo común múltiplo”, haciéndose evidente la falta de claridad y pertinencia para el desarrollo de este tipo de operaciones de acuerdo a las respuestas proporcionadas por los estudiantes, sin embargo, reconocieron y relacionaron el papel que juega las operaciones con fraccionarios en el desarrollo de ejercicios estequiométricos. Por otra parte, al abordar el concepto del Redox (Óxido-reducción), algunos estudiantes presentan una falencia en la definición de éste asociándolo con “compartición de electrones” y no identifican que es la “pérdida o ganancia de ellos”. Cabe mencionar, que el docente resaltó en todo momento la transversalidad de la química con las matemáticas para el desarrollo de ejercicios estequiométricos y para ello realizó un abordaje desde la historia retomando a personajes importantes como Richter y Lavoisier con la ley de la conservación de la masa.

#### **7.3.4 Segunda clase grupo Química General 02**

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 03/02/2022

Hora: 2:00 pm /4:00 pm

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, el docente dio una calurosa bienvenida a los estudiantes y empezó la clase reiterando que Benjamín Jeremías Richter fue quien acuñó el concepto de estequiometría. Posteriormente, mencionó que hay varios métodos de balanceo de ecuaciones como el algebraico, ion-electrón entre otros y luego planteó el siguiente ejercicio estequiométrico:

“Calcular el volumen de disolución Dicromato de Potasio ( $K_2Cr_2O_7$ ) 0.1 M y Ácido Clorhídrico (HCl) 1.4 M necesarios para preparar 5.6 L de Cloro ( $Cl_2$ ) a  $130.0\text{ }^\circ\text{C}$  y  $1640.0\text{ mm Hg}$ . La síntesis se realiza con un rendimiento del 70 %”.

Una estudiante presentó una inquietud, la cual se enuncia a continuación:

“Se haría el mismo procedimiento cuando en el enunciado diga calcular la masa en gramos”.

A lo que el docente respondió: La estequiometría es la medida de las reacciones químicas, por tanto, los reactivos y productos se pueden medir como cantidad de sustancia (Moles), masa (Gramos), número de partículas (Número de Avogadro), es decir, que en los ejercicios estequiométricos se puede pedir calcular cantidad de sustancia, masa o número de partículas, los cuales están íntimamente relacionados.

Después, procedió a escribir fraccionarios y un número entero, los cuales estaban multiplicando entre sí como se muestra en el siguiente ejemplo:

$$2 \times \frac{2}{3} \times \frac{1}{4} \times \frac{3}{2} = \frac{12}{24} = \frac{1}{2} \text{ o } 0.5$$

Al respecto preguntó a una estudiante: ¿Cuál es el tipo de operación matemática? Y obtuvo la siguiente respuesta:

- “Son fracciones que se pueden agrupar y se multiplican”.

Posteriormente realizó una contra pregunta: ¿Cuánto da esta operación?

Empezando la multiplicación con los numeradores la respuesta que dio la estudiante fue “14”, por lo que el docente hizo una corrección ya que era 12, luego con el denominador acertó porque dijo “24”, en consecuencia, el resultado fue  $\frac{12}{24}$ . Seguido de esto, volvió a preguntar “¿Cuál es la doceava parte de  $\frac{12}{24}$ ?”

A lo que la estudiante afirmó: “no sé”, por consiguiente, con rostro de preocupación el profesor mencionó que es  $\frac{1}{2}$  y en decimales es igual a 0.5. Con base en esto, explicó que para solucionar un ejercicio estequiométrico se necesitan factores de conversión (Equivalencias), los cuales ya se encuentran estipulados, por tanto, planteó nuevamente una pregunta a la estudiante: “En un mol de cualquier sustancia ¿Cuántas moléculas hay?”

Respondiendo lo siguiente: - “En un mol hay la misma cantidad de moléculas”. Y con ayuda del docente complementó: - “ $6.022 \times 10^{23}$ ”.

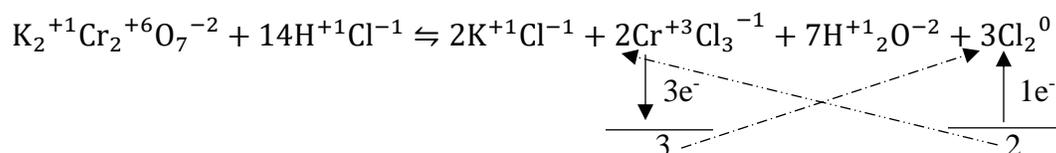
Posteriormente, el docente resaltó que la molaridad es una equivalencia del sistema internacional de medidas definido por la IUPAC y continuando con el ejercicio planteado anteriormente, escribió la ecuación química que representa la reacción del Dicromato de Potasio con ácido clorhídrico y luego preguntó: ¿Qué es reducción?

Una estudiante responde: - “Reducir, minimizar”

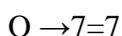
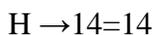
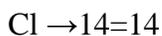
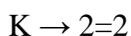
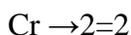
El profesor profundizó, explicando que reducción en química es ganancia de electrones (Carga negativa) y una molécula o átomo al reducirse se convierte en el agente oxidante. Por otra parte, la oxidación es cuando hay pérdida de electrones (Carga positiva) y la molécula o átomo que se oxida es el agente reductor. De igual forma, precisó algunos aspectos importantes que se deben tener en cuenta para balancear la ecuación química del ejercicio enunciado por el método

Redox como, por ejemplo, la asignación de los números de estado de oxidación para cada elemento químico y preguntó: “En los reactivos ¿Cuál es el número de estado de oxidación del Cromo?”

Un silencio profundo llegó a la sala de Meet, por lo que el docente tuvo que realizar una nueva explicación asociándola con la vida cotidiana y de esta forma una estudiante respondió que era “6”. Después, realizó detalladamente el balanceo de la ecuación desde los productos a los reactivos, como se muestra a continuación:



Luego, se realizó el respectivo inventario:



Por último, el docente preguntó si tenían dudas y nadie respondió, por lo que se despidió deseando un feliz día a todos los estudiantes presentes y agradeció por la asistencia a la clase.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, la participación fue muy baja ya que escasamente respondieron dos estudiantes cuando se realizó las diferentes preguntas, por consiguiente, en toda la clase predominó la intervención del docente.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Como se ha mencionado con anterioridad, las clases se han desarrollado virtualmente y esta no es la excepción, donde con un grupo compuesto por 10 estudiantes, menos de la mitad se conectaron a la sesión sincrónica; además su participación es mínima, ya que responden forzosamente a las preguntas que realiza el docente. Solo una estudiante presentó una inquietud espontánea en el transcurso del encuentro, por lo tanto, surge la duda si, ¿los otros estudiantes estarán en la clase? Se conoce que la virtualidad se presta demasiado para la distracción, pues quizás algunos

estudiantes están pendientes del celular o de las redes sociales y no propiamente de la clase. En este sentido, el docente logró recabar información evidenciándose que referente a las matemáticas tienen dificultades en la multiplicación y división. De igual forma, existen algunos vacíos conceptuales con respecto a la oxidación, reducción y el número de Avogadro.

**Conclusión de lo observado.** Teniendo en cuenta que la química es un área transversal, es decir, que se puede abordar desde las matemáticas o la Biología etc., por tanto, se evidenció que los estudiantes presentaron dificultades en realizar operaciones como la multiplicación y división. De igual forma, no reconocen claramente que en un mol de un compuesto hay la  $6.022 \times 10^{23}$  moléculas (número de Avogadro). Por otra parte, asocian el concepto de reducción con la cotidianidad y no específicamente en el contexto de la química siendo este el de mayor grado de dificultad, además, no tienen la habilidad para calcular los números de oxidación que posee cada elemento perteneciente a un compuesto químico.

### ***7.3.5 Tercera clase grupos Química General 01 y 02: Laboratorio gravimetría***

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 04/02/2022

Hora: 2:00 pm /4:00 pm

**Relato de los hechos en orden cronológico.** El docente inició la clase con un cálido saludo a todos los integrantes de la sala, luego retomó aspectos abordados en la sesión anterior y explicó como estaba distribuidos los ejercicios estequiométricos asignados para cada estudiante los cuales se encontraban en su documento de “apuntes de química” un material de apoyo que compartió con anterioridad.

Posteriormente explicó cómo debían resolver los ejercicios con uno ejemplo ya resuelto en sus anotaciones, además, indicó cuales son las relaciones estequiométricas en moles, moléculas (número de Avogadro) y masa en gramos, los cuales deben tener en cuenta para la posterior resolución, además como hallar porcentajes, como en el caso de la composición centesimal.

Una vez dadas esas recomendaciones por parte del docente, se procedió a realizar el laboratorio virtual donde se desarrolló una guía basada en un simulador que consistió en la determinación de cloruros por la técnica de gravimetría. Esta explicación fue liderada por la monitora del docente, quien pidió a los estudiantes leer la guía para ir realizándola simultáneamente con “ChemLab”.

La monitora con ayuda del docente procedió a realizar paso a paso la práctica, proyectando de igual forma un video complementario donde se llevaba a cabo el proceso. Posteriormente, el docente explicó la ecuación que da origen a esa reacción, resaltando que por medio de la práctica virtual se debe encontrar el elemento X del cloruro respectivo al cual se le determina la masa.

El docente pregunta que, si tienen dudas o inquietudes respecto a la práctica, a lo que una estudiante hizo un cuestionamiento acerca del manejo del simulador, manifiesta que “no encuentra los reactivos que necesita para que se efectúe la reacción”

Por lo que el docente vuelve a explicar cómo activar el simulador para el caso del análisis gravimétrico de cloruros.

Finalmente, el docente cede el tiempo restante para que los estudiantes realizaran el procedimiento y al no resultar más cuestionamientos se da por terminada la sección.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En la sesión de laboratorio, los estudiantes de nuevo no encienden sus cámaras por lo tanto es imposible observar sus gestos o emociones mientras se lleva a cabo la práctica, en cuanto a la participación vuelve a ser baja, la mayoría de los y las estudiantes permanecieron en silencio durante la explicación de esta, excepto por una estudiante que intervino para manifestar que presentaba inconvenientes con el manejo del simulador.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Al realizar prácticas de laboratorio con simuladores estas presentan tanto ventajas como dificultades en los estudiantes, en cuanto a las ventajas se observó que todos los datos son proporcionados por los simuladores y en la mayoría de las ocasiones con resultados, esto facilita al estudiante el desarrollo de la misma; siendo ésta la situación para la determinación de cloruros por la técnica de gravimetría. Sin embargo, también se evidenció que los estudiantes quedan con vacíos conceptuales siendo una dificultad no preguntar al docente en el momento que realiza la explicación, y no manifestar inquietudes, por lo que el profesor asume que se ha entendido. De igual forma, se evidencia la poca participación en asistencia a el laboratorio sincrónico, donde expresan la falta de una práctica presencial para interactuar en físico con los instrumentos de laboratorio y demás elementos que complementan la formación. Otra de las grandes desventajas es que los estudiantes pierden esa capacidad de poder experimentar por ellos mismos y obtener sus propios resultados.

**Conclusión de lo observado.** El abordaje de las relaciones estequiométricas por parte del docente fue muy claro, utilizó diferentes recursos y compartió varios ejercicios para que los estudiantes los panguen en práctica de acuerdo con lo trabajado en clase. Por otro lado, los laboratorios virtuales son un buen recurso didáctico complementario en la educación virtual, sin embargo, los estudiantes manifestaron la falta de una práctica presencial, esto también afectó considerablemente la poca participación y asistencia de ellos a la misma. Algunos estudiantes presentaron dificultades frente al manejo del simulador. Por último, los estudiantes tuvieron dificultad para determinar cuál era el elemento desconocido en el cloruro por la técnica de gravimetría a través de las relaciones estequiométricas que establecieron, no realizando un análisis matemático que evidenciara la composición centesimal para determinar el porcentaje en masa del elemento, siendo en este caso el sodio. De igual forma, no interpretan el contexto de la reacción para la resolución del ejercicio, lo que en algunos estudiantes los llevo a plantear la ecuación de forma errónea.

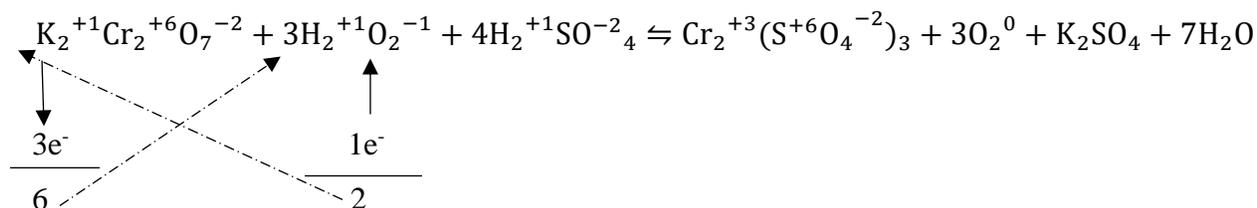
### 7.3.6 Cuarta clase grupo Química General 01

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 07/02/2022

Hora: 10:00 am /11:00 am

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, el docente saludó a los estudiantes y empezó la clase retomando el ejercicio estequiométrico de la clase anterior, mencionando que habían realizado el balanceo de la ecuación por el método de Redox y el inventario, como se evidencia a continuación:



Comprobación:

K → 2=2

Cr → 2=2

O → 29=29

H → 14=14

S → 4=4

A su vez elaboraron una tabla con los moles, moléculas y masa de cada compuesto químico que intervino en la reacción y de esta forma se comprobó la ley de conservación de la masa de Lavoisier, tal como se evidencia en la tabla 7.7.



**Tabla 7.7.**

*Relaciones Estequiométricas. Fuente propia*

	Reactivos			Productos			
	K <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>	H <sub>2</sub> O <sub>2</sub>	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Cr <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>	O <sub>2</sub>	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	H <sub>2</sub> O
Moles	1	3	4	1	3	1	7
Moléculas	6.023x10 <sup>23</sup>	1.806x10 <sup>24</sup>	2.409x10 <sup>24</sup>	6.023x10 <sup>24</sup>	1.806x10 <sup>24</sup>	6.023x10 <sup>23</sup>	4.216x10 <sup>24</sup>
Masa(g)	294,1818	102,04104	392,30672	392,1752	95,994	174,2576	126.10276
Total		788,52956			788,52956		

El ejercicio fue el siguiente:

“Se hace reaccionar 35.0 ml de Dicromato de Potasio (K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>) al 0.25 M con 82.0 de agua oxigenada (H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>) al 0.15 M, con temperatura de 125 °C y la presión es de 550 mm Hg. Calcular: Masa en gramos de Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, moles de K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, número de moléculas de H<sub>2</sub>O y Volumen de O<sub>2</sub>, teniendo en cuenta que el rendimiento es del 75%”.

Posteriormente, escribió la ecuación de estado para los gases ideales: PV = nRT la cual proviene del principio de Avogadro (Un mol de cualquier gas, a una 1 atm de presión y temperatura de 273.15 °K ocupa un volumen de 22.4 L). Luego, le planteó a un estudiante la siguiente pregunta: “¿Cómo se despeja “n” de la anterior ecuación?”

A lo que el estudiante respondió: - “Me corchó profe”.

Otra estudiante opinó lo siguiente: - “Queda  $n = \frac{PV}{RT}$ ”.

El docente afirmó que está bien despejado, y realizó otra pregunta: “¿Cómo despejo a R?, por lo que un estudiante respondió: - “ $R = \frac{PV}{nT}$ ”.

Luego, se reemplazó los respectivos valores en la ecuación que despejó el estudiante y resolviendo se halló la constante universal de los gases “R”, que es igual a  $0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{Mol } ^\circ\text{K}}$ . Cabe resaltar, que para la solución del ejercicio se debe llevar a cabo una conversión de la temperatura (grado Celsius a Kelvin) e igualmente para la presión (milímetros de Mercurio a atmósferas).

Seguido de esto, se procedió a calcular el reactivo límite empezando por el Dicromato de potasio y preguntó a una estudiante lo siguiente: “¿en un factor de conversión que es lo primero

que se escribe?, no obtuvo ninguna respuesta. Pasado los minutos, otra estudiante dijo: - “Mililitros”.

El docente precisó que en este ejercicio era los mililitros, pero que siempre los factores de conversión iniciaban con el dato conocido, posteriormente desarrollando el factor de conversión preguntó: “¿Cómo paso de Dicromato de Potasio a agua oxigenada?”. Los estudiantes no dieron una respuesta concreta al respecto, por tanto, se tuvo que escribir nuevamente la ecuación balanceada de dicha reacción y con ayuda del profesor se resolvió de la siguiente forma:

$$35.0 \text{ ml K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 * \frac{0.25 \text{ moles K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{100.0 \text{ ml K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} * \frac{3 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} * \frac{100.0 \text{ ml H}_2\text{O}_2}{0.15 \text{ moles H}_2\text{O}_2} \\ = 175.0 \text{ ml de H}_2\text{O}_2$$

Con el resultado obteniendo, el cual fue 175.0 ml de H<sub>2</sub>O<sub>2</sub> hizo el siguiente análisis: “Para 35.0 ml de Dicromato de Potasio al 0.25 M se requieren 175.0 ml de agua oxigenada al 0.15 M. Sin embargo, de agua oxigenada me dieron 85.0 ml al 0.15 M, entonces ¿Cuál de los dos reactivos se acaba primero?”.

Una estudiante respondió: - “El Dicromato de Potasio”.

Después, intervino otro estudiante mencionando que se acaba primero el agua oxigenada, por consiguiente, el profesor afirmó que estaba en lo correcto.

Para confirmar que el reactivo límite es el agua oxigenada, el docente realizó el mismo procedimiento con los factores de conversión, pero esta vez empezó con mililitros de agua oxigenada y finalizó con mililitros de Dicromato de Potasio, determinando que para este se necesitaba 16.7 ml, pero según el ejercicio se utilizó 35.0 ml K<sub>2</sub>Cr<sub>2</sub>O<sub>7</sub>, por lo que se concluyó que el reactivo límite es el agua oxigenada.

Luego de calculado el reactivo límite, se procedió a responder la primera pregunta del ejercicio, que consistía en hallar la Masa en gramos de Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>, para ello el factor de conversión se empezó con los mililitros del reactivo límite (Agua oxigenada) y al final se multiplicó por el rendimiento que es de 75%, como se muestra a continuación:

$$82.0 \text{ ml H}_2\text{O}_2 * \frac{0.15 \text{ moles H}_2\text{O}_2}{100.0 \text{ ml H}_2\text{O}_2} * \frac{392.1728 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3}{3 \text{ moles H}_2\text{O}_2} * 0.75 \\ = 1.20593 \text{ g Cr}_2(\text{SO}_4)_3$$

Por último, el docente agradeció por la asistencia a la clase y les deseó un feliz resto de día.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los

estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, la participación fue muy baja cuando se realizó las diferentes preguntas, por tanto, se tuvo que reiterar los interrogantes formulados, siendo de esta forma predominante en la clase la intervención del docente.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Este encuentro sincrónico no tuvo un mayor número de participación y asistencia, puesto que los estudiantes no manifestaron inquietudes respecto al tema. Sin embargo, con las preguntas realizadas por el docente se evidenció que algunos estudiantes tienen serias dificultades en las matemáticas respecto a despejar ecuaciones y realizar factores de conversión. Además, sabemos que en la química se necesita interpretar resultados, por lo que en los estudiantes falta desarrollar esa capacidad de análisis.

**Conclusión de lo observado.** Los estudiantes tienen dificultades con el despeje de expresiones matemáticas y en la realización de los factores de conversión, ya que en estos últimos no establecen adecuadamente las proporciones en moles entre compuestos de una reacción química y poca capacidad de análisis para determinar el reactivo límite convirtiéndose en un concepto de alta dificultad. Por otra parte, la explicación del docente fue clara y concisa, corrigiendo estas falencias que presentaron los estudiantes.

### **7.3.7 Cuarta clase grupo Química General 02**

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 07/02/2022

Hora: 11:00 am /12:00 pm

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, el docente saludó amablemente a los estudiantes y empezó la clase retomando el ejercicio estequiométrico de la clase anterior, mencionando que habían realizado el balanceo de la ecuación por el método de Redox y a su vez elaboraron una tabla con los moles, moléculas y masa de cada compuesto químicos que intervinieron en la reacción y de esta forma se comprobó la ley de conservación de la masa enunciada por Lavoisier. El ejercicio se enuncia a continuación:

“Para preparar 5.6 L de Cloro ( $\text{Cl}_2$ ) a una temperatura de  $130\text{ }^\circ\text{C}$  y presión de 1640.0 mm Hg, calcular el volumen que se requiere de disolución de Dicromato de Potasio ( $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ ) al 0.1 M y Ácido Clorhídrico ( $\text{HCl}$ ) al 1.4 M”.

Posteriormente, escribió la ecuación de estado para los gases ideales:  $PV = nRT$  la cual proviene del principio de Avogadro (Un mol de cualquier gas, a una 1 atm de presión y temperatura de 273.15 °K ocupa un volumen de 22.4 L). Luego, planteó la siguiente pregunta: “¿Cómo se despeja “R” de la anterior ecuación?”

Una estudiante respondió: - “Queda  $R = \frac{nT}{PV}$ ”.

El docente afirmó que está mal despejado, por lo que realizó la corrección de esta forma: “ $R = \frac{PV}{nT}$ ”.

Luego, reemplazó valores en la ecuación que despejó y resolviendo se halló la constante universal de los gases “R”, que es igual a  $0.082 \frac{\text{atm L}}{\text{Mol } ^\circ\text{K}}$ . Cabe resaltar, que para la solución de este ejercicio se debe llevar a cabo una conversión de la temperatura (grado Celsius a Kelvin) e igualmente para la presión (milímetros de Mercurio a atmósferas).

Seguido de esto, se procedió a calcular el número de moles “n” de Cloro ( $\text{Cl}_2$ ) de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, en donde planteó la siguiente pregunta: “¿Cómo se despeja “n” de la ecuación?”

Una estudiante respondió lo siguiente: - “Queda:  $n = \frac{PV}{RT}$ ”.

El docente mencionó que está bien despejado y reemplazó los respectivos valores, dando como resultado 0.3642 moles de  $\text{Cl}_2$ . Después, con los factores de conversión se calculó el volumen de Dicromato de potasio de la siguiente forma:

$$0.3642 \text{ moles } \text{Cl}_2 * \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{3 \text{ moles } \text{Cl}_2} * \frac{1.0 \text{ L } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{0.1 \text{ moles } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 1.214 \text{ L } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ al } 0.1\text{M}$$

Por último, el docente preguntó si hay dudas o inquietudes y luego se despidió agradeciendo por la asistencia a la clase.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, la participación fue muy baja ya que escasamente respondieron dos estudiantes cuando se realizó las diferentes preguntas, por consiguiente, en toda la clase predominó la intervención del docente.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** En esta clase predominó la intervención del docente, por lo tanto, se puede hablar de un desinterés por parte de

los estudiantes en el desarrollo de la clase, confirmando una vez más que los encuentros virtuales no han sido una estrategia factible para el desarrollo de las clases. Además, los estudiantes al no manifestar dudas respecto a la temática ocasionan que el docente asuma que se ha entendido, cuando en realidad pueden quedar algunos interrogantes sin resolver.

**Conclusión de lo observado.** Los estudiantes presentaron dificultades a nivel de matemáticas básicas como, por ejemplo, despejar la Constante “R” de ecuación de estado de los gases ideales. Dado que, el docente fue quien más habló durante el desarrollo de la clase no se lograron evidenciar más dificultades.

### 7.3.8 *Quinta clase grupo Química General 01*

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

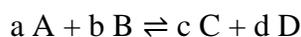
Fecha: 09/02/2022

Hora: 8:00 am /10:00 am

**Relato de los hechos en orden cronológico.** El docente inició la clase dando la bienvenida con cálido saludo a todos los integrantes de la sala, luego retomó aspectos abordados en la sesión anterior, recordando que la estequiometría tiene como objeto de estudio los cálculos inherentes a las reacciones químicas, en la cual se hace una revisión cuantitativa (proporciones) en cuanto a masa, moles y número de partículas de una reacción química.

El docente colocó un ejemplo donde menciona que “si se hacer reaccionar dos reactivos A y B y de eso se obtiene C y D, donde sus cálculos pueden estar relacionados desde los reactivos hacia los productos y viceversa, es decir, a partir de los productos saber cuántos reactivos se necesitan”.

De igual forma, reitera que de acuerdo con Lavoisier las ecuaciones deben estar balanceadas, por lo que se hacen necesarios unos coeficientes que acompañen a los compuestos y/o elementos a nivel general (representados con las letras minúsculas), también debe prevalecer un signo de igualdad representado con flechas las cuales indican que la masa se conserva aunque la identidad molecular de los reactivos cambie, es decir, que la naturaleza química de los reactivos cambia para formar nuevos productos, sin embargo los átomos serán siempre los mismos. Luego de decir esto, representa el anterior ejercicio con la siguiente formula:



Posterior a eso, dado a una pregunta que resulta de una estudiante sobre los apuntes de química proporcionados por el docente, donde manifestó que encontró falencias en algunos datos

alusivos a las masas atómicas y molares, el docente procedió a realizar la respectiva revisión y corrección para que no afectara los ejercicios propuestos a los estudiantes.

Consecuentemente, la estudiante continuó insistiendo en que al realizar el balanceo de la ecuación resultante en su respectivo ejercicio seguía sin cumplirse la conservación de la masa, por lo que el docente procedió a ayudarla en el balanceo, determinando que por tanteo (método que utilizó la estudiante) es muy difícil de “balancear” cuando se tiene una ecuación de mayor complejidad, por lo que se debe recurrir a otro tipo de métodos, como lo es por ejemplo el Redox. De igual forma, el docente se percató de algunos errores que tenía en su documento de apuntes.

Esto le permitió también al docente iniciar su explicación de balanceo de ecuaciones por el método Redox, Para ello planteó una ecuación en el tablero, siendo esta la siguiente:



Luego, recordó a los estudiantes algunos conceptos los cuales ya deberían de manejar, por ejemplo, el estado de oxidación del Oxígeno y del Hidrogeno, también su famoso dicho de “lo mío es tuyo y lo tuyo es mío” haciendo alusión al traslape que se realiza en cruz para asignar subíndices con base en el número de oxidación de los compuestos, y del mismo modo cuando se tiene un elemento en su estado fundamental o neutro obteniendo un número correspondiente a cero. Posterior a ello, con esos conceptos previos procedió a colocar todos los respectivos números de oxidación de los compuestos presentes en la reacción.

De ese modo, el docente preguntó a los estudiantes que: ¿Cuáles son los elementos que cambian su número de oxidación?

A lo que una estudiante respondió: - el Arsénico, porque en reactivos trabaja con +3 y en productos con +5.

A esto volvió a preguntar que, si el Arsénico pasa de +3 a +5 ¿gana o pierde electrones?

Otra estudiante respondió que “gana electrones”

Donde el docente insistió en ¿Por qué gana electrones?

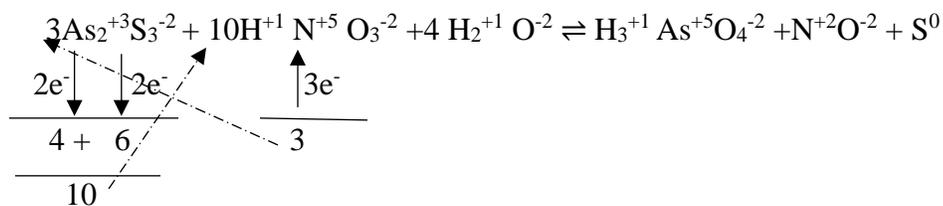
Al no responder ningún estudiante, el docente realizó una recta numérica en el tablero para ilustrar lo dicho y volvió a preguntar si se ganan o pierden electrones. A esta nueva explicación un estudiante responde que pierde 2 electrones. Al confirmarse esto, el docente realizó un nuevo cuestionamiento, ¿al perder electrones el Arsénico se oxida o se reduce?

Varios estudiantes responden que se reduce, inmediatamente el docente los corrige y explica que se oxida utilizando una analogía de que es “al revés del bolsillo” haciendo alusión de que en química sucede al revés de lo lógico, y al oxidante se convierte en el agente reductor, mientras que cuando se reduce es porque gana electrones, por tanto, se convierte en el agente oxidante. Dicho eso, el docente vuelve a preguntar con otro elemento el cual ha cambiado su número de oxidación.

Transcurrido unos segundos una estudiante menciona que el Azufre es otro elemento el cual cambio su estado de oxidación, donde afirma que “pasa de -2 a 0”.

Inmediatamente el docente le preguntó ¿es decir que se oxida o se reduce? A esto la estudiante respondió que se reducía. Intrigado el docente vuelve a pregunta ¿gana o pierde electrones el Azufre? Aquí ya la estudiante mencionó que perdía 2 electrones.

El docente asiente, y reitera que como pierde electrones se oxida; hace este ejercicio con todos los compuestos de la reacción para luego si dar paso al balanceo por Redox estableciendo los coeficientes con un traslape al que el suele llamar “lo mío es tuyo y lo tuyo es mío”, donde hizo un análisis de los reactivos hacia los productos. De este modo la ecuación balanceada resulta de la siguiente manera:



Comprobación:

$$\text{As} \rightarrow 6 = 6$$

$$\text{S} \rightarrow 9 = 9$$

$$\text{N} \rightarrow 10 = 10$$

$$\text{O} \rightarrow 18 = 18$$

$$\text{H} \rightarrow 34 = 34$$

Luego de balancear la ecuación de la anterior forma, hizo otro análisis por este método desde los productos hacia los reactivos para explicarles a los estudiantes que en ocasiones si una ecuación no se puede balancear desde una perspectiva se tiene que ver de otra forma, es decir, que se debe hacer un análisis de ida y de regreso para asegurarse de que la ecuación ha quedado

balanceada correctamente, pero desde luego afirmó que solo se escoge un camino el cual sea el más adecuado.

Posteriormente, el profesor Luis Javier planteó otra ecuación para balancearla por el mismo método Redox, pero esta vez con un grado de complejidad mayor, dado a que se tenían 3 reactivos y 5 productos, estableció los números de oxidación, y dedujo la ganancia y pérdida de electrones haciendo el análisis desde los reactivos hacia los productos e igualmente hizo el traslape de los coeficientes en los reactivos, luego si procedió a realizar el resto del balanceo por tanteo, para rectificar si este había quedado bien hecho el docente sugirió realizar un inventario el cual consistió en hacer una lista de todos los elementos presentes tanto en los productos como en los reactivo, los cuales deben ser iguales en ambas partes, sin importar la identidad química de los compuestos o moléculas que hacen parte de la reacción.

El docente realizó otra consideración, que al realizar un balance en ocasiones también se pueden simplificar los coeficientes para que no quede un números o expresiones muy grandes los moles en la reacción. En ese momento el profesor abrió el espacio para dudas y preguntas, en el cual una estudiante preguntó que, si dicha simplificación se hacía antes o solo al final del balanceo, a lo que el profesor responde que en ocasiones se puede hacer al principio siempre y cuando se tenga la certeza que dichos coeficientes sean números enteros.

Dicho esto, el docente mencionó que si por el método Redox no encuentran solución al problema también existen otra clase de métodos, y realizó una breve explicación del método algebraico con el ejercicio propuesto a una de las estudiantes, haciendo énfasis en que se resuelve por sistemas de ecuaciones con una ecuación clave, y que esta tenga dos incógnitas.

Finalmente, el docente se despide de los estudiantes y culminando la clase en ese momento dado a que se terminó el tiempo de la sección.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** Para esta sesión de clase, al igual que en las anteriores los estudiantes no encienden sus cámaras por consiguiente no se puede visualizar sus gestos o expresión de emociones. Por otro lado, la participación la mantuvieron los mismos chiscos durante todo el desarrollo de esta, por lo que se podría considerar como baja, cabe resaltar que era el docente que siempre inducía a que los estudiantes a que respondieran, con la excepción de una estudiante que si cuestionó al docente al manifestarle que se presentaban algunos errores en los datos proporcionados por él.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Esta clase presentó un mayor interés por parte de algunos estudiantes al tomar la iniciativa de preguntar al docente si habrían errores con los datos que él les había proporcionado, ya que al momento de desarrollar los ejercicios sus resultados no eran los esperados, el docente identificó las falencias que se encontraban en las masas molares de su archivo Excel y las corrigió, esto permitió que se hiciera una reflexión en torno a que siempre se deben rectificar todos los datos antes de la resolución de un problema porque pueden presentarse “errores humanos” que alteren los resultados. En cuando a la temática abordada de balanceo de ecuaciones utilizando el método redox, el docente para explicarlo recurrió a la forma más sencilla donde paso a paso y detalladamente fue describiendo como se balanceaban las ecuaciones químicas por este método, sin embargo, aun persistía en los estudiantes esa confusión y la falta de un análisis, bases que debieron ser consolidadas desde su educación secundaria, pero no se evidencia en los estudiantes.

**Conclusión de lo observado.** El docente tuvo algunos errores en los datos proporcionados sobre masas molares a los estudiantes para la resolución de los ejercicios asignados, esto hizo que se presentara una dificultad en el desarrollo de estos, sin embargo, realizó las respectivas correcciones y aclaraciones para evitar mayor confusión. Por otro lado, los estudiantes presentaron dificultad en poder identificar en el método redox cuáles son los elementos que se oxidan y reducen, y quien se convierte en el agente oxidante y quien en el agente reductor. De igual forma, confunden el principio de la oxido-reducción al asociar que un elemento al aumentar su estado de oxidación gana electrones y que al reducirlo es el que pierde, cuando en realidad sucede lo opuesto, además, no tienen en cuenta la carga negativa de los electrones; también presentaron dificultad en el manejo de una recta numérica que incluía la suma o resta de números positivos y negativos.

### **7.3.9 Quinta clase grupo Química General 02**

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 10/02/2022

Hora: 2:00 pm /4:00 pm

**Relato de los hechos en orden cronológico.** Inicialmente, el docente saludó a los estudiantes y empezó la clase mencionando que la estequiometría es la medida de las reacciones químicas y está dirigida hacia tres cosas fundamentales: Cálculo de masa (gramos), cantidad de

sustancia (moles) y cantidad de partículas (número de Avogadro), las cuales se encuentran íntimamente relacionadas entre sí.

Después, precisó que las reacciones químicas se dan cuando dos o más reactivos se combinan y producen productos, además, recordó la ley de conservación de la masa. De igual forma, explicó que para hacer estequiometría es importante balancear las ecuaciones químicas, en donde en este curso se aprendió a balancear por el método Redox teniendo en cuenta los números de estado de oxidación, en el cual se conjuga dos acciones simultáneamente: Reducción y oxidación. Además, mencionó que, en una reacción química, existe una relación entre reactivos y productos, la cual está dada por la constante de equilibrio (K<sub>eq</sub>).

Posteriormente, planteó la siguiente ecuación química:

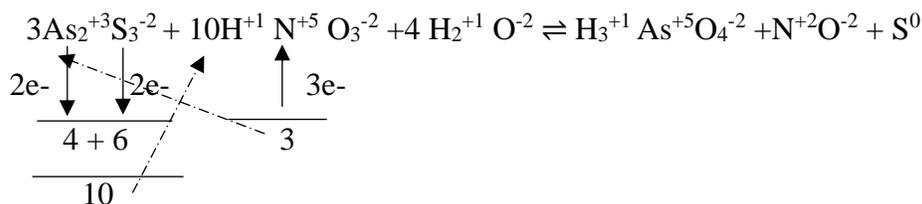


Esta ecuación representa que el Sulfuro Arsenioso reacciona con Ácido Nítrico y Agua, para producir Ácido Arsénico, Monóxido de Nitrógeno y Azufre.

Luego, procedió a asignar los números de estado de oxidación a cada elemento químico y preguntó: “¿Cuáles son los elementos químicos que cambian su número de oxidación desde los reactivos a los productos?”

Nadie respondió, por tanto, el docente comentó que es los elementos que cambian su número de oxidación desde los reactivos a los productos, son el Arsénico, Nitrógeno y Azufre, y realizó otra pregunta. “¿Si el Arsénico pasa de +3 a +5 gana o pierde electrones? Pasado los minutos un estudiante respondió: - “Gana”.

El profesor, resaltó que los electrones tienen carga negativa, por lo que corrigió y mencionó que el Arsénico en realidad pierde electrones, ya que sufre oxidación y es el agente reductor. Posteriormente, explicó que el nitrógeno al pasar de +5 a +3 gana electrones, es decir, se reduce y es el agente oxidante e igualmente hizo con el Azufre que pasa de -2 a 0, por lo que sufre pérdida de electrones y es el que se oxida, siendo el agente reductor. Después de este análisis, se balanceó la ecuación química por el método redox de la siguiente forma:



Comprobación:

$$\text{As} \rightarrow 6 = 6$$

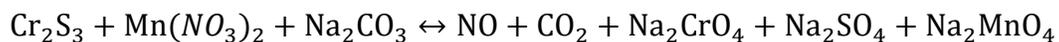
$$\text{S} \rightarrow 9 = 9$$

$$\text{N} \rightarrow 10 = 10$$

$$\text{O} \rightarrow 18 = 18$$

$$\text{H} \rightarrow 34 = 34$$

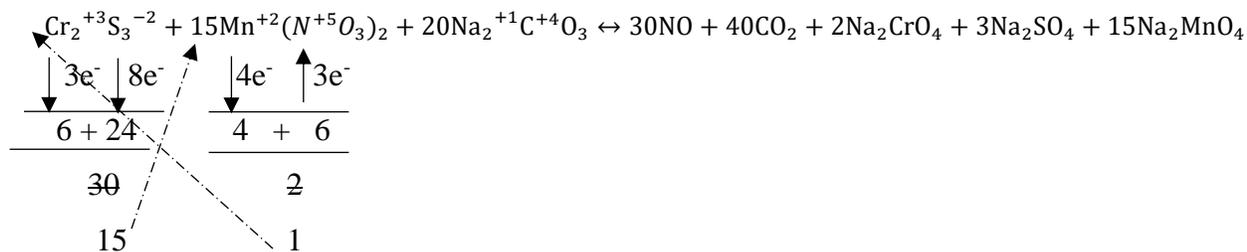
Seguido de esto, propuso la siguiente ecuación química:



Como en el ejercicio anterior, se asignó los números de estado de oxidación para cada elemento químico y el docente identificó que el Cromo pierde electrones porque pasa de +3 a +6, después preguntó: “¿Cuántos electrones pierde el azufre si pasa de -2 a +6?” obteniendo la siguiente respuesta:

- “6 electrones”.

El docente corrigió, ya que en realidad pierde 8 electrones. Luego, realizó el mismo procedimiento con el manganeso y nitrógeno. Después, balanceó la ecuación química de la siguiente forma:



Comprobación:

$$\text{Cr} \rightarrow 2 = 2$$

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

$$\text{Mn} \rightarrow 15 = 15$$

$$\text{N} \rightarrow 30 = 30$$

$$\text{Na} \rightarrow 40 = 40$$

$$\text{C} \rightarrow 40 = 40$$

$$\text{O} \rightarrow 190 = 190$$

Por último, el docente agradeció por la asistencia a la clase y les deseó un feliz resto de día.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta sección, los estudiantes no encendieron la cámara razón por la cual no se logró evidenciar sus gestos, además, la participación fue muy baja ya que escasamente respondieron dos estudiantes cuando se realizó las diferentes preguntas, por consiguiente, en toda la clase predominó la intervención del docente.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Esta clase no fue diferente a las demás, teniendo una baja asistencia y participación del estudiantado, por lo que la virtualidad no fue factible puesto que se necesita de un aprendizaje autónomo con compromiso y desafortunadamente no se mostró gran interés por esta clase de parte de los estudiantes. De igual forma, por medio de preguntas realizadas se evidenciaron algunas dificultades en cuanto al manejo de términos de oxidación y reducción.

**Conclusión de lo observado.** Los estudiantes no manejan adecuadamente la recta numérica, la cual incluye números positivos y negativos. Además de esto, se confunden con los términos de oxidación y reducción, no logrando identificar el elemento químico que pierde o gana electrones, puesto que no reconocen que estos tienen carga negativa. Por último, el docente explicó de forma sencilla para facilitar la comprensión de estos conceptos.

### ***7.3.10 Sexta clase de Química General grupos 01 y 02.***

Lugar: Clase Virtual por plataforma Meet

Fecha: 11/02/2022

Hora: 8:00 pm /10:00 am

**Relato de los hechos en orden cronológico.** El docente inició con un cálido saludo a sus estudiantes, y realizó algunos avisos generales del curso como las respectivas retroalimentaciones sobre los ejercicios asignados en los parciales. Luego retoma varios conceptos abordados en las anteriores clases para dar por cerrado el tema de Estequiometría, recordando que esta es la mediada de las reacciones química en cuanto a masa (A), cantidad de sustancia (B) y número de partículas (C), explicando que todas estas hacen alusión a un solo concepto, es decir, que A, B y C son 3 expresiones que están unidas de manera inseparable, donde colocó el siguiente ejemplo para explicar mejor:

O<sub>3</sub> tiene **A**). una masa de  $3 \times (15,994 \text{ g}) = \mathbf{B}$ ). una masa molar de  $47, 9982 \text{ g/mol} = \mathbf{C}$ ).  $6,023 \times 10^{23}$  moléculas de O<sub>3</sub>.

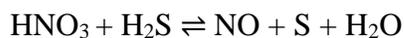
Luego el docente a modo de resumen mencionó que, la medida de los tres anteriores conceptos en una reacción química son el objeto de estudio de la estequiometría, y que para ello es necesario tener balanceada la ecuación.

De igual forma retomó los métodos de balanceo abordados en las secciones anteriores como lo fue el Redox, que se caracteriza por la ganancia y pérdida de electrones, representándolo mediante una recta numérica. Enfatizando que teniendo una ecuación balanceada se pueden realizar cálculos y establecer relaciones estequiométricas, donde nuevamente se retome a Lavoisier con su ley de conservación de la masa.

Posteriormente, explicó el último método en cuanto a la temática de estequiometría, siendo este el método de balanceo por semirreacciones moleculares, refiriéndose a que semi significa “mitades”, es decir que se plantean dos ecuaciones, donde esto implique que una sea para el agente oxidante y otra para el agente reductor, pero no necesariamente se trabajara con números de oxidación, sino que es un método donde la lógica matemática y la racionalidad debe primar. Aquí el docente explica que para poder balancear una ecuación por este método existe una clave, que consiste en lo siguiente: “por cada dos átomos de hidrogeno que sobre en alguno de los dos miembros de la reacción (sea en los reactivos o en los productos), adicione una molécula de agua en el otro miembro, lo que implica que también se debe adicionar tantos átomos de oxígeno al miembro contrario o el cualquiera de los dos que hay un exceso”.

Cabe mencionar que el docente enfatiza que, este método no tiene una percepción química, es decir, un análisis químico que implique la oxidación o la reducción, solo existen dos ecuaciones que después serán sumadas aplicando la anterior clave permitiendo que las ecuaciones sean balanceadas, convirtiéndose en un método alternativo donde no existe ecuación que se resista él.

Para poder explicarlo el docente presenta el siguiente ejercicio:



De la anterior reacción, comienza diciendo que para balancearla se realiza en tres pasos las que coloquialmente también han sido llamados “las tres patadas” los cuales son los siguientes, primero plantar la primera semirreacción, luego la segunda y finalmente se suman.

La primera semirreacción que se plantea es:

$\text{HNO}_3 \rightleftharpoons \text{NO}$  a la cual se le aplica la clave, donde por cada 2 átomos de Hidrogeno se le agrega una molécula de agua, como se observa en la reacción no hay 2 átomos de hidrogeno si no

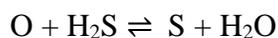
uno solo, por lo cual primero se balancean estos, y por consiguiente si se agrega la molécula y el oxígeno, quedando de la siguiente forma:



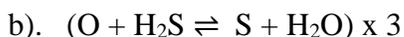
Al realizar esta semirreacción una estudiante pregunta que de donde salen los oxígenos, a lo que el docente responde que al haber agregado 2 átomos de hidrogeno en la molécula de ácido nítrico esto hace que se tengan 6 átomos de oxígeno, por lo que del otro lado de la semirreacción también deben hallarse la misma cantidad, es por ello por lo que se agregan 3 átomos de oxígeno del otro lado, que posteriormente serán eliminados.

Continuando con la segunda semirreacción, esta es la siguiente:

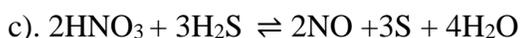
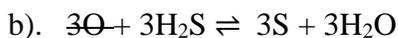
$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{S}$ , aplicando de igual forma la clave, por 2 átomos de hidrogeno se agrega una molécula de agua al miembro contrario al igual que oxígeno para igualar en ambos miembros, es así como queda de la siguiente forma:



Luego de tener estas dos semirreacciones lo que se hace es multiplicar cada una de ellas por la cantidad de oxígenos que se agregaron en la ecuación contraria para poder cancelarlos, puesto que ellos no hacen parte de la reacción original, expresado matemáticamente se representa de la siguiente manera:



Al realizarla respectiva operación los resultados se sumarán, donde los oxígenos serán cancelados, siendo la expresión final la siguiente:



La ecuación anterior denominada como c) ya se encuentra balanceada y se comprueba realizando un inventario.



Luego del docente realizar la explicación, pregunta a sus estudiantes si quedaron inquietudes o interrogantes acerca de esta, a lo que una estudiante pregunta que ¿por qué se multiplican las semirreacciones por la cantidad de oxígenos contrarios en ellas?

El docente responde que al ser semirreacciones se realizan una para cada sustancia, que al aplicarles la clave como producto se adicionan también átomos de oxígeno, donde para una de ellas fueron tres y para la otra uno, los cuales para eliminarlos se invierten multiplicándolos en las ecuaciones contrarias y de ese modo poder cancelarlos más fácil al establecer la igualdad, y el resultado será la ecuación balanceada.

Posterior a ello, el docente pregunta ¿qué les pareció el método? Y ¿Qué opinión tienen de él?

Una estudiante responde que “me ha parecido más fácil porque no se tiene en cuenta los estados de oxidación, debido a que para poder operar con los estados de oxidación se deben conocer y en la mayoría de los casos no es así, es por esa razón que me ha parecido más fácil”.

A esto el docente le responde que, sin embargo, para balancear por redox solo es necesario conocer el número de oxidación del oxígeno y del hidrogeno, y que de igual forma existen otros métodos como el del ion electrón, el algebraico.

Posterior a ello, menciona que para resolver por el método de ion electrón si se tiene en cuenta la oxidación y la reducción donde se deben en ionizar las sustancias, y la clave consistirá en agregar electrones, mientras que en el método algebraico será un sistema de ecuaciones algebraicas, la cual una de ellas va a ser la ecuación clave con 2 incógnitas a despejar que permitan resolver el sistema, y luego si se balancea por tanteo la ecuación.

Finalmente, el docente reitera si tienen preguntas o dudas y al permanecer la sala en silencio se da por entendido que no, por tanto, el profesor Luis Javier agradece la asistencia y da por terminada la sección.

**Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara.** En esta última clase, tampoco se lograron visualizar y observar gestos por parte los estudiantes porque no encendieron sus cámaras al desarrollarse la clase desde la virtualidad. La participación fue muy baja y predominó el discurso del profesor.

**Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar.** Se observó el mismo comportamiento que en la mayoría de las clases que tuvieron lugar para esta temática, no se lograron identificar dificultades en los estudiantes para el nuevo método de balanceo propuesto por el docente, debido a que no hubo tiempo suficiente para recabar en ellos las concepciones acerca del tema, sin embargo, manifestaron que este método de balanceo es más

fácil de abordar comparado con el redox. Cabe mencionar, que el docente se centró más en la explicación teórica sin formular preguntas, y los estudiantes tampoco tomaron la iniciativa de participar y preguntar para ampliar la claridad del tema.

**Conclusión de lo observado.** El método de las semirreacciones presenta menor complejidad en cuanto al análisis químico, dado a que tiene un abordaje más de lógica matemática y sencillo al reducir la reacción final en 2 semirreacciones menos complejas. Las ecuaciones y ejemplos propuestos fueron muy claros, donde el docente reiteraba material bibliográfico donde se podía recabar más información. Sin embargo, algunos estudiantes presentaron dificultad en entender por qué se deberían multiplicar las semirreacciones por la cantidad de átomo de oxígenos de su contrario, donde no reconocían la propiedad matemática implícita allí de igualar la cantidad de átomos de oxígenos en ambas semirreacciones para su posterior cancelación.

Por último, al hacer una revisión general de los parciales presentados por los estudiantes se logró evidenciar que para ellos el método redox es complejo comparado con el del tanteo, ya que se observó dificultad en la asignación del número de estados de oxidación. De igual forma, en cuanto al cálculo del reactivo límite, la masa y el número de moléculas no tienen claro los factores de conversión con las relaciones estequiométricas (mol, masa y moléculas), cancelando incorrectamente las unidades y no dando un uso adecuado al número Avogadro.

**En Resumen.** Esta Bitácora permitió recabar aspectos sobre el desarrollo del curso de química general, donde se pusieron en evidencia las diferentes dificultades de aprendizaje del concepto estequiometría y sus conceptos auxiliares, identificando que las relaciones estequiométricas, la reducción y el balanceo por el método de redox fueron los que presentaron mayor dificultad de orden conceptual en el aprendizaje de los estudiantes, estas son sustentadas por Pozo y Gómez (2009). A su vez, se hizo evidente la falta en la comprensión del origen y evolución del concepto estequiometría desde la perspectiva histórica y epistemológica. De igual forma, se observó falencias de menor grado en cuanto a la asignación de números de estado de oxidación tanto en reactivos como productos, en la composición centesimal, las operaciones matemáticas básicas como la suma, resta, multiplicación, división y despeje de ecuaciones, así mismo lo referente a la pérdida y ganancia de electrones representado en la recta numérica, dificultades evidencias por Pozo y Gómez (2009), Boujaoude y Barakat (2000). Cabe destacar,

que existe una marcada dificultad en correlacionar los modelos macroscópico y microscópico de una reacción química, Pozo y Gómez (2009).

Para finalizar, la mayoría de los estudiantes no utilizan referencias bibliográficas apropiadas para ampliar y profundizar los conceptos abordados, puesto que hacen uso de páginas webs como Wikipedia y significados.com, otros muy pocos se basan en libros como Chang, Brown y apuntes suministrados por el profesor, quien implementó una evaluación de tipo formativa, al realizar un seguimiento del proceso en la resolución de los ejercicios e informes, así como retroalimentación cuando fuese necesario, la cual consistió en resolver inquietudes y a su vez corregir los errores por medio de comentarios en los respectivos documentos.

#### **7.4 Calidad científica de contenido sobre el concepto de la estequiometría y sus conceptos auxiliares**

En esta investigación, para conocer las dificultades de aprendizaje del concepto de Estequiometría en estudiantes de primer semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana, es importante llevar a cabo una revisión de la calidad científica de contenido sobre la Estequiometría y conceptos auxiliares (mencionados en la tabla 7.8) presentes en los libros de Química usados durante el desarrollo de la unidad temática por parte de la comunidad estudiantil y docentes de la universidad Surcolombiana; siendo textos de nivel universitario y educación media tales como Brown et al., (2014), Chang y Goldsby (2017), Ebbing y Gammon (2010), Mondragón et al., (2010), Petrucci et al., (2011), asimismo, se compararon estos contenidos con textos de referencia como McMurry & Fay (2009), Moreno (2016) y Ganuza et al., (1998) mediante una rejilla de observación de libros.

En este sentido, de acuerdo con Pujol (1993), “En el análisis de la calidad científica del contenido, la exactitud, la precisión, la actualidad y la objetividad son características que se deben exhibir en un libro de texto”. Es así como Malaver et al., (2007), especifica lo siguiente:

La exactitud implica que la información científica contenida en los libros de texto debe estar libre de errores; la precisión consiste en que los contenidos no deben ser presentados de manera ambigua y que los contenidos de alto nivel deben estar bien explicados; la actualidad se refiere a que la información presentada debe ser lo más actualizada posible y la objetividad implica que la información no debe presentarse de una manera distorsionada y que se deben presentar las distintas interpretaciones sobre el mismo fenómeno (p.231-232).

Teniendo en cuenta lo anterior, los libros de texto seleccionados para la revisión de la calidad del contenido son los siguientes:

- 1). Brown, T., LeMay, E., Bursten, B., y Burdge, J. (2014). *Química: La ciencia Central*. Pearson Educación
- 2). Chang, R. & Goldsby, K. (2017). *Química*. Mc Graw Hill Educación.
- 3). Ebbing, D y Gammon, S. (2010). *Química General*. Cengage Learning.
- 4). Mondragón H., Peña, L.Y., Sánchez, M., Arbeláez, F., y González, D. (2010). *Hipertexto Química I*. Editorial Santillana.
- 5). Petrucci, R., Herring, G., Madura, J., y Bissonnette, C. (2011). *Química: Principios y Aplicaciones Modernas*. Pearson Educación.

En adelante, todas las referencias a estos textos aparecerán bajo el título sugerido por Sanger y Greenbow (1999), identificados por las iniciales del autor. En el orden anterior, estos libros se identifican como: BLBM, CG, EG, MPSAG y PHMB.

En la tabla 7.8, se muestran los resultados sobre la indagación de algunos conceptos auxiliares de la estequiometría en libros de texto de química básica a nivel universitario. Estos conceptos son: Estequiometría, Ley de conservación de la masa, Ley de las proporciones definidas, Mol, Oxidación, Reducción, Masa molar, Número de Avogadro, Ecuación química, Reacción química, Balanceo de ecuaciones químicas por redox, Rendimiento, Reactivo límite, Pureza de reactivos y Composición centesimal.

En la tabla 7.9, se evidencia las definiciones de los autores de referencia McMurry & Fay (2009), Moreno (2016) y Ganuza et al., (1998) respecto a estos conceptos, con lo cual se pretende realizar una comparación con el fin de encontrar errores conceptuales sobre la temática relacionada con la estequiometría.

**Tabla 7.8.**

*La estequiometría y sus conceptos auxiliares expresados por los libros de texto de química básica a nivel universitario. Fuente Propia*

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sánchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Estequiometría	Del (griego <i>stoicheion</i> , "elemento", y <i>metron</i> , "medida") es el área de estudio que examina las cantidades de sustancias consumidas y producidas en las reacciones químicas.	Es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química.	Es el cálculo de las cantidades de los reactivos y productos involucrados en una reacción química.	Palabra derivada de los términos griegos <i>estequio</i> (elemento) y <i>metría</i> (medida). La estequiometría es pues, la parte de la química que estudia las proporciones en que se combinan los materiales y da las pautas para la correcta escritura de las ecuaciones que representan las reacciones químicas.	El término estequiometría significa literalmente medir los elementos. Su significado práctico, sin embargo, incluye todas las relaciones cuantitativas en las que intervienen las masas moleculares y atómicas, las fórmulas y las ecuaciones químicas
Ley de conservación de la masa de Lavoisier	Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.	la materia no se crea ni se destruye.	la masa total permanece constante durante un cambio químico (reacción química).	la suma de las masas de las sustancias que intervienen como reactantes es igual a la suma de las masas de las sustancias que aparecen como productos.	La masa total de las sustancias presentes después de una reacción química es la misma que la masa total de las sustancias antes de la reacción.
Ley de las proporciones definidas de Proust	La observación de que la composición elemental de un compuesto es siempre la misma se conoce como ley de la composición constante (o ley de las proporciones definidas).	Muestras diferentes de un mismo compuesto siempre contienen los mismos elementos y en la misma proporción de masa.	Ley de las proporciones definidas (Composición constante).	Las proporciones en las que se encuentran los distintos elementos que forman un compuesto son constantes e independientes del proceso seguido para su formación.	Todas las muestras de un compuesto tienen la misma composición, es decir, las mismas proporciones en masa de los elementos constituyentes.

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Mol	Es la cantidad de materia que contiene tantos objetos (átomos, moléculas o cualquier otro objeto que consideremos).	Es la cantidad de una sustancia que contiene tantas entidades elementales (átomos, moléculas u otras partículas).	La cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulares como el número de átomos que hay en exactamente 12 g de carbono-12.	La cantidad de sustancia que contiene $6,023 \times 10^{23}$ partículas, ya sea de un elemento o de un compuesto. En un elemento esta cantidad es equivalente a la masa atómica expresada como gramos.	Es una cantidad de sustancia que contiene el mismo número de entidades elementales que el número de átomos de carbono-12 que hay en una cantidad de 12 g exactamente de carbono-12
Oxidación	Cuando un átomo, ion o molécula se vuelve más cargado positivamente (es decir, cuando pierde electrones), decimos que se ha oxidado, por lo tanto, la pérdida de electrones por parte de una sustancia se denomina oxidación.	La oxidación implica la pérdida de electrones.	La oxidación es la media reacción en la que hay una pérdida de electrones por una especie (o un aumento del número de oxidación de un átomo).	Se considera que un elemento se oxida cuando aumenta su estado de oxidación, o sea, hay una pérdida de electrones	La oxidación es un proceso en el que el estado de oxidación de algún elemento aumenta al perder electrones
Reducción	Cuando un átomo, ion o molécula se vuelve más cargado negativamente (gana electrones), decimos que se reduce, por lo que la ganancia de electrones por parte de una sustancia se denomina reducción.	La reducción implica una ganancia de electrones.	La reducción es la media reacción en la que hay una ganancia de electrones por una especie (o una disminución del número de oxidación de un átomo).	En la reducción hay una disminución en el estado de oxidación, luego hay ganancia de electrones.	La reducción es un proceso en el que el estado de oxidación de algún elemento disminuye al ganar electrones.

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Masa molar	La masa en gramos de un mol de una sustancia (es decir, la masa en gramos por mol) se denomina masa molar de la sustancia. La masa molar en gramos por mol de cualquier sustancia es numéricamente igual a su peso de fórmula en unidades de masa atómica.	Se define como la masa (en gramos) de 1 mol de unidades (como átomos o moléculas) de una sustancia.	Es la masa de un mol de la sustancia. Para todas las sustancias, la masa molar en gramos por mol es numéricamente igual a la masa formular en unidades de masa atómica.	-	Es la masa de un mol de compuesto, un mol de moléculas de un compuesto molecular y un mol de unidades fórmula de un compuesto iónico.
Número de Avogadro	El número de Avogadro es $6,02214129 \times 10^{23}$ , que solemos redondear a $6,02 \times 10^{23}$ . Este nos recuerda que hay $6,02 \times 10^{23}$ objetos por un mol, es decir, un mol de átomos, un mol de moléculas o un mol de cualquier otra cosa contienen el número de objetos de Avogadro.	El valor comúnmente aceptado es: $N_A = 6.0221413 \times 10^{23}$ El número de Avogadro significa que en 1 mol de átomos de carbono-12 tiene una masa exactamente de 12 g y contiene $6.022 \times 10^{23}$ átomos.	Al número de átomos en una muestra de 12 g de carbono-12 se le llama número de Avogadro. Un mol de una sustancia contiene el número Avogadro ( $6.02 \times 10^{23}$ ) de moléculas o unidades formulars.	Avogadro descubrió que volúmenes iguales de diferentes gases, bajo las mismas condiciones de temperatura y presión, contienen igual número de moléculas.	El «número de entidades elementales (átomos, moléculas, ...)» en un mol es la constante de Avogadro, que consiste en un número, $6,02214179 \times 10^{23}$ conocido como número de Avogadro, junto con su unidad, mol <sup>-1</sup> . La unidad mol <sup>-1</sup> significa que las entidades que se cuentan son las que se encuentran presentes en 1 mol.

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Ecuación química	Las ecuaciones químicas son representaciones de las reacciones químicas.	Una ecuación química utiliza símbolos químicos para mostrar qué sucede durante una reacción química.	Una ecuación química es la representación simbólica de la reacción química en términos de las fórmulas químicas.	Las reacciones químicas se representan mediante ecuaciones químicas, en las cuales se emplean diversidad de símbolos para indicar los procesos y sustancias involucrados.	De la misma manera que hay símbolos para los elementos y fórmulas para los compuestos, hay una notación simbólica o abreviada para representar una reacción química, denominada ecuación química.
Reacción química	En una reacción química, una sustancia se transforma en otra químicamente diferente.	Una reacción química, es un proceso en el que una sustancia (o sustancias) cambia para formar una o más sustancias nuevas.	En una reacción química, uno o más tipos de materia se transforman en un nuevo tipo o varios nuevos tipos de materia.	Una reacción química es un proceso en el cual una o más sustancias, denominadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias llamadas productos	Las reacciones químicas son procesos en los que una o varias sustancias llamadas reactivos se transforman en una o varias nuevas sustancias llamadas productos

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Balanceo de ecuaciones químicas por redox	<p>Una reacción de oxidación-reducción puede equilibrarse dividiendo la reacción en dos semirreacciones, una de oxidación y otra de reducción. Una semirreacción es una ecuación química equilibrada que incluye electrones. En las semirreacciones de oxidación los electrones están en el lado del producto (derecho) de la ecuación. En las semirreacciones de reducción, los electrones están en el lado del reactivo (izquierda) de la ecuación. Cada semirreacción se equilibra por separado y las dos se juntan con los coeficientes adecuados para equilibrar los electrones de cada lado de la ecuación, de modo que los electrones se cancelan cuando se suman las semirreacciones.</p>	<p>Para balancear ecuaciones redox se puede utilizar el método ion-electrón, donde la reacción global se divide en dos semirreacciones: la reacción de oxidación y la de reducción. Las ecuaciones de estas dos semirreacciones se balancean por separado y luego se suman para obtener la ecuación global balanceada.</p> <p>Para balancear la ecuación seguimos estos pasos:</p> <p>Paso 1: Escriba la ecuación no balanceada de la reacción en su forma iónica.</p> <p>Paso 2: La ecuación se divide en dos semirreacciones.</p> <p>Paso 3: Cada semirreacción se balancea de acuerdo con el número y tipo de átomos y cargas.</p> <p>Paso 4: Se suman las dos semirreacciones y se balancea la ecuación final por inspección.</p> <p>Paso 5: Se verifica que la ecuación contenga el mismo tipo y número de átomos, así como las mismas cargas en ambos lados de la ecuación.</p>	<p>Para balancear las ecuaciones de oxidación-reducción sencillas se utiliza el método de “media reacción”, los pasos son los siguientes:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Identificar las especies que se van a oxidar y a reducir y se asignan los estados de oxidación apropiados.</li> <li>2. Escribir las medias reacciones en una forma desbalanceada.</li> <li>3. Balancear la carga en cada ecuación añadiendo electrones al lado más positivo para crear medias reacciones balanceadas.</li> <li>4. Multiplicar cada reacción por un factor (entero) de manera que cuando se sumen entre sí, se cancelen los electrones.</li> </ol>	<p>Para balancear una ecuación química por el método de óxido-reducción seguimos los siguientes pasos:</p> <p>Paso 1. Determinar el número de oxidación para cada elemento, tanto en los reactivos como en los productos.</p> <p>Paso 2. Observar cuáles fueron los elementos que experimentaron cambios en su estado de oxidación y con ellos plantear semirreacciones.</p> <p>Paso 3. Igualar la cantidad de electrones perdidos y ganados.</p> <p>Paso 4. Verificar los coeficientes para las especies no contempladas en el paso anterior.</p>	<p>Para ajustar la ecuación química de una reacción redox, pondremos atención en tres factores: (1) el número de átomos de cada tipo, (2) el número de electrones transferidos y (3) las cargas totales de reactivos y productos. Debemos resaltar que, si se completa el ajuste de átomos y electrones, queda hecho el ajuste de las cargas. Como es complicado manejar los tres factores simultáneamente, sólo una pequeña proporción de ecuaciones redox pueden ajustarse por simple tanteo.</p>

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Rendimiento	La cantidad de producto calculado que se forma cuando se consume todo un reactivo limitante se denomina rendimiento teórico. La cantidad de producto realmente obtenida, llamada rendimiento real, es casi siempre menor (y nunca puede ser mayor) que el rendimiento teórico.	La cantidad de reactivo limitante presente al inicio de una reacción determina el rendimiento teórico, el cual es la cantidad de producto que se obtendrá si reacciona todo el reactivo limitante.  El rendimiento real, es la cantidad de producto que se obtiene en una reacción, casi siempre es menor que el rendimiento teórico.	El rendimiento teórico de un producto es la cantidad máxima de producto que puede obtenerse por medio de una reacción a partir de cantidades dadas de los reactivos.  En la práctica, el rendimiento real de un producto puede ser mucho menor por varias razones.	La cantidad máxima de producto que puede obtenerse de acuerdo con la ecuación química, a partir de una cantidad de reaccionantes, se denomina rendimiento teórico.  La cantidad real de producto que se obtiene se denomina rendimiento real, y este se expresa en términos de %.	El rendimiento teórico de una reacción es la cantidad de producto que se espera, calculada a partir de las cantidades dadas de los reactivos. La cantidad de producto que realmente se obtiene se llama rendimiento real.
Reactivo límite	El reactivo límite es el que se consume por completo en una reacción porque determina, o limita, la cantidad de producto formado.	El reactivo que se consume primero en una reacción se denomina reactivo limitante.	El reactivo limitante es el que se consume por completo cuando se completa una reacción.	Al reactivo que se consume totalmente en una reacción química es el reactivo limitante o límite; de él depende la cantidad máxima de producto que se forma. Cuando la reacción cesa es porque el reactivo límite ha reaccionado hasta consumirse por completo. El reactivo que sobra se llama reactivo en exceso o reactivo excedente.	En algunas reacciones, uno de los reactivos se consume completamente y otros quedan en exceso. El reactivo que se consume por completo, llamado reactivo limitante, determina las cantidades de productos que se forman

...continuación Tabla 7.8.

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Pureza de reactivos	-	-	-	Es importante cuantificar las impurezas antes de hacer el cálculo estequiométrico, para conocer así, la cantidad real de reactivo puro a partir del cual debemos realizar el cálculo.	-
Composición centesimal	La composición porcentual de un compuesto es el porcentaje en masa que aporta cada elemento de la sustancia.	La composición porcentual en masa es el porcentaje en masa de cada elemento presente en un compuesto.	La composición porcentual es el porcentaje en masa de cada elemento en el compuesto.	-	La composición centesimal establece las proporciones relativas en masa de los elementos en un compuesto. Una fórmula química requiere estas proporciones en moles, es decir, en términos de números de átomos.

Para contrastar las definiciones incorporadas en la tabla 7.8, se acudió a otras obras de Química General, cuyos contenidos se incluyen en la tabla 7.9.

**Tabla 7.9.**

*La Estequiometría y sus Conceptos Auxiliares con Autores de Referencia. Fuente propia*

Concepto	McMurry, Fay	Moreno	Ganuzza, Casas, Queipo
Estequiometría	El término estequiometría (del griego <i>stoicheion</i> , “elemento”, y <i>metron</i> , “medida”), hace referencia a las relaciones mol-masa.	Es el cálculo de las cantidades de reactivos y productos de una reacción química.	Es el estudio de las relaciones cuantitativas de las sustancias que intervienen en una reacción química.

...continuación de la tabla 7.9.

Concepto	McMurry, Fay	Moreno	Ganuzo, Casas, Queipo
Ley de conservación de la masa de Lavoisier	En las reacciones químicas, la masa no se crea ni se destruye.	Los átomos no se crean ni se destruyen durante una reacción química.	En toda reacción química, la cantidad de masa reaccionante, o reactivo, es igual a la cantidad de masa resultante o producto.
Ley de las proporciones definidas de Proust	Muestras diferentes de una sustancia química pura siempre contienen la misma proporción en masa de sus elementos.	En un compuesto determinado los tipos de átomos y las proporciones en que estos se encuentran son constantes.	Siempre que dos sustancias se combinan para dar un nuevo compuesto, lo hacen en proporciones fijas y determinadas.
Mol	Cuando nos referimos a números enormes de moléculas o iones que toman parte en una reacción química visible, es conveniente usar una unidad especial llamada mol.	Un mol se define como la cantidad de materia que tiene tantos objetos como el número de átomos que hay en exactamente en 12 gramos de $^{12}\text{C}$ .	Mol es un múltiplo que nos sirve para trasladarnos de la escala de los átomos o de la de las moléculas reales, que se escapan del dominio de nuestros sentidos, a la escala de los gramos. En la molécula gramo de cualquier sustancia hay el mismo número de moléculas reales y ese número es, precisamente, el número de Avogadro.
Oxidación	Se define la oxidación como la pérdida de uno o más electrones por una sustancia ya sea elemento, compuesto o ion.	Oxidación es cuando un reactivo pierde electrones.	Un átomo, molécula o ion se oxida cuando en un proceso químico pierde electrones; esos electrones son transferidos a otra sustancia denominada agente oxidante

... continuación de la tabla 7.9.

Concepto	McMurry, Fay	Moreno	Ganuzo, Casas, Queipo
Reducción	La reducción, se define como la ganancia de uno o más electrones por otra sustancia.	Reducción es cuando un reactivo gana electrones.	Un átomo, molécula o ion se reduce cuando en un proceso químico gana electrones; los electrones son transferidos desde otra sustancia denominada agente reductor
Masa molar	Un mol de cualquier sustancia es la cantidad cuya masa, llamada masa molar, es igual a la masa molecular o masa fórmula de la sustancia expresada en gramos.	La masa en gramos de 1 mol de una sustancia se llama masa molar.	Es el número de gramos igual a la masa molecular de la sustancia.
Número de Avogadro	Un mol de cualquier sustancia contiene $6.022 \times 10^{23}$ unidades fórmula, valor que se conoce como número de Avogadro.	Un mol de átomos tiene $6.02 \times 10^{23}$ estos objetos, conocido con el nombre de número de Avogadro.	Indica el número de átomos que hay en un átomo gramo y el número de moléculas que hay en una molécula gramo o mol, y es $6,02 \times 10^{23}$
Ecuación química	Formato para escribir una reacción química donde aparecen los reactivos en el lado izquierdo, los productos en el derecho y una flecha entre ellos.	Las reacciones químicas se representan en el papel usando ecuaciones químicas.	
Reacción química	Transformación de una sustancia en otra.	La manera por medio de la que ocurre un cambio.	-

...continuación de la tabla 7.9.

Concepto	McMurry, Fay	Moreno	Ganuzo, Casas, Queipo
Balaceo de ecuaciones químicas por redox	<p>Los dos enfoques que se utilizan con frecuencia para balancear reacciones redox son el método del número de oxidación y el de la media reacción.</p> <p>Para balancear ecuaciones redox por el método del número de oxidación, se deben tener en cuenta los siguientes pasos:</p> <p>Paso 1. Escriba la ecuación iónica neta sin balancear.</p> <p>Paso 2. Balancee la ecuación para todos los átomos distintos de H y O.</p> <p>Paso 3. Asigne números de oxidación a todos los átomos.</p> <p>Paso 4. Identifique cuáles átomos han cambiado de número de oxidación y por cuánto.</p> <p>Paso 5. Iguale el incremento total del número de oxidación de los átomos oxidados con la disminución total del número de oxidación de los átomos reducidos.</p> <p>Paso 6. Balancee la ecuación para el O, agregando agua en el lado con menos O, y después balancéela para el H, agregando <math>H^+</math> en el lado con menos H.</p>	<p>El principio básico que rige el balanceo de ecuaciones con el método óxido reducción es el de igualar la ganancia total en el número de oxidación del agente reductor con la pérdida total en el número de oxidación del agente oxidante. O lo que es lo mismo, el número de electrones perdidos durante la oxidación debe ser igual al número de electrones ganados durante la reducción.</p>	<p>Consiste en igualar el aumento total de los números de oxidación de los átomos que se oxidan con la disminución total de los números de oxidación de los átomos que se reducen. Para ajustar la reacción se siguen los siguientes pasos:</p> <ol style="list-style-type: none"> <li>1. Se coloca sobre el símbolo de cada átomo los números de oxidación correspondientes.</li> <li>2. Se observa qué átomos se oxidan y cuáles se reducen.</li> <li>3. Se escriben las reacciones que ilustran dichos procesos. Donde a) representa la oxidación y b) la reducción.</li> <li>4. Como el número de electrones que gana una especie debe perderlos la otra, se multiplica una de las dos semirreacciones por un número que permita la igualdad en ambas reacciones, luego se suman.</li> <li>5. Finalmente, se trasladan los resultados a la ecuación redox.</li> </ol>

...continuación de la tabla 7.9.

Concepto	McMurry, Fay	Moreno	Ganuza, Casas, Queipo
Rendimiento	<p>La cantidad de producto que en realidad se forma en una reacción, es conocido como el rendimiento de la reacción y con frecuencia es menor que la cantidad teóricamente posible.</p> <p>La cantidad de producto que en realidad se forma en una reacción, dividida entre la cantidad teóricamente posible y multiplicada por 100%, se conoce como el rendimiento porcentual de la reacción.</p>	<p>La cantidad de producto que debiera formarse si todo el reactivo limitante se consumiera en la reacción, se conoce con el nombre de rendimiento teórico.</p> <p>A la cantidad de producto realmente formado se le llama simplemente rendimiento o rendimiento de la reacción. Es claro que siempre se cumplirá la siguiente desigualdad, "rendimiento de la reacción es menor que el rendimiento teórico".</p>	<p>Las reacciones no tienen lugar de forma completa, sino que, en la práctica, se obtiene una cantidad menor de producto de la prevista teóricamente; por lo que el rendimiento de la reacción será el cociente entre la cantidad obtenida y la calculada, multiplicado este último por cien.</p>
Reactivo límite	<p>La formación de productos depende del reactivo que está presente en cantidad limitada, sustancia conocida como reactivo limitante.</p>	<p>Aquel reactivo que se ha consumido por completo en una reacción química se le conoce con el nombre de reactivo limitante pues determina o limita la cantidad de producto formado.</p>	-
Pureza de reactivos	-	-	<p>Se entiende por riqueza o pureza de una sustancia, en una muestra, el tanto por ciento de dicha sustancia que aparece en la muestra utilizada.</p>
Composición centesimal	<p>La composición porcentual, se define como el porcentaje en masa de cada uno de los elementos que constituyen una sustancia.</p>	<p>A veces al analizar una sustancia, es importante conocer el porcentaje en masa de cada uno de los elementos de un compuesto.</p>	<p>La composición centesimal de un compuesto nos indica la masa de cada elemento que hay en 100 g de compuesto.</p>

De acuerdo con la anterior rejilla de observación, los conceptos analizados presentaron pocas contradicciones conceptuales, así como también algunos de ellos omiten el uso de la epistemología en cuanto al origen y evolución del concepto estequiometría, dentro de las dificultades que se lograron identificar están las siguientes:

### ***Estequiometría***

Para el primer concepto de estequiometría, BLBM, PHMB y CG, mencionan que es el estudio cuantitativo de reactivos y productos en una reacción química, lo cual tiene concordancia con la definición que brinda Ganuza et al., (1998). Por otra parte, autores como BLBM y MPSAG hacen alusión a las raíces griegas de dicho concepto, al igual que McMurry & Fay (2009). Sin embargo, MPSAG, expresa una definición un poco ambigua cuando se refiere a que la “estequiometría estudia las proporciones en que se combinan los materiales”; mientras que en el texto de EG también lo definen de manera superficial, solo enunciado que “es el cálculo de las cantidades de los reactivos y productos involucrados en una reacción química”.

### ***Ley de conservación de la masa de Lavoisier***

Respecto a esta ley, EG, MPSAG y PHMB, la definen en términos de que la masa total permanece constante en una reacción química o es igual la de los reactivos y productos, teniendo congruencia con lo que expresa Ganuza et al., (1998). Además, McMurry & Fay (2009), de forma similar explica que en “las reacciones químicas, la masa no se crea ni se destruye”. Sin embargo, BLBM y CG abordan una definición diferente, la cual es “que los átomos o la materia no se crean ni se destruyen durante una reacción química” que al compararlo con Moreno (2016) dice exactamente lo mismo, razón por la cual se puede afirmar que esta definición está un poco incompleta, puesto que es de resaltar que la materia también se transforma y de esta manera enunciar correctamente la ley de conservación de la materia.

### ***Ley de las proporciones definidas de Proust***

En cuanto a esta ley, autores como CG y PHMB, establecen definiciones acertadas al referirse que un compuesto siempre tendrá los mismos elementos en la misma proporción de masa, es decir, que permanecen constante, asimismo lo explica McMurry & Fay (2009) mencionando que las sustancias químicas de diferentes muestras siempre contienen la misma proporción en masa de sus elementos, mientras tanto, MPSAG y BLBM al igual que Ganuza et al., (1998) y Moreno (2016), dicen que la composición elemental de un compuesto siempre es

constante, evidenciándose la falta de claridad al no mencionar que esta proporción se da en masa de sus elementos. Por otro lado, EG no brindan una definición concreta para este concepto.

### ***Mol***

Para este concepto CG, PHMB, MPSAG, BLBM, EG enuncian que el mol es la cantidad de sustancia el cual contiene un número determinado de entidades elementales (átomos, iones, partículas y moléculas) como átomos hay en 12 gramos de  $^{12}\text{C}$ , siendo este el número de Avogadro, así mismo lo precisa Moreno (2016), sin embargo, no lo definen como la unidad de medida fundamental en la química. Mientras que Ganuza et al., (1998) y McMurry & Fay (2009), resaltan al mol como unidad de medida, pero no precisan en cuanto a la cantidad de sustancia.

### ***Oxidación***

El concepto de oxidación es definido por PHMB, MPSAG, BLBM y EG como el proceso en el cual un átomo pierde electrones generando un aumento en su estado de oxidación. Aunque McMurry & Fay (2009) y Ganuza et al., (1998), enfatiza que quien pierde electrones es un átomo, molécula, ion o compuesto, pero no hacen alusión a la ganancia en el estado de oxidación. Cabe mencionar que CG y Moreno (2016), solo se refieren a la oxidación como una pérdida de electrones no precisando quien sufre este proceso ni el aumento del estado de oxidación.

### ***Reducción***

En cuanto al concepto de reducción al igual que el anterior, es definido por PHMB, MPSAG, BLBM y EG como el proceso en el cual un átomo gana electrones generando una disminución en su estado de oxidación. Mientras que McMurry & Fay (2009) y Ganuza et al., (1998), destacan que quien gana electrones es un átomo, molécula, ion o compuesto, más no destacan que su estado de oxidación disminuye. En tanto que CG y Moreno (2016), solo se refieren a la reducción como una ganancia de electrones, pero no enfatizan en quien sufre este proceso ni en la disminución del estado de oxidación.

### ***Masa molar***

Respecto al concepto de masa molar, BLBM, CG y EG, la definen como la masa en gramos de 1 mol de unidades de una sustancia, teniendo concordancia con lo mencionado por McMurry & Fay (2009) y Moreno (2016), ya que estos autores establecen que es la masa expresada en gramos de 1 mol de cualquier sustancia. Sin embargo, PHMB solo hace alusión al

concepto como la masa de un mol de compuesto, moléculas y unidades formula de un compuesto iónico, no especificando en este caso la unidad en la que se expresa la masa (gramos). Por otra parte, Ganuza et al., (1998) dice que es el número de gramos igual a la masa molecular de la sustancia, siendo una definición inconclusa porque no explica quién es el que contiene ese número de gramos. Cabe resaltar que MPSAG, no define el concepto de masa molar.

### ***Ecuación química***

El concepto de ecuación química es definido por CG, EG, MPSAG y PHMB como una representación simbólica de las reacciones químicas, en cambio, BLBM menciona que las ecuaciones químicas son representaciones de las reacciones químicas, de igual forma, McMurry & Fay (2009) y Moreno (2016), expresan que es un formato que sirve para escribir en el papel una reacción química, por tanto, se puede evidenciar que estos tres últimos autores, no destacan que la representación se da por medio de símbolos, además, Ganuza et al., (1998), no define este concepto.

### ***Reacción química***

En los textos de CG, PHMB, MPSAG, BLBM, EG todos concuerdan en que una reacción química es ese cambio o transformación que sufre una o varias sustancias (materia) dando origen a una nueva químicamente diferente, donde PHMB, MPSAG además de lo anterior puntualizan en que estas sustancias que se van a transformar son demonizadas reactivos, mientras que las nuevas serán los productos, las anteriores son definiciones muy acertadas para la academia, en las que los autores de referencia como McMurry & Fay (2009) y Moreno (2016) se quedan cortos al indicar que una reacción química es solo una transformación. En cuanto a Ganuza et al., (1998) no define este concepto.

### ***Balaceo de ecuaciones químicas por redox***

Para balancear ecuaciones químicas de óxido-reducción, en los textos de BLBM, CG y EG no utilizan propiamente el método redox, sino su variante del método ion-electrón, en el cual dividen la reacción en dos semirreacciones, siendo estas una de oxidación y otra de reducción, donde se tiene en cuenta la forma iónica de los reactivos y productos, equilibrándose los electrones a ambos lados de esta, de modo que cuando se sumen estos se cancelen. Mientras que, MPSAG si enuncia el balaceo de ecuaciones por el método redox, teniéndose en cuenta el número de oxidación de los elementos identificando quien experimenta el cambio de oxidación o reducción, es decir, el número de electrones perdidos o ganados durante la reacción y de esta

forma igualarlos, además se verifican los coeficientes de las otras especies ajustándolas por tanteo, esto presenta concordancia con lo expuesto por McMurry & Fay (2009), Moreno (2016) y Ganuza et al., (1998), quien si utilizan propiamente el método redox. Cabe destacar, que, aunque PHMB, presenta un balanceo para una reacción de oxido-reducción, este no es muy conciso para determinarlo como método redox o ion-electrón.

### ***Rendimiento***

Para el caso del concepto rendimiento de una reacción química tanto en los textos de CG, PHMB, MPSAG, BLBM, EG como los conceptos emitidos por McMurry & Fay (2009), Moreno (2016) y Ganuza et al., (1998), se define este como aquella cantidad de producto que en realidad se forma a partir de una reacción química a partir de ciertas cantidades de reactivos, conocido también como rendimiento real, el cual será menor que el calculado teóricamente, el cual representa aquella cantidad máxima de producto que se esperaría obtener de la reacción, siendo representado el rendimiento en unidades de %.

### ***Reactivo límite***

En cuanto al concepto de reactivo límite, autores como CG, EG, MPSAG, PHMB y BLBM, lo definen como aquel reactivo que se consume por completo en una reacción química y determina la cantidad de producto formado, así mismo también lo define McMurry & Fay (2009) y Moreno (2016), en consecuencia, son definiciones concisas y acordes para el concepto. Es importante resaltar, que Ganuza et al., (1998), no presenta una definición para el concepto de reactivo límite.

### ***Pureza de reactivos***

Para este concepto en particular solo el texto del MPSAG ofrece una definición de este, concibiéndolo de forma general como esa cantidad real de reactivo puro, a quien se le debe tener en cuenta las impurezas en términos de cálculos estequiométricos, esto debido a que en la naturaleza los compuestos y/o sustancias no se encuentran 100% puras, por otro lado, Ganuza et al., (1998) dice que esta se entiende como la riqueza en un tanto por ciento de dicha sustancia que aparece en la muestra utilizada. En este sentido es un poco confusa la acepción ofrecida.

### ***Composición centesimal***

La composición porcentual, para CG, EG, PHMB y BLBM, es el porcentaje en masa de los elementos que forman el compuesto, lo cual tiene concordancia con lo explicado por Ganuza et

al., (1998), McMurry & Fay (2009) y Moreno (2016), siendo definiciones precisas para el concepto, aunque MPSAG no define la composición centesimal.

## VIII Conclusiones

En consonancia con el objetivo propuesto para este estudio investigativo y a partir de los resultados obtenidos y su análisis, las autoras se permiten plantear las conclusiones enumeradas a continuación.

Los estudiantes matriculados en el curso de Química General correspondiente al periodo académico 2021-2 inician el estudio de la unidad temática denominada estequiometría con un grado de aprendizaje correspondiente al 68.16%, el cual es producto de aprendizajes anteriores, sobre este aspecto debe precisarse que representa un conocimiento representativo acerca del concepto estequiometría en general. Tal grado de saber se sistematiza en la tabla 8.1

**Tabla 8.1.**

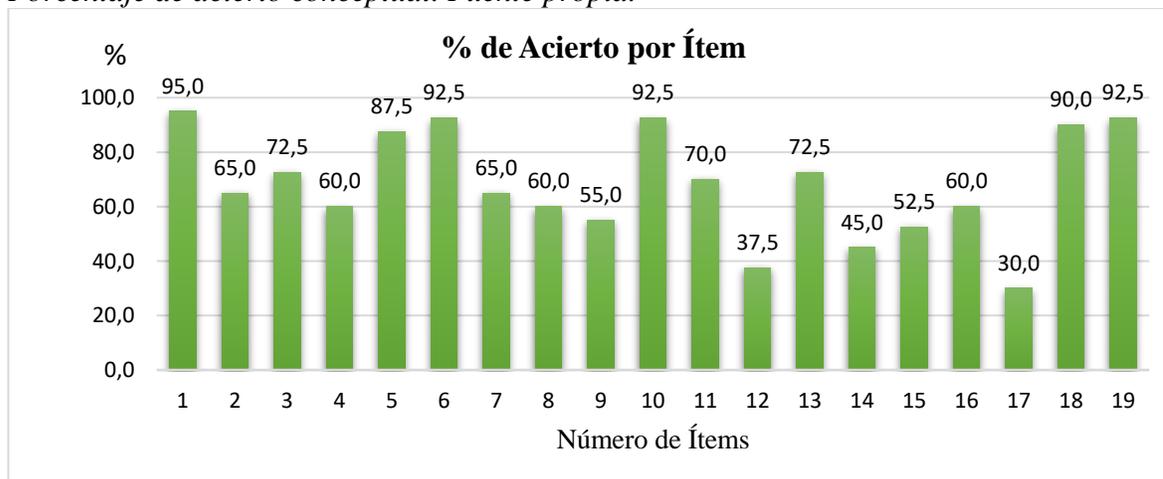
*Estructura cognitiva inicial del grupo estudiado. Fuente propia.*

Casos	Ítems																			Puntaje
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	
1	5	3	5	1	4	5	1	4	4	5	2	1	3	2	3	1	1	4	4	58
2	5	3	5	5	5	5	4	4	2	4	5	2	4	2	3	5	2	4	5	74
3	5	3	1	2	4	4	4	1	1	5	4	1	4	1	2	4	1	5	5	57
4	4	5	2	4	5	5	4	5	3	4	5	4	2	5	2	3	1	5	5	73
5	4	3	5	4	4	4	4	1	3	5	1	3	5	3	3	1	3	5	4	65
6	5	3	1	2	4	4	4	1	3	5	4	1	4	1	2	4	1	5	5	59
7	5	3	5	5	5	5	4	4	2	4	5	2	4	2	3	5	2	4	5	74
8	5	3	5	1	4	5	1	4	4	5	2	1	3	2	3	1	1	4	4	58
Total	38	26	29	24	35	37	26	24	22	37	28	15	29	18	21	24	12	36	37	518
% de Acierto	95	65	72,5	60	87,5	92,5	65	60	55	92,5	70	37,5	72,5	45	52,5	60	30	90	92,5	68,16

Esta condición se representa en la gráfica 8.1.

**Gráfica 8.1.**

*Porcentaje de acierto conceptual. Fuente propia.*



Esta gráfica muestra que los conceptos de mayor dificultad para el grupo fueron: Composición centesimal, ley de proporciones definidas y reactivo límite, con un porcentaje de acierto de 30.0 %, 37.5% y 45.0 % respectivamente. Paralelamente, los conceptos con menor dificultad o nivel cognitivo fueron el número de Avogadro con un porcentaje de acierto del 95.0%, seguido del concepto de ecuación química, reducción y ley de conservación de la masa con un 92.5% cada uno, por último, el concepto de estequiometría con el 90.0 % de acierto.

Las medidas de tendencia central se muestran en la tabla 8.2.

**Tabla 8.2.**

*Medidas de tendencia central. Fuente propia.*

Promedio	Desviación estándar	Varianza	Máximo	Máximo	Moda	% Acierto total
64,75	7,78	60,5	74	57	58	68,16

Las dificultades epistemológicas, ontológicas y conceptuales detectadas en la muestra objeto de estudio resultan al triangular los datos provenientes de los instrumentos usados en el proceso investigativo: cuestionario, bitácora, entrevista y rejilla de observación de libros de texto; entre ellos resultan comunes los siguientes aspectos.

1. Dificultad de orden conceptual para con el manejo de las operaciones matemáticas fundamentales, tales como la suma, resta, multiplicación, la división y la potenciación, así como para usar factores de conversión destinado a resolver ejercicios estequiométricos, primero para plantearlos y segundo para resolverlos, debido a la dificultad de multiplicar números fraccionarios y al arraigo conceptual con el uso de la regla de tres, al parecer, el uso de calculadoras, teléfonos celulares dificultan el manejo satisfactorio de estas operaciones.

2. Se denota gran dificultad para balancear ecuaciones químicas por el método redox o por sus métodos derivados. En cuanto a esta dificultad de orden conceptual, la primera falencia es detectar los números o estados de oxidación tanto en los reactivos como en los productos de una reacción química, esta dificultad se deriva del desconocimiento de conceptos básicos sistematizados en la tabla periódica.

3. Es reiterativa la dificultad conceptual al definir la oxidación y reducción, obviamente, esto afecta la detección del número de electrones ganados o perdidos por los elementos que cambian sus números de oxidación, lo cual imposibilita balancear correctamente una ecuación química.

4. En el proceso de balanceo surge la dificultad conceptual y ontológica de relacionar los coeficientes detectados con la cantidad de sustancia expresada en mol, moléculas o átomos, tanto de productos como de reactivos participantes en una reacción química, y su vez no correlacionan dicha cantidad de sustancia con el número de Avogadro.

5. Marcada dificultad conceptual y ontológica para establecer y comprender relaciones estequiométricas a partir de una ecuación química balanceada, en términos de masa-cantidad de sustancia y número de partículas, es decir, se hace evidente la dificultad de correlacionar los modelos usados en química para explicar los cambios macroscópico y microscópico de una reacción química. En cuanto a esta dificultad, es muy notoria la falencia de confundir que una molécula es susceptible de medírsele su masa en unidades de masa atómica debido a su tamaño exageradamente pequeño y otra cosa es manipular un mol de moléculas de esa sustancia, al cual puede cuantificarse su masa en gramos. Aquí es evidente la confusión entre los conceptos masa molar usada a partir de 1961 y masa molecular empleada hasta antes de ese año.

Las dificultades enumeradas anteriormente se ratifican durante el desarrollo de las clases destinadas a la unidad temática correspondiente a estequiometría; en ellas se hacen notorias las siguientes dificultades.

1. Falta de comprensión respecto al origen del concepto estequiometría y a la evolución del mismo desde la perspectiva histórica y epistemológica, siendo esta una dificultad de orden epistémico.

2. Las clases sincrónicas asistidas por la virtualidad dificultan la interacción con los estudiantes, incluso se hace marcada la poca participación e interés por la apropiación del conocimiento estequiométrico, pese a que el docente les suministró cuatro libros de texto actualizados de Química General en formato pdf y sus apuntes de clase sobre estequiometría, convirtiéndose esta en una dificultad epistemológica.

3. Debido a la carga negativa de los electrones, el grupo objeto de estudio tiene serias dificultades de tipo conceptual para identificar los átomos oxidados y reducidos en una reacción química, lo cual se traduce directamente en la posibilidad de balancearla. Al respecto, el uso de la recta numérica por parte del docente facilitó de alguna forma la comprensión de estos dos fenómenos fisicoquímicos tan importantes. Adicionalmente, la mayoría de los estudiantes denota dificultad para identificar un agente oxidante como aquella especie en donde alguno de

sus átomos se reduce ganando electrones al reaccionar. Lo mismo ocurre con el agente reductor, caracterizado por oxidarse al perder electrones.

4. La implementación de prácticas simuladas de laboratorio, dada la emergencia sanitaria mundial, se ve afectada por las dificultades planteadas anteriormente, sumada a la dificultad conceptual de manipular los simuladores usados como Chem Lab, las prácticas de Salvador Hurtado y Chem Sketch.

5. En las reacciones químicas donde se involucran gases, se genera una dificultad conceptual adicional con el manejo de la ecuación de estado para gases ideales, en lo relacionado con el despeje de variables e interconversión de unidades de presión, temperatura y volumen.

6. La resolución de ejercicios donde se suministran dos reactivos en cualquier estado de agregación dificulta la identificación del reactivo límite debido a la carencia conceptual sobre relaciones de proporcionalidad estequiométrica.

7. Luego de balancear una ecuación química, se hace evidente la dificultad de orden conceptual para demostrar el cumplimiento de la ley de la conservación de la masa, debido a la deficiencia en calcular con precisión las masas molares a partir de la sumatoria de las masas atómicas participantes en cada especie química, tanto en productos como en reactivos.

Los docentes de Química entrevistados responden de acuerdo con los siguientes criterios:

1. Utilizan libros de texto actualizados y pertinentes a la temática de la estequiometría, entre los cuales se encuentran los libros de texto enviados por el docente de la asignatura a los correos de los estudiantes objeto de estudio.

2. En su mayoría manifiestan utilizar la historia y la epistemología del concepto estequiometría para contextualizar su aplicabilidad y para facilitar su comprensión conceptual.

3. Se hace evidente la confusión de los docentes en cuanto al enfoque metodológico y las estrategias didácticas usadas en el desarrollo de las clases, algunos plantean usar enfoques como la modelización, la simulación de fenómenos, las analogías, la resolución de problemas, la indagación dirigida, la contextualización conceptual, el trabajo práctico en el laboratorio y el uso de talleres. Al respecto, una minoría de ellos reconoce al conductismo y el constructivismo como modelos pedagógicos.

4. Es evidente el uso de las aplicaciones TIC tanto para el desarrollo teórico, como para el componente práctico, así como también la vinculación de plataformas evaluativas gamificadas y demás recursos de la institución donde laboran.

5. En cuanto a los conceptos fundamentales para abordar la estequiometría destacan los siguientes: constructo de número, principios de igualdad, tabla periódica, estructura de Lewis, fórmulas estructurales, afinidad y distribución electrónica, nubes electrónicas, nomenclatura química, grupos funcionales, ley de la conservación de la masa, las proporciones definidas y múltiples, balanceo de ecuaciones, relaciones estequiométricas en términos de masa-cantidad de sustancia y número de partículas, mol, masa molar, reactivos límite y en exceso, rendimiento, concentración molar de sustancias en medio acuoso.

6. Destacan la importancia de realizar prácticas de laboratorio simuladas o presenciales para establecer la relación con la teoría estequiométrica.

7. Para evaluar, los docentes utilizan estrategias de diferente índole destinadas a fortalecer las competencias del área, como resolución de problemas y ejercicios, uso comprensivo del conocimiento científico al abordar un artículo, informes de laboratorio, etc. De igual forma, otros manifiestan usar exámenes escritos y también la incorporación de los procesos auto y coevaluativos para detectar avances cognitivos por parte de sus estudiantes.

Respecto a la revisión de la calidad científica de los conceptos abordados en los libros de texto usados para el análisis, que se encuentran en la rejilla de observación estos presentaron pocas contradicciones conceptuales, así como también algunos de ellos omiten el uso de la epistemología en cuanto al origen y evolución del concepto estequiometría, dentro de las dificultades que se lograron identificar están las siguientes:

1. Para el concepto estequiometría en el texto de MPSAG y EG presentan una definición ambigua y superficial del mismo.

2. En la ley de la conservación de la masa BLBM y CG expresan una definición un poco incompleta al no precisar en que la materia también se transforma.

3. En la ley de proporciones múltiples BLBM y MPSAG expresan que la composición elemental de un compuesto es constante, no explicando que esta proporción se da en masa de sus elementos.

4. Para la definición de mol, BLBM, CG, EG, MPSAG y PHMB enuncian que este es la cantidad de sustancia que contiene un número determinado de entidades elementales, más no reconociendo el mol como unidad de medida.

5. Para el concepto oxidación, CG solo se refiere a éste como la pérdida de electrones, pero no precisa cual átomo sufre este proceso ni el aumento del estado de oxidación, mientras que para la reducción al igual solo hace referencia a la ganancia de electrones.

6. En cuanto a la masa molar, PHMB no especifica la unidad en la que se expresa la masa.

7. Para la ecuación química BLBM no destaca que esta es una representación simbólica de una reacción química.

8. Respecto al balanceo de ecuaciones químicas por el método redox, en los textos de BLBM, CG y EG utilizan su variante el método ion-electrón.

En cuanto al aprendizaje sustentable para abordar el aprendizaje de la estequiometría siguiendo los lineamientos de Galagovsky las autoras concluyen que para que se propicie este tipo de aprendizaje debe darse un cambio conceptual que permita la construcción de un nuevo conocimiento evitando rupturas o discontinuidades epistemológicas que dan origen a las dificultades de aprendizaje, por tanto, dicho cambio conceptual se logra si el estudiante establece relaciones apropiadas de los conceptos sostenidos o previos de la estequiometría y procesa esta información científica convirtiéndola en conocimiento sustentable. Para lograrlo, es necesario también modificar las prácticas docentes en las que se generen situaciones didácticas que faciliten al estudiante encontrar esos conceptos sostenidos apropiados de la estequiometría, además de facilitar entre ellos la argumentación sea que este a favor o en contra de sus concepciones nexos propiciadas por ellos mismos, antes de generar el conflicto cognitivo entre esas significaciones previas y la verdadera información del componente estequiométrico

## IX Recomendaciones

Existen investigaciones en las cuales se han aplicado diferentes estrategias para solventar las dificultades en la enseñanza-aprendizaje del concepto estequiometría, destacándose el uso de situaciones problemas, mapas conceptuales y la V- heurística, así como las analogías, aunque este último en ocasiones suele confundir y tergiversar conceptos, por lo que su efectividad se basa en la profundidad de análisis de las conclusiones obtenidas y las reflexiones metacognitivas realizadas, a su vez también se ha utilizado estrategias mediadas por simulaciones de laboratorios virtuales, juegos, e inclusive diseño de software educativos, con la implementación de estas se ha logrado un aprendizaje significativo de la estequiometría, sin embargo, aún persisten dificultades que impiden un aprendizaje sustentable, por tanto, las autoras recomiendan el uso de nuevas estrategias cognitivas que aporten a la construcción de este nuevo conocimiento desde el orden epistemológico, ontológico y conceptual.

De igual forma, se sugiere abordar la química con una transdisciplinariedad de las áreas del conocimiento especialmente con las matemáticas, donde los docentes de estas áreas realicen en conjunto un trabajo pedagógico con los estudiantes que faciliten la comprensión de la estequiometría, además del uso de las TIC como recurso didáctico, en el que no solo se utilicen, sino que se diseñen laboratorios, juegos o software que aporten al aprendizaje del concepto.

Finalmente, es importante continuar con esta línea investigativa que permita recabar más información acerca de las dificultades de aprendizaje desde el orden epistemológico, ontológico y conceptual que se evidencian en otras temáticas de gran interés en la química, de ese modo se pueden plantear estrategias que respondan a las necesidades del estudiantado y ayuden a mejorar el proceso de enseñanza-aprendizaje, propendiendo hacia la perspectiva del aprendizaje sustentable, el cual se pone a prueba para acceder a otras experiencias de aprendizaje.

## X Anexos

### Anexo 1. Cuestionario

#### Universidad Surcolombiana

#### Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental

El Comité de Currículo del Programa de Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental, mediante Acta de reunión realizada el miércoles 15 de diciembre de 2021, aprobó a las estudiantes: Yulise Quintero Fierro y Karol Tatiana Vargas Zúñiga la implementación del trabajo investigativo denominado "Dificultades en el Aprendizaje del Concepto Estequiometría en Estudiantes de Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana" y designó como asesor del mismo al profesor Luis Javier Narváez Zamora.

Como producto de tu participación en este proceso, te solicitamos contestar el siguiente cuestionario, el cual tiene 20 preguntas, cada una con 5 (cinco) opciones de respuesta. Para responder, basta con subrayar con cualquier color, la opción que consideres acertada para ti. Una vez concluido, envíalo al correo del profesor Luis Javier Narváez Zamora: ljnz47@usco.edu.co. A continuación, un ejemplo de cómo responder si la respuesta se contesta De acuerdo.:

<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
------------------------------	-------------------	--------------------	----------------------	---------------------------------

La escogencia de las respuestas se detalla a continuación.

**Totalmente de acuerdo:** cuando el enunciado de cada frase contiene la información completa sobre un tema determinado.

**De acuerdo:** cuando el enunciado de cada frase es acertado, pero consideras, hace falta información para completarlo.

**Sin opinión:** cuando no sabes o no conoces lo expresado en el enunciado.

**En desacuerdo:** cuando no estás de acuerdo con lo expresado en el enunciado, pero algo tiene de verdad.

**Totalmente en desacuerdo:** cuando no aceptas rotundamente lo expresado en el enunciado

## Cuestionario

1. Un mol de una sustancia cualquiera contiene $6.023 \times 10^{23}$ átomos o moléculas según sea un elemento o un compuesto, valor que es conocido como el número de Avogadro.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
2. Un mol es la cantidad de cualquier sustancia que suele contener el mismo número de partículas.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
3. Gracias a la estequiometría se puede establecer la cantidad de moles de una reacción química.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
4. La oxidación implica la ganancia de electrones en una sustancia, sea esta un compuesto, molécula, elemento o ion; adquiriendo carga negativa.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
5. La masa de un mol de cualquier sustancia, expresada en gramos, equivale a su masa molar.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
6. Una ecuación química es una representación escrita y simbólica de una reacción química.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
7. La cantidad real de productos formados en una reacción química es conocido como el rendimiento.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
8. En las reacciones químicas, las sustancias son obligadas a conservar su naturaleza química.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
9. En una reacción química las sustancias que se combinan sufren cambios físicos, sin alterar sus propiedades químicas.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
10. En una reacción química las sustancias que se combinan sufren cambios físicos, sin alterar sus propiedades químicas.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
11. La reducción es la ganancia de uno o más electrones por parte de una sustancia.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
12. El porcentaje de pureza de un reactivo químico es la masa de sustancia pura contenida en 100 g del mismo.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>

13. Por ley de proporciones definidas “un compuesto siempre está constituido por los mismos elementos, pero en diferentes proporciones de masa”.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
14. El mol es usado para expresar números grandes de moléculas que forman parte de una reacción química.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
15. En una reacción química, parte del reactivo límite queda sin reaccionar.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
16. Toda ecuación química debe involucrar sus reactivos y productos, como por ejemplo la combustión del metano. $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
17. Las ecuaciones de oxido-reducción se balancean teniendo en cuenta los números de oxidación, los cuales, se obtienen tomando como referencia únicamente el oxígeno.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
18. La composición centesimal expresa la proporción en masa de todos los elementos contenido en 100.0 gramos de un compuesto al cual pertenece.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
19. La estequiometría tiene como objeto de estudio, las relaciones cuantitativas para determinar las proporciones de reactivos de una reacción química.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>
20. La ley de conservación de la masa enunciada por Lavoisier menciona que “en las reacciones químicas la masa no se crea ni se destruye, solo se transforma”.				
<b>Totalmente de acuerdo</b>	<b>De acuerdo</b>	<b>Sin opinión</b>	<b>En desacuerdo</b>	<b>Totalmente en desacuerdo</b>

## Anexo 2. Entrevista

### Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental Entrevista dirigida a docentes

**Fecha:**

**Nombre del Entrevistado:**

**Tiempo de Experiencia docente:**

#### **Presentación del entrevistador.**

Somos: Yulise Katherine Quintero Fierro y Karol Tatiana Vargas Zúñiga, estudiantes de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de la Universidad Surcolombiana y en asesoría del profesor Luis Javier Narváez Zamora, estamos realizando un proyecto de investigación para tesis de grado sobre las Dificultades en el Aprendizaje del Concepto Estequiometría en Estudiantes de Primer Semestre de la Licenciatura en Ciencias Naturales y Educación Ambiental de nuestra casa de estudios.

El propósito de esta entrevista es poder conocer gracias a sus experiencias y quehacer docente, cuáles son las dificultades que se presentan con la enseñanza y aprendizaje del concepto de estequiometría.

En este sentido, nos interesa obtener de parte suya, información valiosísima; para tratar de alcanzar el objetivo propuesto consistente en:

Determinar las dificultades de los estudiantes, con el aprendizaje del concepto estequiometría y plantear algunas alternativas de apoyo para con estas dificultades.

#### **Preguntas de la Entrevista**

##### **De apertura:**

1. ¿Cuáles libros de química utiliza para la enseñanza de la estequiometría?
2. ¿Acude a la historia y epistemología del concepto estequiometría para su enseñanza?

##### **Mayor intensidad:**

3. ¿Qué enfoque metodológico utiliza para enseñar la estequiometría?
4. ¿Dentro de su metodología hace uso de las Tics? (si la respuesta es sí precisar cómo, y si es no, por qué).
5. ¿Qué estrategias didácticas emplea para fortalecer el proceso de enseñanza de este concepto?
6. ¿Cuáles son los conceptos auxiliares que utiliza para la enseñanza de la estequiometría?

7. ¿Considera importante las prácticas de laboratorio presencial y /o simuladas para apoyar el concepto de estequiometría?

8. ¿Cómo evalúa el concepto de estequiometría?

9. ¿Cuáles cree usted, que son las principales dificultades en el aprendizaje de la estequiometría?

**De cierre:**

10. Con base en su experiencia ¿Qué material de apoyo recomienda para la enseñanza del concepto de estequiometría?

**Agradecemos de antemano por sus aportes para con nuestra investigación.**

**Anexo 3. Bitácora****Bitácora de clases de Química general 2021-2**

Nombres de los investigadores: \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

Lugar: \_\_\_\_\_

Fecha: \_\_\_\_\_

Hora: \_\_\_\_\_

Relato de los hechos en orden cronológico:

---

---

---

---

Acciones de los participantes que no implican la palabra (grado de participación, gestos), para esto, es necesario que los estudiantes enciendan la cámara:

---

---

---

Explicaciones o especulaciones, hipótesis de lo que sucede en el lugar:

---

---

---

---

Conclusión de lo observado:

---

---

---

---

#### Anexo 4. Rejilla de observación de libros

La tabla 10.1 permitió la recolección de los conceptos de los diferentes libros a los cuales se les realizó la revisión de la calidad científica del contenido.

**Tabla 10.1.**

*Rejilla de observación de libros para la calidad científica del contenido. Fuente Propia*

Concepto	Brown, Lemay, Bursten, Murphy	Chang, Goldsby	Ebbing, Gammon	Mondragón, Peña, Sanchez, Arbeláez, González	Petrucci, Herring, Madura, Bissonnette
Estequiometría					
Ley de conservación de la masa de Lavoisier					
Ley de las proporciones definidas de Proust					
Mol					
Oxidación					
Reducción					
Masa molar					
Número de Avogadro					
Ecuación química					
Reacción química					
Balanceo de ecuaciones químicas por redox					
Rendimiento					
Reactivo límite					
Pureza de reactivos					
Composición centesimal					

## XI Referencias

- Alvarado, A. Y. (2008). Efecto de tres estrategias de enseñanza centradas en procesos de pensamiento sobre el rendimiento estudiantil en estequiometría. *Educare*, 12(3), 361-377.
- Amórtegui, E., Mosquera, J., Ortiz, L., y Tamayo, L. (2018). Concepciones sobre estequiometría a partir sobre situaciones problematizadoras con estudiantes de grado décimo en Palermo, Huila-Colombia. *Educación y Ciencia* (21), 1770-1778.
- Arasasingham, R., Taagepera, M., Potter, F. & Longers, S. (2004). Using knowledge space theory to access student understanding of stoichiometry. *Journal of Chemical Education*, 81, 1517-1523.
- Ausubel, D., Novak, J., y Hanesian, H. (1983). *Psicología educativa*. Trillas.
- Bernal-Ballén, A. (2009). *Identificación y superación de errores conceptuales en la enseñanza y aprendizaje del concepto estructurante estequiometría*. Kimpres LTDA.
- BouJaoude S. & Barakat H., (2000), Secondary school students' difficulties with stoichiometry. *School Science Review*, 81, No. 296, 91-98.
- Brown, T., LeMay, E., Brursten, B., y Burdge, J. (2014). *Química: La ciencia Central*. Pearson Educación.
- Bustos, C., Sánchez, C., Salgado, G., Navarrete, J., y Ugarte, R. (2007). El concepto de equivalente químico y su aplicación en cálculos estequiométricos. *Educación Química*, 18(3), 222-227.: <http://dx.doi.org/10.22201/fq.18708404e.2007.3.65952>
- Cárdenas, A. (2006). Dificultades de aprendizaje en química: caracterización y búsqueda de alternativas para superarlas. *Ciência & Educação*, 12(3), 333-346.: <https://doi.org/10.1590/S1516-73132006000300007>
- Cardoso-Ferreira, N. (1989). Primeros pasos en Química. Una entrevista con Lavoisier. *Enseñanza de las ciencias*, 7(1), 77-83.
- Chang, R., y Goldsby, K. (2017). *Química*. (Doceava edición ed.): Mc Graw Hill Educación.
- Cohen, R., y Swerdlik, M. (2001). *Pruebas y Evaluaciones psicológicas: Introducción a las pruebas y mediciones*. Mc Graw Hill.

- Díaz, F. J. (2012). *Utilización de la simulación como estrategia de enseñanza en los conceptos asociados al estudio de la estequiometría en estudiantes de grado noveno, décimo, once y segundo semestre de Ingeniería Química*. [Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia]. Repositorio Institucional-Universidad Nacional de Colombia.
- Díaz, F y Hernández, G. (2003). *Estrategias docentes para un aprendizaje significativo. Una interpretación constructiva*. Mc Graw Hill Interamericana.
- Dundas, P. (2002). *The Jains*. Routledge.
- Ebbing, D., y Gammon, S. (2010). *Química General*. Cengage Learning.
- Fach, M. (2007). Resultados de un estudio de entrevistas como base para el desarrollo de herramientas de apoyo escalonado para problemas estequiométricos. *Investigación y práctica de la educación química*, 8(1), 13-31.
- Frazer, M. & Servant, D. (1987). Aspects of stoichiometry, where do students go wrong? *Education in Chemistry*, 24, 73-75.
- Furió C., Azcona R. & Guisasola J., (2002), The learning and teaching of the concepts 'amount of substance' and 'mole': a review of the literature. *Chemistry Education Research and Practice*, 3, 277-292.
- Furió, C., Azcona, R., & Guisasola, G. (2006). Enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol basada en un modelo de aprendizaje como investigación orientada. *Enseñanza de las ciencias*, 43-58.
- Furió, C., y Padilla, K. (2003). La evolución histórica de los conceptos científicos como prerrequisito para comprender su significado actual: el caso de la cantidad de sustancia" y el mol". *Didáctica de las ciencias experimentales y sociales* (17), 55-74.
- Galagovsky, L. (2004). Del aprendizaje significativo al aprendizaje sustentable. *Enseñanza de las Ciencias*, 22 (2), 229-240.
- Galagovsky, L., Giacomo, M. D., y Alí, S. (2015). Estequiometría y ley de conservación de la masa: lo que puede ocultar la simplificación del discurso experto. *Ciencia y Educación*, 21(2), 351-360.: <http://dx.doi.org/10.1590/1516-731320150020006>
- Ganuja, J., Casas, M. P., y Queipo, M. (1998). *Estequiometría, Estructuras, Termoquímica, Equilibrios, Química Orgánica*. McGraw-Hill.
- Gauchon, L., & Mehérut, M. (2007). Learning about stoichiometry: from students' preconceptions to the concept of limiting reactant. *Chemistry Education Research and Practice*, 8(4), 362-375.

- Giroux, S., y Tremblay, G. (2004). *Metodología de las Ciencias Humanas*. (Primera Edición ed.). México: Fondo de Cultura Económica.
- Gómez, D. P. (2013). *Construcción de una unidad de enseñanza potencialmente significativa para el aprendizaje de la estequiometría orientada al grado décimo del Colegio Campestre Horizontes*. [Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia]. Repositorio Institucional-Universidad Nacional de Colombia.
- Grisolía, C. V. (2009). Integración de elementos didácticos y del diseño en el software educativo hipermedial "Estequiometría". *Revista Electrónica de Enseñanza de las Ciencias*, 8(2), 440-465.
- Hernández, R., Fernández, C., y Baptista, M. d. (2010). *Metodología de la Investigación*. McGraw-Hill.
- Huddle, P. & Pillay, A. (1996). An in-depth study of misconceptions in stoichiometry and chemical equilibrium at a South African University. *Journal of Research in Science Teaching*, 23(1), 65-77.
- Katz, M. (2010). *Robert Boyle y el concepto de elemento*. Rlabato.  
[http://www.rlabato.com/isp/qui/boyle\\_concepto\\_elemento.pdf](http://www.rlabato.com/isp/qui/boyle_concepto_elemento.pdf)
- Kirk, G., Raven, J., y Schofield, M. (1983). *Los filósofos presocráticos*. Cambridge University Press.
- Lacolla, L., Meneses Villagra, J., y Valéiras, N. (2014). Reacciones químicas y representaciones sociales de los estudiantes. *Enseñanza de las Ciencias*, 32(3), 89-109.
- Lavoisier, A. (1789). *Traité élémentaire de Chimie discours préliminaire, en oeuvres de Lavoisier*. Imprimerie Imperiale.
- Lee, S. (1961). A redefinition of "Mole". *J Chem. Educ*, 38(11), 549-551.
- Long, A., y Sedley, D. (1987). *Epicureísmo: los principios de conservación, Los filósofos helenísticos*. Cambridge University Press.
- Malaver, M., Pujol, R., D'Alessandro, A. (2007). La calidad científica del contenido sobre el tema de la estructura de la materia en textos universitarios de química general. *Enseñanza de las ciencias: Revista de investigación y experiencias didácticas*, 25(2), pp. 229-240.
- Manrique, D. (2012). *Algunas estrategias de aula para el mejoramiento de la enseñanza de la estequiometría en la media técnica*. [Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia]. Repositorio Institucional-Universidad Nacional de Colombia.
- Marcano, K. A. (2015). Aplicación de un juego didáctico como estrategia pedagógica para la enseñanza de la estequiometría. *Revista de Investigación*, 39(84), 181-204.

- Martínez, M. S., y Longhi, A. L. (2013). Identificación y categorización de dificultades de ectocomprensión en enunciados de problemas de lápiz y papel de estequiometría. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 136-147.
- McMurry, J., y Fay, R. (2009). *Química General*. Pearson Educación.
- Mitchell I.J. & Gunstone R.F., (1984), Some student conceptions brought to the study of stoichiometry. *Research in Science Education*, 14, 78-88.
- Moreno, J. E., Herreño, J., Giraldo, V. H., Fuentes, W., y Casas, J. (2009). Estequiometría Visible. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 6(3), 477-482.
- Moreno, R. (2016). *Química General*. Editorial México.
- Mortimer, C. (1992). *Química General* (Quinta ed.). Iberoamérica.
- Mondragón H., Peña, L.Y., Sánchez, M., Arbeláez, F., y González, D. (2010). *Hipertexto Química I*. Editorial Santillana.
- Muñoz, J. C. (2014). *Aplicación de una estrategia didáctica que permita la comprensión de la estequiometría a partir de un aprendizaje significativo*. [Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia]. Repositorio Institucional-Universidad Nacional de Colombia.
- Narváez Zamora, L. (2011). *Aprendizaje de los conceptos: enlace químico y estequiometría* (1 ed.): Editorial Universidad Surcolombiana
- Nivio, A., Gagey, M. C., Lacarra, H., Doce, L., Astarita, A., Badino, M., . . . Gorosito, J. (2019). *Química General Introductorio*. Universidad Nacional de Lomas de Zamora.
- OCDE. (2019). *Resultados PISA 2018 para Colombia*. Programme for International Student Assesmant. [https://www.oecd.org/pisa/publications/PISA2018\\_CN\\_COL\\_ESP.pdf](https://www.oecd.org/pisa/publications/PISA2018_CN_COL_ESP.pdf)
- Paz, C. (2011). *Teoría Atómica y Modelos Atómicos*. Fullquímica. <https://www.fullquimica.com/2011/03/teoria-atmica-y-modelos-atomicos.html>
- Pellón, I. (2003). *Dálmton, el hombre que pesó los átomos*. Nivola.
- Petrucci, R., Herring, G., Madura, J., y Bissonnette, C. (2011). *Química: Principios y Aplicaciones Modernas*. Pearson Educación.
- Pinto, G., Martín-Sánchez, M., & Martín-Sánchez, M. (2012). Sistema Internacional de Unidades. Resumen histórico, nuevas propuestas. (R. S. Española, Ed.) *Anales de la Química*, 236-240.

- Pozo, J., y Gómez, (2009). *Aprender y enseñar ciencia: Del conocimiento cotidiano al conocimiento científico*. Morata L.S.
- Pujol, R. (1993). *Análisis del contenido, las ilustraciones y las actividades propuestas en la unidad referente a la estructura de la materia de los libros de texto en química para el noveno grado de educación básica*. Instituto Pedagógico de Caracas.
- Quintanilla, M. (2010). *Historia y Filosofía de la Química, Aportes para la Enseñanza*. Siglo XX editores S.A.
- Raviolo, A., y Lerzo, G. (2014). Analogías en la enseñanza de la estequiometría: revisión de páginas web. *Revista electrónica de investigación en educación en ciencias*, 9(2).
- Raviolo, A., y Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Sciencedirect*, 27(3), 195-204. <https://doi.org/10.1016/j.eq.2016.04.003>
- Rodríguez, J. (1995). *Estequiometría química: (leyes fundamentales de la química; teoría atómico-molecular)*. Universidad castilla de la Mancha.
- Romero, F. (2009). Aprendizaje significativo y constructivismo. *Revista Digital para Profesionales de la Enseñanza* (3).
- Sánchez, I. A. (2020). *Aprendizaje basado en problemas (ABP) como estrategia para el aprendizaje de la estequiometría*. [Tesis de Maestría, Universidad Nacional de Colombia]. Repositorio Institucional-Universidad Nacional de Colombia.
- Sanger, M., & Greenbore, T. (1999). An Analysis of college chemistry textbooks and sources of misconceptions and errors in electro-chemistry. *Journal of Chemical Education*, 78(6), 853-860.
- Santana, M. D. (2004). *Química Para El Acceso a Ciclos Formativos de Grado Superior*. MAD S.I.
- Santos, L., & Silva, G. (2013). O estado da arte sobre estequiometria: Dificuldades de aprendizagem e estratégias de ensino. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 0(Extra), 3205-3210.
- Schmidt H. J., (1990), Secondary school students' strategies in stoichiometry. *International Journal of Science Education*, 12, 457-471.
- Villareal, J., y Sánchez, L. (2018). *Incidencia de la implementación de una unidad didáctica diseñada en el modelo de Investigación Dirigida en el aprendizaje de la Estequiometría*. [Tesis de Maestría, Universidad de Antioquia]. Repositorio Institucional-Universidad de Antioquia.

Yarroch, W. (1985). Student understanding of chemical equation balancing. *Journal of Research in Science Teaching*, 22(5), 449-459.

Yin, R. (1994). Investigación sobre estudio de casos. Diseño y métodos. *Applied social research methods series*, 5(2), 1-35.