



UNIVERSIDAD NACIONAL DE COLOMBIA

Las analogías en la enseñanza de la estequiometría en décimo grado

Juan Carlos Palencia Pérez

Universidad Nacional del Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Valledupar, Colombia

2017

Las analogías en la enseñanza de la estequiometría en décimo grado

Juan Carlos Palencia Pérez

Trabajo final presentado como requisito parcial para optar al título de:
Magister en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Directora:

Dr. Sc. Mary Trujillo González

Universidad Nacional de Colombia

Facultad de Ciencias

Maestría en Enseñanza de las Ciencias Exactas y Naturales

Valledupar, Colombia

2017

A mi familia por su apoyo incondicional, por permitirme tomar del tiempo que debí dedicarles para alcanzar este logro.

Agradecimientos

A mi madre Sixta Pérez, quien físicamente no pudo verme terminar este peldaño de mi formación. Siempre sentí su presencia.

A mi directora de trabajo Dr. Sc. Mary Trujillo González, docente del Departamento de Química de la Universidad Nacional de Colombia por su constante asesoría, paciencia, dedicación, apoyo y sugerencias. Por responder a mis inquietudes de manera oportuna.

A los estudiantes del grado décimo de la jornada de la mañana de la Institución Educativa Nacional Loperena de la ciudad de Valledupar, por su entusiasmo en el desarrollo de las actividades propuestas en el trabajo realizado.

Resumen

Para el presente trabajo se diseñó e implementó una estrategia didáctica basada en el uso de las analogías para la enseñanza de la estequiometría con los estudiantes del grado décimo de la jornada de la mañana de la Institución Educativa Nacional Loperena de la ciudad de Valledupar. El diseño metodológico contempló cuatro etapas, iniciando con la aplicación de un instrumento para identificar conceptos previos, seguido de la etapa exploratoria donde se describió el concepto y la estructura de las analogías, una fase de conceptualización en la cual se desarrollaron guías de clase partiendo de análogos de la vida cotidiana para establecer nexos con el tópico tratado y, por último, se empleó un instrumento de evaluación para valorar los alcances de la aplicación de la estrategia. Los resultados revelaron una mejora significativa no sólo en la motivación de los estudiantes, sino también en los procesos de interpretación y resolución de situaciones problemáticas hipotéticas asociadas a la estequiometría.

Palabras clave: Estequiometría, analogías, estrategia didáctica.

Abstract

A didactic strategy was designed and implemented for this work based on the use of analogies for teaching stoichiometry to students from Loperena school who are in 10th grade in the city of Valledupar. This methodological design had four steps. Beginning with applying a method to identify previous concepts, followed by the exploratory stage where the concept and structure of the analogies were described, a phase of conceptualization in which class guides were developed pertaining to the analogues of daily life to establish links with the topics discussed, and, finally, an evaluation tool was used to assess the scope of the implementation of the strategy. The results revealed a significant improvement, not only in student motivation, but also in the processes of interpretation and resolution of hypothetical situations associated with stoichiometry.

Keywords: Stoichiometry, analogies, didactic strategy.

Contenido

	Pág.
Resumen	IX
Lista de figuras	XIII
Lista de tablas.....	XV
Introducción.....	1
1. Aspectos preliminares.....	3
1.1 Planteamiento del problema.....	3
Antecedentes.....	3
Descripción del problema	4
Justificación	6
1.2 Objetivos	7
1.2.1 Objetivo general	7
1.2.2 Objetivos específicos	7
2. Marco referencial	9
2.1 Componente histórico epistemológico	9
2.2 Componente pedagógico y didáctico.....	14
2.2.1 Concepciones acerca de analogía	14
2.2.2 Estructura de las analogías.....	15
2.2.3 ¿Cómo enseñar a partir de las analogías?	17
2.2.4 Tipos de analogías	19
2.2.5 Precauciones a tener en cuenta en el uso de las analogías en la enseñanza	20
2.2.6 El constructivismo y las analogías.....	20
2.2.7 La unidad didáctica.....	22
2.3 Componente disciplinar.....	24
2.3.1 Fórmulas químicas y estequiometría de composición	24
2.3.2 Mol y masa molar	26
2.3.3 La reacción química.....	26
2.3.4 Ecuaciones químicas y estequiometría de reacción.....	26
2.3.5 Cantidades de reactivos y productos.....	30
2.3.6 Reactivo limitante y reactivo en exceso	31
2.3.7 Pureza de reactivos y productos	33
2.3.8 Rendimiento o eficiencia de una reacción	33
3. Metodología.....	37

4. Resultados y discusión.....	41
5. Conclusiones y recomendaciones.....	65
5.1 Conclusiones	65
5.2 Recomendaciones	66
A. Anexo: Pretest - Postest	67
B. Anexo: Guía de trabajo 1.....	69
C. Anexo: Guía de trabajo 2.....	71
D. Anexo: Guía de trabajo 3.....	74
E. Guía de trabajo 4	78
F. Anexo: Guía de trabajo 5.....	82
G. Guía de trabajo 6	84
Bibliografía	89

Lista de figuras

	Pág.
Figura 2-1 Estructura externa de una analogía	16
Figura 4-1. Respuestas a la pregunta 1	43
Figura 4-2. Respuestas a la pregunta 2.	44
Figura 4-3 Respuestas a la pregunta 3	45
Figura 4-4 Respuestas a la pregunta 4	46
Figura 4-5. Respuestas a la pregunta 5.	47
Figura 4-6. Respuestas a la pregunta 6.	48
Figura 4-7. Respuestas a la pregunta 7.	49
Figura 4-8. Respuestas a la pregunta 8.	50
Figura 4-9. Respuestas a la pregunta 9.	50
Figura 4-10 Resolución de los ejercicios guía 3.	53
Figura 4-11 Resolución de los ejercicios guía 4.	54
Figura 4-12 Resolución de los ejercicios guía 4.	55
Figura 4-13 Resolución de ejercicios guía 6.....	56
Figura 4-14 Análisis pregunta 1.	57
Figura 4-15 Análisis comparativo de la pregunta 2.....	58
Figura 4-16 Análisis comparativo de la pregunta 3.....	58
Figura 4-17 Análisis comparativo de la pregunta 4.....	59
Figura 4-18 Análisis de la pregunta 5.....	59
Figura 4-19 Análisis comparativo de la pregunta 6.....	60
Figura 4-20 Análisis comparativo de la pregunta 7.....	61
Figura 4-21 Análisis comparativo de la pregunta 8.....	61
Figura 4-22 Análisis comparativo de la pregunta 9.....	62

Lista de tablas

	Pág.
Tabla 2-1 Fases o pasos para la enseñanza basada en analogías (Felipe et al., 2005) .	18
Tabla 2-2 Tipos de analogías (Frigo et al., 2001).	19
Tabla 2-3 Elementos de una unidad didáctica.....	23
Tabla 3-1 Etapas del diseño metodológico.....	38
Tabla 4-1 Resultado general de test diagnóstico.....	42
Tabla 4-2 Resultado general de test postest.	56

Introducción

El rol que el docente debe jugar ante las dificultades que se presentan en el proceso de enseñanza y aprendizaje, es el de dinamizador, motivador y generador de nuevas estrategias didácticas que conlleven a un verdadero aprendizaje significativo de las ciencias. Como indica Tobón, “A diferencia de la docencia tradicional, la pedagogía estratégica implica la construcción, deconstrucción y reconstrucción continua de la parte pedagógica a partir de la reflexión que hace el mismo docente sobre su proceder” (Tobón, 2005). Es indiscutible que la labor docente tiene como eje principal el aprendizaje de los estudiantes y a pesar que en su diaria interacción con el mundo que los rodea los jóvenes construyen estructuras mentales, es el docente el que posee la fundamentación didáctica y disciplinar, los medios y la intención pedagógica para propiciar una formación integral en estos.

En el proceso de enseñanza de la química se presentan por un lado dificultades tales como: altos índices de reprobación estudiantil, escasa motivación para su aprendizaje, deficiencias asociadas a la comprensión de textos, situaciones problemas y a operaciones matemáticas y al desconocimiento de la simbología característica. Por otro lado, algunas metodologías utilizadas por los docentes no contribuyen al logro de un verdadero aprendizaje significativo. Por consiguiente, se necesita del diseño y ejecución de nuevas estrategias que contribuyan al conocimiento real de los procesos y a generar nuevas estructuras mentales en los estudiantes. El desarrollo del mundo conceptual en el que se mueve la química hace cada vez más necesario que los conceptos estén adecuadamente enlazados a una vivencia experimental previa. El uso de analogías juega un papel muy importante en la reestructuración del marco conceptual de los estudiantes, porque permiten desarrollar nuevas estructuras de conocimiento a partir de conceptos que le son familiares.

En el presente trabajo se diseñaron y ejecutaron una serie de actividades que utilizaron las analogías como herramienta para acercar a los estudiantes del grado décimo de la Institución Educativa Nacional Loperena de Valledupar a conceptos desconocidos y complejos a partir del establecimiento de nexos con otros que el posee o ha adquirido en su cotidianidad. La metodología empleada parte de una etapa diagnóstica en la que se identifican los saberes previos y las deficiencias conceptuales que los jóvenes poseen acerca de la estequiometría, seguida de una etapa en la que se presentan las analogías como herramientas para conocer conceptos desconocidos (tópicos) a partir de otros bien conocidos (análogos); una tercera etapa de conceptualización que promueve la formación de nuevas estructuras mentales, en un orden secuencial y de aumento gradual de la complejidad. Por último, se aplica un instrumento de evaluación para valorar los alcances de la estrategia.

Es necesario señalar que de la población objeto de estudio se extrajo una muestra compuesta por 30 estudiantes, los cuales tenían en común bajos resultados históricos en asignaturas tales como ciencias naturales y matemáticas. La intencionalidad del trabajo radica en identificar los aportes y beneficios que puede traer a estudiantes con deficiencias en su proceso de aprendizaje y que pueda extrapolarse a otras áreas del conocimiento y a otras instituciones. Dentro de las limitaciones del estudio hay que señalar el extremo cuidado que debe tener el docente al aplicar la analogía, de tal forma que el estudiante no la tome como el centro de lo que debe aprender o que él cimiente su conocimiento sobre observaciones del análogo sin transferirlas al tópico.

1. Aspectos preliminares

1.1 Planteamiento del problema

Antecedentes

En una revisión profunda acerca del uso de las analogías en la enseñanza de la estequiometría se señala que Last, en 1983 fue uno de los primeros en utilizarlas, cuando empleó a una pareja de baile, constituida por un chico y una chica como análogo de la reacción en la que el amoníaco reacciona con el ácido clorhídrico para producir cloruro de amonio. En dicha propuesta se abordaron temas como reactivo limitante, reactivo en exceso y rendimiento y eficiencia, llegando incluso a ampliar la analogía variando el número de parejas o participantes en el baile hasta constituir danzas y comparsas más elaboradas (Raviolo, & Lerzo, 2014).

Más adelante, Felty, en 1985, utiliza frutas como uvas y cerezas para preparar ensaladas, pero utilizando los conceptos de masas relativas y molares al establecer que las cerezas pesaban el doble que las uvas (Felty, 1985). Posteriormente en 1988, Arthur Last, emplea como análogo un unicycle y una bicicleta para explicar las diferencias entre las concentraciones de sales tales como el cloruro de sodio y el cloruro de magnesio y los iones producto de su respectiva disociación (Last, 1988).

Hay que mencionar, además que, en el año 2003, se presentan los resultados de una divertida investigación, en la cual se explica gran parte de la estequiometría elaborando diversas clases de hamburguesas. En dicho trabajo, los autores usan una determinada simbología para representar los ingredientes tales como: P (rodaja de pan), H (hamburguesa de carne y Q (loncha de queso). A partir de esta actividad los estudiantes mejoran la comprensión de conceptos tales como fórmula y ecuación química, la ley de conservación de masas, reactivo límite y en exceso y rendimiento o eficiencia de una reacción (Haim et al., 2003).

Otro trabajo importante para señalar corresponde a una secuencia didáctica sobre la estequiometría usando tornillos, tuercas y arandelas, donde de manera similar a los trabajos señalados anteriormente, se utilizan símbolos para cada elemento. En sus conclusiones plantean lo positivo que resultaron las analogías para pasar del nivel macroscópico (tornillos, tuercas y arandelas) al nivel nanoscópico (átomos y moléculas). De igual forma les permitió mejorar en la elaboración de modelos y establecer con mayor facilidad razones y proporciones a partir de las ecuaciones estequiométricas (Sánchez & Millán, 2009).

En Colombia, Moreno, realiza un trabajo en el que incorpora y aplica analogías para elaborar guías tipo Escuela Nueva con estudiantes de la zona rural de Supía (Caldas). Dentro de sus conclusiones afirma lograr un mejoramiento en los procesos lógicos del aprendizaje y entendimiento de los conceptos, al igual que se elevó la capacidad de resolver situaciones problemas con cálculos estequiométricos (Moreno, 2011).

También podemos mencionar una estrategia didáctica basada en analogías para motivar el aprendizaje de la estequiometría con estudiantes de grado décimo de la Institución Educativa John F. Kennedy, de la localidad octava de Bogotá. El autor de este trabajo concluye que, si se parte de situaciones que son cercanas al estudiante, las cuales tienen una representación real en su imaginario para luego compararlas y establecer relaciones con los tópicos del tema, se facilita el aprendizaje, haciendo que este se incorpore a su estructura conceptual y tenga un carácter significativo (Guisado, 2014).

Descripción del problema

Las pruebas de carácter internacional como PISA y TIMS han ubicado a Colombia en los últimos lugares respecto a la capacidad que tienen los estudiantes para aplicar conceptos y saberes propios de las ciencias en la resolución de situaciones hipotéticas. Los estudiantes no demuestran competencias para decodificar los distintos componentes de una situación y la forma como estos interactúan dentro del contexto planteado. Las pruebas de estado SABER 11 realizadas por el ICFES ubican al Cesar y a Valledupar por debajo de la media nacional y en lo que a ciencias naturales se refiere prevalecen las dificultades de los estudiantes en el campo de la argumentación y la proposición (ICFES, 2016).

Paralelamente, al analizar las planillas, registros y diarios de clases de los últimos años del grado décimo de la institución educativa Nacional Loperena de la ciudad de Valledupar (Cesar) se observa una disminución considerable en los promedios académicos de la asignatura química en el tercer periodo académico. La razón más relevante es la temática tratada durante dicho período: La unidad de Estequiometría. El manejo de conceptos abstractos como mol, masas relativas, razones y proporciones, reactivos limitantes y en exceso, generan en los estudiantes dificultades en la comprensión y asimilación de esta temática.

De igual forma, es necesario señalar que muchos estudiantes optan por mecanizar los pasos y los procesos de resolución de problemas antes de comprender realmente lo que significa cada paso. Así mismo, es común encontrar estudiantes con serias deficiencias en el manejo de diversos términos e inclusive unidades (moles, masas molares y moleculares, volúmenes), las cuales limitan en gran medida el aprendizaje, ya que impiden la comprensión de los enunciados y las situaciones problémicas que se abordan durante la enseñanza de la estequiometría.

De la misma manera, las relaciones cuantitativas generan dificultades para la comprensión y resolución de cálculos estequiométricos, debido a las representaciones abstractas y modelos mentales que deben hacerse y al uso de los conceptos de razón y proporción. Es decir, es muy importante que el estudiante maneje a la perfección las razones y las proporciones, que comprendan lo que hacen y no que simplemente resuelvan de manera mecánica o algorítmica la situación problema.

Teniendo en cuenta la problemática planteada anteriormente y con base en los aportes de las investigaciones y estudios realizados por varios autores, en este trabajo se plantea el desarrollo de una propuesta basada en el uso de analogías, las cuales pueden jugar un papel muy importante en la reestructuración del marco conceptual de los estudiantes y de igual manera, facilitar la comprensión y visualización de conceptos abstractos como los que hacen parte de la estequiometría (Galagovsky & Adúriz-Bravo, 2001, Oliva et al., 2001, Fernández et al. 2005, Raviolo, 2009, Aragón et al., 2010, Galagovsky & Di Giacomo, 2015, Raviolo, & Lerzo, 2014).

Justificación

Algunos autores plantean que en la labor docente se recortan o adaptan los contenidos a enseñar y se secuencian tradicionalmente con la mejor intención de elegir modelos apropiadamente simplificados para que sean de fácil comprensión para los estudiantes (Galagovsky & Di Giacomo 2015). No obstante, dado que el discurso químico no resulta fácil de comprender para los estudiantes, es necesario diseñar estrategias de enseñanza más convenientes para que el estudiante comprenda el discurso de la estequiometría y sea capaz inclusive de relacionarlas con contextos de su diario accionar.

Cabe señalar, que la enseñanza de la estequiometría en la asignatura química del grado décimo, trae consigo una serie de dificultades relacionados con la comprensión y aplicación de conceptos por parte de los estudiantes. A partir del análisis de los resultados de los exámenes de fin de periodo, de los resultados de las pruebas SABER 11 y de los registros de los últimos 5 años en la Institución educativa Nacional Loperena de la ciudad de Valledupar (Cesar) relacionados con el desempeño de los estudiantes en el aprendizaje de la estequiometría, se evidencian serias dificultades tales como: la deficiente interpretación de las situaciones problemas o enunciados que se plantean para resolver, el incorrecto establecimiento de relaciones entre reactivos y productos planteadas en la ecuación química balanceada y las relaciones que se puedan establecer entre estas y las cantidades planteadas en una situación problema o en un experimento.

Llegado a este punto, es importante señalar que para Raviolo, “Las analogías constituyen un recurso variado y dinámico en la enseñanza porque se pueden abordar a través de diversos medios: un juego, un experimento, una historia, un modelo, un dispositivo, un problema, etc.”. Por tanto, a través del presente trabajo se busca mejorar el proceso de enseñanza y aprendizaje de la estequiometría mediante el diseño y desarrollo de estrategias didácticas que incluyan actividades y situaciones en las que los estudiantes puedan establecer analogías entre el conocimiento adquirido en su vida cotidiana y los preceptos teóricos propios de esta temática (Raviolo, 2009).

1.2 Objetivos

1.2.1 Objetivo general

Desarrollar una estrategia didáctica para la enseñanza y aprendizaje de la estequiometría a través del uso de analogías con estudiantes del grado décimo de la Institución Educativa Nacional Loperena del municipio de Valledupar (Cesar).

1.2.2 Objetivos específicos

- Identificar los saberes previos que poseen los estudiantes acerca de conceptos relacionados con la estequiometría.
- Determinar los elementos y la estructura de la estrategia didáctica teniendo en cuenta aspectos de la vida cotidiana de los estudiantes.
- Aplicar la estrategia didáctica diseñada para la comprensión de los conceptos de la estequiometría con base en el uso de analogías.
- Verificar el efecto de la aplicación de la estrategia didáctica sobre la comprensión de los estudiantes de los conceptos de la estequiometría.

2. Marco referencial

2.1 Componente histórico epistemológico

El estudio de la estequiometría ha jugado un papel determinante en el desarrollo de la química. Con el surgimiento de ésta, se obtiene un conocimiento más claro de cómo se llevan a cabo las reacciones químicas y cómo se pueden calcular las cantidades de reactivos y productos para un determinado procedimiento científico de síntesis química. La construcción de los preceptos propios de la estequiometría son el resultado de los aportes de muchos científicos, dentro de los cuales es fundamental señalar desde los aportes de Galileo Galilei, la fundamentación de Jeremias Benjamin Richter y los acuerdos generados en los distintos congresos y avalados por la IUPAC.

Para empezar, se puede señalar que el manejo de las cantidades de la materia adquiere relevancia con el planteamiento de método científico de **Galileo Galilei** (1564-1642), quien afirmaba que era necesario el control de la materia para los procedimientos experimentales y de esta forma obtener resultados confiables de los cuales se puedan extraer conclusiones sin temor a equivocarse por el control previo de las variables, entre ellas la cuantificación de la masa. Lo anterior llevó a Galileo a plantear que cada sustancia tenía su peso específico término que con el tiempo fue modificado a densidad.

Otro científico que controló la masa en sus experimentos fue **Jean Baptista Van Helmont** (1577-1644). Para su investigación controló sustancias volátiles como los alcoholes, sustancia que por su volatilidad se evaporara con facilidad a temperatura ambiente por lo que su masa cambia constantemente durante el procedimiento experimental, si el alcohol no se encuentra en un recipiente cerrado. Fue pionero en usar métodos cuantitativos en experiencias biológicas y probó que la planta no se nutría solo de la parte sólida del suelo. Santos, señala que **Van Helmont** no aceptaba la teoría de los 4 elementos de Aristóteles y elaboró su propia teoría de la materia, en la que el agua

era la materia o el sustrato de los cuerpos sobre el que actuaría un fermento para dar así las propiedades y formas de las distintas sustancias (Santos, 2006).

Es necesario señalar en este recorrido histórico al químico, físico e inventor **Robert Boyle**, el cual transformó la alquimia en química en 1661, con la publicación de su libro *El químico escéptico*. En él, la teoría griega que consideraba los elementos como sustancias místicas de naturaleza originable a expensas de algunos principios primarios fue abandonada por Boyle. En contra de esto, sugirió que un elemento era una sustancia material e identificable por métodos analíticos. Así, un elemento era cualquier sustancia que no se pudiera componer en otras dos más simples. Además, dos elementos podían unirse para formar un compuesto del que luego podían aislarse si quería, cada uno de los dos elementos (Santos, 2010).

Por su parte, en 1789, **Antoine Lavoisier** publicó su primera edición de “Tratado elemental de química” en el cual, entre otros aspectos plantea, el concepto de sustancia elemental o elemento y desarrolla un experimento que lo lleva a entender lo que ocurre durante la combustión y el papel del oxígeno del aire en dicho proceso. En el mismo tratado demuestra calcinando mercurio en lugar de estaño, que el peso ganado por los metales al quemarse era igual al peso perdido por el aire natural en que se quemaban. Esto último lo expresó en una ley, que fue llamada “de conservación de la materia” (Sánchez & Belmar, 2006).

Es imprescindible señalar en esta reseña histórica epistemológica el aporte de Jeremías Benjamín Richter (1762 -1807), el cual creó el concepto de estequiometría para cuantificar las proporciones de masas que intervienen en las reacciones químicas. El término estequiometría deriva del griego “*steicheion*,” que significa “primer principio o elemento” y de “*metron*,” que significa “medida”. Otro aporte de Richter fue llamar elementos al ácido y a la base que eran componentes de la sal neutra, extendiendo esta idea a otros compuestos e incluso a los propios elementos químicos. Llamó al ácido 'elemento determinante' y a la base 'elemento determinado'. Midió el peso de varias bases que reaccionaban con idénticos pesos de un ácido. Representó las series de proporciones de pesos de combinación para cada ácido y base de manera separada (Furió & Padilla, 2003).

De igual forma, es necesario señalar el aporte fundamental realizado por Richter en 1792, cuando publica los tres volúmenes de “*Angfängsgründe der Stöchyometrie*”. El

primer volumen "*Die reine Thermimetric und Phlogometrie*", dedicado a las medidas calorimétricas y los otros dos "*Angewandte Stoichiometrie*", ya dedicados a las relaciones entre las combinaciones químicas. Formuló lo que se conoce como la "ley de proporciones recíprocas", la cual se generalizó como sigue: "Todas las reacciones químicas se llevan a cabo en proporciones de peso representados por 'pesos equivalentes' elementales. Para cada elemento se debe asignar uno o más 'pesos equivalentes' que pueden llegar a formar una serie integral de pequeños submúltiplos de números enteros" (Rocke, 1984).

También es importante mencionar el aporte del químico **Joseph Louis Proust**, el cual enunció inicialmente en 1801, lo que se conoce como ley de la composición constante, la cual fue posteriormente retomada por Dalton para la formulación de su teoría atómica y publicada en su libro "*A New Sistem of Chemical Philosophy*" en 1808. Proust observó que las cantidades relativas de los elementos constitutivos de un compuesto permanecen constantes, independientemente del origen de ese compuesto (Ley de las proporciones definidas). Además, contradecía las conclusiones de **Claude L. Berthollet** quien defendía que las proporciones en la que se combinaban los elementos en un compuesto dependían de su síntesis. La ley de las proporciones definidas le da una nueva perspectiva a la estequiometría, pues extiende el concepto de los equivalentes a todo tipo de combinaciones (Furió & Padilla, 2003).

El 31 de diciembre de 1808 un joven químico francés llamado **Joseph Louis Gay-Lussac** leía ante la sociedad, *Philomatique*, una memoria en la que mostraba que las sustancias gaseosas se combinaban en proporciones de números enteros y sencillos. Este hecho suponía que las sustancias gaseosas no estaban formadas por un único átomo como postulaba Dalton, por lo que sus experimentos crearon una gran confusión entre los químicos de la época. Muy a pesar de esto, **John Dalton** demostró con explicaciones muy sencillas, la formación entre sustancias más simples y compuestas dentro de un marco de principios evidentes comprobando ciertas teorías como la ley de la conservación de la masa y de las proporciones constantes, cuando se presentaban por la interacción de reactivos, para dar origen a otras sustancias llamadas productos. Aplicando estos términos más literalmente se estaría hablando lo que normalmente se conoce como reacciones químicas. Sus ideas despertaron mucho interés y podría decirse que marcaron un antes y un después en la historia moderna de la teoría atómica.

Así mismo, es imprescindible señalar los aportes que en 1811 realizó **Amadeo Avogadro** cuando formuló una primera hipótesis, basada en el modelo cinético de los gases de Bernoulli, que explica la ley descubierta por Gay-Lussac. Ésta afirma que “En condiciones iguales de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas”. Con esta sencilla hipótesis, además de darle la razón a Gay-Lussac, Avogadro da a los resultados experimentales un fundamento teórico que los hace coherentes y convincentes (Furió & Padilla, 2003).

Conviene subrayar que el químico y físico italiano **Amadeo Avogadro** es especialmente recordado por la ley que formuló en 1811 en el *Journal de Physique*. En aquel tiempo, las palabras “átomo” y “molécula” no tenían el mismo significado que hoy en día. Dalton confundía estos conceptos puesto que para él los elementos gaseosos hidrógeno y oxígeno eran átomos simples, entrando en contradicción con algunos experimentos de Gay-Lussac. Avogadro clarificó esta cuestión considerando que estos gases están constituidos por moléculas con dos átomos. La ley de Avogadro permitía la determinación del peso relativo de moléculas y átomos.

Otro aporte significativo fue el realizado por el químico sueco, **Juan Jacobo Berzelius**, quien en 1813 sometió a Thomson's *Annals of Philosophy*, un largo ensayo sobre la causa de las proporciones químicas y algunas circunstancias relacionadas a ellas, junto con un corto método de expresarlas. La tercera parte trataba de los símbolos químicos y su uso para expresar las proporciones químicas. Berzelius sostenía que se podían usar letras para representar los símbolos químicos, ya que podían escribirse más fácilmente que otros signos y no desfiguraban los libros impresos. Él sugirió usar la letra inicial del nombre en latín de cada elemento, ya que el latín era utilizado más que cualquier otro idioma.

Se debe agregar que, en 1860, en el congreso de Karlsruhe, finalmente se acepta la existencia de moléculas formadas por átomos iguales, gracias a Stanislao Cannizzaro. También se hace oficial, por su sencillez, el uso de la nomenclatura atómica. En 1900, Wilhelm Ostwald un fisicoquímico equivalentista alemán, propone el uso de un nuevo concepto, en contraposición al concepto de molécula-gramo usado por los atomistas, y que define como ‘mol’ que etimológicamente se define como ‘masa grande’ (Padilla et al., 2005).

A su vez, el físico británico **Joseph John Thomson**, en su libro *“Recollections and reflections”* (1936), definía los isótopos como átomos de pesos diferentes, pero de propiedades idénticas. El trabajo pionero de Thomson fue continuado por uno de sus discípulos, **Francis William Aston** (1877 – 1945) que dedicó sus esfuerzos al descubrimiento de nuevos isótopos. Así determinó la existencia del Cl 35 y el Cl 37 midiendo sus respectivos pesos atómicos. Aston recibió el premio nobel de química en 1922, siendo uno de los siete discípulos de Thomson que lograron esta distinción.

Por su parte es necesario señalar al Primer **Congreso internacional de química Karlsruhe** (1960). Este Congreso tuvo una significación definitiva en la constitución de la Química como ciencia moderna. A mediados del siglo XIX había una gran confusión entre peso atómico, peso molecular y peso equivalente, utilizando cada autor el concepto de peso que mejor se ajustaba a sus interpretaciones (Izquierdo et al., 2003). Muchos de los conceptos químicos, como las ideas de valencia y estructura química, estaban mal definidas, lo cual llevó a Kekulé a afirmar que la química no había descubierto leyes exactas, excepto por las leyes de proporciones fijas y múltiples.

Otro aspecto relevante en la consolidación de la estequiometría, fue la aclaración respecto al término “mol”. Antes de 1961, el término 'mol' en el nuevo contexto atomista era referido como la cantidad de 'algo' que contenía tantas partículas como el número de Avogadro. También se consideraba que términos como átomo-gramo, molécula-gramo, y fórmula-gramo tenían el mismo significado que el mol (Furió & Padilla, 2003). En 1965, el mol se convierte en una de las siete magnitudes fundamentales reconocida por la IUPAC. En 1967, dos instituciones internacionales tanto en Química, la Unión Internacional de Química Pura y Aplicada (**IUPAC**), como en física, la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (IUPAP), trabajaron sobre la definición de mol, teniendo en cuenta lo siguiente: “La cantidad de sustancia de un sistema material que contiene tantas entidades elementales como átomos que hay en 0,012 kg de ^{12}C . Cuando se usa el mol, las entidades elementales deben ser especificadas, pudiendo ser átomos, moléculas, iones, u otras partículas o agrupaciones específicas de tales partículas”.

Con los aportes de la estequiometría se fueron desarrollando conceptos más claros de cómo interactúan las cantidades de reactivos y productos en un proceso químico. De igual forma se sentaron las bases de lo que hoy conocemos como química analítica que

nos permiten entender los procesos químicos que ocurren desde el hogar hasta la industria.

2.2 Componente pedagógico y didáctico

2.2.1 Concepciones acerca de analogía

En términos generales, una analogía puede definirse como: la comparación entre dos dominios, uno denominado “fuente” o “análogo” y otro denominado “concepto”, “blanco” o “target”, que comparten información de tipo relacional (Felipe, Gallareta & Merino, 2005). En otras palabras, son representaciones mentales usadas por cualquier persona para comprender la estructura de una información nueva a partir de los componentes de otra información almacenada en la memoria.

De igual forma, Oliva plantea que “Las analogías son comparaciones entre dominios de conocimiento que mantienen una relación de semejanza entre sí. Por tanto, constituyen una herramienta frecuente en el pensamiento ordinario de las personas y ocupan también un lugar importante en el ámbito de la enseñanza de las ciencias” (Oliva et al., 2001). Es muy importante permitir que el estudiante pueda establecer semejanzas entre la estructura de un concepto, fenómeno o evento que conoce muy bien dentro de su cotidianidad, con otro que desconoce, pero que guarda características en común, no importando el ámbito o contexto en el que se desarrolla.

Del mismo modo, el uso de analogías puede jugar entonces, un papel muy importante en la reestructuración del marco conceptual de los alumnos novatos, además, puede facilitar la comprensión y visualización de conceptos abstractos (Galagovsky & Adúriz-Bravo, 2001). La asimilación de conceptos teóricos abstractos puede verse favorecida por las relaciones que el estudiante logre establecer entre estos y las experiencias que vive en su cotidianidad.

Asimismo, Fernández afirma que el profesor debe averiguar en primer lugar el conocimiento que poseen los alumnos y conectarlo posteriormente con el nuevo conocimiento a aprender; de esta manera se posibilita que cada uno de los alumnos adquiera un modelo mental inicial que sirva de base para organizar la información de lo que se aprende. De igual manera, establece que en el proceso de comparación existe

una transferencia de aquello que es semejante y de interés desde una situación conocida (análogo) a otra desconocida (tópico) en la cual, el estudiante realiza una especie de mapeo, en el cual selecciona elementos que cumplen la misma función o papel en uno u otro evento o proceso (Fernández, 2005).

Es muy importante señalar que hoy en día, las analogías no sólo se consideran un instrumento de transposición didáctica de las ideas que manejan los modelos de la ciencia escolar, sino también de los procedimientos, actitudes y valores relacionados con la actividad científica de elaboración de modelos (Oliva, 2004). Por consiguiente, en la búsqueda de una educación integral el uso de análogos puede ser una herramienta que no solo resuelva el aprendizaje de conceptos abstractos, sino que pueda permitir el establecimiento de habilidades, destrezas e inclusive de valores en el proceso de formación de los estudiantes.

2.2.2 Estructura de las analogías

El modelo analógico como recurso didáctico plantea una estructura externa y una interna. La externa concibe a la analogía como un proceso en el que se comparan al análogo y al tópico y se establecen una correspondencia de relaciones entre las características similares de ambos, lo cual recibe el nombre de trama de relaciones o relación analógica. La estructura interna está constituida por el tipo de semejanza y las características similares que forman parte de la trama de relaciones (González, 2005).

En la figura 2.1 se muestra un esquema en el que queda en evidencia la relación existente entre el análogo, el tópico y el modelo mental que se debe generar según González.

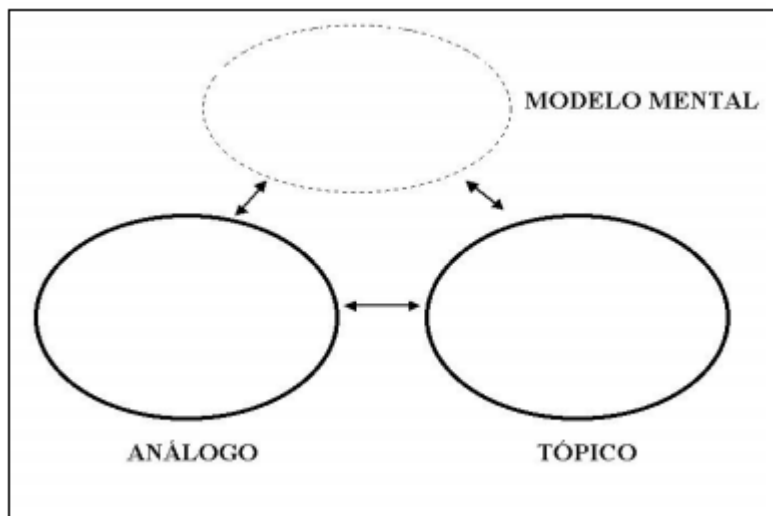


Figura 2-1 Estructura externa de una analogía (González, 2005)

Por otra parte, González recopila los aportes hechos por Duit (1991), Gentner, Forbus y Kenneth (1996), Halford (1992), Iding (1997), Newton y Newton (1995), Treagust, Duit, Joslin y Lindauer (1992) y Zook (1991) y establece las siguientes precisiones (Gonzalez, 2005):

- 1) Entre el análogo y el tópico debe existir un tipo de semejanza estructural.
- 2) En el proceso de comparación entre el análogo y el tópico interviene la semejanza estructural.
- 3) La semejanza estructural afecta sólo a parte de las estructuras del análogo y del tópico.
- 4) En la analogía tiene lugar una transferencia de conocimiento desde parte de la estructura del análogo a parte de la del tópico.
- 5) Las estructuras del análogo y del tópico se pueden representar mediante esquemas.

En este sentido, González también instituye los nombres particulares a los elementos estructurales de las analogías como se describe a continuación (González, 2005):

Componentes: elementos que constituyen el análogo y el tópico

Nexos: conexiones que existen entre estos componentes

Atributos: características de los componentes

Malla o relación analógica: conjunto de relaciones de características similares entre el análogo y el tópico que constituye el modelo mental.

2.2.3 ¿Cómo enseñar a partir de las analogías?

Para utilizar las analogías en el proceso de enseñanza y aprendizaje se deben tener en cuenta varios aspectos primordiales a fin de que los estudiantes no le den más importancia al análogo que al tópico y se termine desviando el tema objeto de estudio. Varios investigadores han propuesto modelos a seguir para tener éxito en la introducción de análogos como estrategia didáctica, dentro de los cuales se pueden señalar a Fernández, González & Moreno, (2005), estos proponen una variante de la dinámica llamada *Teaching with Analogies Model* (Modelo de Enseñanza con Analogías), conocido por las siglas TWA, que propone Glynn (1991). Esta variante comprende tres fases: Diseño del análogo, Proceso de enseñanza-aprendizaje de la analogía, Análisis y/o evaluación de la efectividad del proceso analógico de enseñanza-aprendizaje.

En primera instancia, para la fase A (diseño del análogo), se deben tener en cuenta:

- 1) Que el análogo sea adecuado para la edad e intereses de los estudiantes.
- 2) Reconocer el análogo y establecer el grado de semejanza con el tópico
- 3) Establecer las comparaciones entre la información relevante del análogo y del tópico.

Hay que señalar que deben quedar bien claros los contextos en que se presenta la analogía, el momento en que se presenta, el lenguaje utilizado, la explicación de los elementos del análogo y el tipo de análogo (concreto o abstracto).

Seguidamente, para la fase B, Proceso de enseñanza-aprendizaje de la analogía, es necesario:

- 1) Introducir el tópico
- 2) Identificar las características primordiales del análogo
- 3) Establecer las comparaciones entre el análogo y el tópico
- 4) Identificar las limitaciones de la analogía.

Es importante señalar que debe existir una gran semejanza estructural entre el análogo y el tópico, para que se lleve a cabo una adecuada comprensión del tópico y sus elementos.

Por último, para la fase C, Evaluación del proceso, se debe tener en cuenta que la semejanza entre el análogo y el tópico nunca será total. También es indispensable evitar la transferencia de conocimiento no deseable desde el análogo al tópico para que el aprendizaje sea más efectivo.

Del mismo modo, Felipe, Gallareta & Merino analizan la propuesta “*Teaching with Analogies Model*” elaborada por Glyn a partir del uso de analogías en libros de texto y por docentes en situaciones naturales de clase y destacan el establecimiento de seis operaciones que conducen a un proceso correcto de enseñanza, los cuales se encuentran consignados a continuación (tabla 2-1).

Tabla 2-1 Fases o pasos para la enseñanza basada en analogías (Felipe et al., 2005)

Fases o pasos		Características	
1	Introducción del concepto o blanco.	Presentación del concepto a trabajar.	Pueden explorarse ideas, iniciar un ciclo de aprendizaje, brindar una explicación, etc.
2	Presentación del análogo	Recordar o revisar con los alumnos una base conceptual o situación que sirva como referencia analógica.	Se presenta la analogía o el modelo analógico cuya familiaridad para los alumnos puede estimarse mediante la discusión y las preguntas.
3	Identificación de características relevantes del blanco y del análogo.	Explicar la analogía e identificar sus rasgos con una profundidad adecuada	La adecuación debe ser acorde a su familiaridad para los alumnos y para la edad de los mismos.
4	Mapeo (cartografiado) de similitudes	Se buscan las semejanzas entre el concepto y el análogo.	El docente y los alumnos identifican las principales características del concepto y establecen su paralelismo con las del análogo.
5	Indicación de dónde se rompe la analogía	Observar y registrar las concepciones alternativas que los estudiantes pueden desarrollar y reconocer las áreas de no correspondencia.	Se debe disuadir a los alumnos de las conclusiones incorrectas que, con referencia al concepto, podrían elaborarse a partir del análogo.
6	Extracción de conclusiones	Se elaboran las principales características del concepto.	Se articulan los aspectos familiares y no familiares.

2.2.4 Tipos de analogías

Una clasificación de las analogías es la planteada por Frigo, en la cual se combinan aspectos del análogo y el tópico o blanco, como se puede observar en la tabla 2-2 (Frigo et al., 2001).

Tabla 2-2 Tipos de analogías (Frigo et al., 2001).

Tipo de analogías		Descripción
1	Analogías simples.	Comparación entre una estructura del blanco con otra del análogo.
2	Analogías simples referidas a función/es.	Se propone una característica funcional del blanco y luego una funcional del análogo o viceversa.
3	Analogías simples referidas a la forma.	El blanco y el análogo tienen la misma apariencia física general.
4	Analogías simples referidas a función y forma.	Analogías que presentan las características de los dos tipos anteriores.
5	Analogías simples referidas a los límites del análogo.	Se presenta el blanco y se indica dónde no hay correspondencia con el análogo.
6	Analogías enriquecidas.	Realizan un mapeado explícito de algún atributo del blanco o su análogo.
7	Analogías dobles o triples.	Explican dos o tres conceptos complementarios mediante dos o tres analogías, cada una de ellas correspondiente a un concepto.
8	Analogías múltiples.	Representan el concepto blanco mediante la utilización de varios análogos para el mismo.
9	Analogías extendidas.	Varios atributos del blanco son explicados y se mapean correspondencias con el análogo. Estas analogías pueden incluir las limitaciones de la relación analógica. Una analogía extendida puede contener más de un análogo.

Otra clasificación de las analogías es la propuesta por Coca, quien apoyándose en la obra de Mauricio Beuchot, plantea tres tipos de analogía (Coca, 2007):

Analogía de desigualdad: los análogos de desigualdad mantienen una relación de proximidad al concepto que los engloba.

Analogía de atribución o de proporción simple: el análogo principal está siempre en la noción de los otros.

Analogía de proporcionalidad o de proporción múltiple: el nombre que se da en esta analogía es común, y la razón significada por ese nombre es sólo proporcionalmente la misma. Es una semejanza de relaciones, y no tanto de cosas.

2.2.5 Precauciones a tener en cuenta en el uso de las analogías en la enseñanza

Algunos autores como Felipe, Gallarreta y Merino plantean que el empleo extensivo de analogías y modelos en la enseñanza de las ciencias de manera pasiva, sin analizar su papel, naturaleza, limitaciones y fortalezas, conduce al estudiante a la percepción de las analogías como el centro de lo que debe aprender y no como una herramienta para la comprensión. Por tanto, se requiere un especial cuidado a la hora de diseñar y desarrollar una estrategia didáctica que tenga como elemento central el uso de las analogías y evitar que el estudiante cimiente su conocimiento sobre observaciones del análogo sin transferirlas al tópico (Felipe, 2005). Igualmente, nos muestran que existe la posibilidad de que la interpretación analógica que los alumnos construyen no sea la adecuada y que, además, no sean conscientes de ello. También es posible que el análogo y el tópico permanezcan divorciados, de modo que el razonamiento analógico no tenga lugar en los alumnos. Es decir, que los estudiantes no lleguen a establecer las relaciones o hilos conductores (Fernández, 2005).

2.2.6 El constructivismo y las analogías

El constructivismo es una teoría que concibe el aprendizaje como un proceso interno que, con la interacción del ambiente, permite obtener nuevas estructuras cognitivas o cambiar las existentes, ajustándose a las etapas de desarrollo intelectual. De acuerdo con esta teoría, los preconceptos son los cimientos sobre los que se construyen los nuevos conocimientos, de manera que las nuevas concepciones se aprenderán y se

retendrán sólo si se ajustan (o acomodan) a los preconceptos (Gómez et al., 2008). Esto encaja directamente con el uso de las analogías en el aprendizaje ya que se aprovecha la capacidad de los estudiantes para realizar asociaciones con situaciones de la vida cotidiana que conocen muy bien.

A su vez, el constructivismo se alimenta de aportaciones de corrientes psicológicas asociadas genéricamente a la psicología cognitiva: el enfoque psicogenético piagetiano, la teoría de los esquemas cognitivos, la teoría ausubeliana de la asimilación y el aprendizaje significativo y la psicología sociocultural Vigotskiana (Díaz & Hernández, 2015).

Todas estas teorías comparten el principio de la importancia de la actividad constructiva del alumno en la realización de los aprendizajes escolares. Por tanto, el estudiante bien reconstruye un conocimiento preexistente en la sociedad, pero lo construye en el plano personal desde el momento que se acerca en forma progresiva y comprensiva a lo que significan y representan los contenidos curriculares como saberes culturales.

Por su parte, Trenas establece los siguientes postulados acerca de las características esenciales del aprendizaje significativo (Trenas, 2009):

Lo que hay en el cerebro del que va aprender tiene importancia. Los resultados del aprendizaje no sólo dependen de la situación de aprendizaje y de las experiencias que proporcionamos a nuestros alumnos sino también de los conocimientos previos de los mismos, de sus concepciones y motivaciones.

Encontrar sentido supone establecer relaciones. Los conocimientos que pueden conservarse largo tiempo en la memoria no son hechos aislados, sino muy estructurados e interrelacionados de múltiples formas.

El sujeto que aprende construye activamente el significado. Estudios sobre las formas en que comprendemos, sugieren que interpretamos activamente nuevas experiencias, mediante analogías, a partir de estructuras de conocimientos que ya poseemos. La perspectiva constructivista sugiere que más que extraer conocimiento de la realidad, la realidad sólo existe en la medida en que la construimos.

Los alumnos son responsables de sus propios aprendizajes. Desde la perspectiva constructivista constituye el reconocimiento de una condición necesaria del aprendizaje:

el que los alumnos hagan continuamente sus propias síntesis ordenadas de los conocimientos.

El aprendizaje constructivo se lleva a cabo a partir de la experiencia.

Desde el punto de vista del educador, este habrá de partir de las características del sujeto y adaptar a ella la selección y secuenciación de contenidos tanto conceptuales como de valores, actitudes, destrezas y estrategias de conocimiento.

El papel del profesor además de un trasmisor de los tipos de contenidos escolares señalados habrá de crear las condiciones más favorables.

El alumno es quien construye, enriquece, modifica, diversifica y coordina sus esquemas; es el verdadero artífice del proceso de aprendizaje; de él depende, en definitiva, la construcción del conocimiento. Sin embargo, en el caso del aprendizaje escolar, la actividad constructivista del alumno no aparece como actividad individual sino también como parte de la actividad interpersonal que la incluye. La actividad interpersonal se refiere tanto a la interacción profesor-alumno, como a la interacción alumno-alumno.

En definitiva, un sin número de investigaciones como las presentadas anteriormente, confirman que la utilización de las analogías en el proceso de enseñanza aprendizaje ayudan en la adquisición, comprensión y afianzamiento de los conceptos y contenidos, ya que permiten desarrollar nuevas estructuras de conocimiento a partir de conceptos que le son familiares; En concreto, permiten que los estudiantes elaboren representaciones mentales de la temática nueva que se les enseña, constituyéndose en un modelo constructivista, donde él es eje fundamental de su aprendizaje. Lo anteriormente expuesto, fortalece la idea de utilizar las analogías como recurso didáctico en el intento de dar solución a la problemática objeto de estudio en esta propuesta.

2.2.7 La unidad didáctica

La unidad didáctica es una forma de planificar el proceso de enseñanza-aprendizaje alrededor de un elemento de contenido que se convierte en eje integrador del proceso con una coherencia metodológica interna y por un período de tiempo determinado. La unidad didáctica debe dar respuesta a todos los elementos del currículo: (qué, cómo y cuándo enseñar y evaluar). Por ello debe considerarse como una unidad de trabajo articulado y completa en la que se deben precisar los objetivos y contenidos, las

actividades de enseñanza y aprendizaje y evaluación, los recursos materiales y la organización del espacio y el tiempo, así como todas aquellas decisiones encaminadas a ofrecer una más adecuada atención a las características diversas de cada uno de los estudiantes. Diseñar una unidad didáctica para llevarla a la práctica, es en última instancia decidir: ¿qué se va a enseñar y cómo se va a enseñar? Y es aquí donde se reflejan las verdaderas habilidades de un educador (Sanmartí,2000).

▪ Elementos que componen las unidades didácticas

Las unidades didácticas se configuran en torno a una serie de elementos que las definen. Dichos elementos son: objetivos didácticos, contenidos, actividades, recursos materiales, organización del espacio y el tiempo, evaluación.

A continuación, se muestra en la tabla 2.3 un resumen las características de cada uno de ellos.

Tabla 2-3 Elementos de una unidad didáctica.

Elemento	Descripción
1. Objetivos Didácticos	Los objetivos didácticos se formulan analizando las capacidades que figuran en los objetivos generales de área y poniéndolas en relación con los contenidos concretos que se han seleccionado para la unidad didáctica. Plantearse los objetivos didácticos supone determinar el grado de aprendizaje que se quiere lograr a partir de los conocimientos previos de los estudiantes, de los conceptos y estrategias que poseen y de sus actitudes en relación con el tema que desarrolla la unidad didáctica. En definitiva, deben expresar con claridad qué es lo que se pretende que los estudiantes hayan aprendido al finalizar cada unidad didáctica.
2. Contenidos de aprendizaje.	Este elemento de la Unidad didáctica comprende los contenidos concretos que van a ser objeto de aprendizaje. En su selección deberá cuidarse que estén recogidos contenidos de diferentes tipos (conceptos, procedimientos y actitudes), que exista un equilibrio entre ellos y asegurar la incorporación de los contenidos referidos a los Temas transversales. Es conveniente organizar y distribuir los contenidos de forma que se interrelacionen contenidos de distintas áreas y que éstos, además, giren alrededor de temas o proyectos cercanos a los estudiantes, dado que contribuyen a comprender mejor las situaciones reales que estos viven en su cotidianidad.
3. Secuencia de actividades.	Diseñar actividades coherentes con los objetivos y contenidos de la unidad. Identificar las actividades que realizarán tanto el docente como los estudiantes. Se debe privilegiar el trabajo en los tres tipos de contenidos (conceptuales, procedimentales y actitudinales). Las actividades diseñadas deber ofrecer contextos relevantes e interesantes, promover una actividad mental en los estudiantes, presentar grados de dificultad ajustados y progresivos, estimular la participación y el trabajo en equipo, entre otros aspectos

Tabla 2-3 (Continuación)

Elemento	Descripción
4. Recursos.	En la programación de la unidad didáctica es muy importante definir los recursos necesarios para desarrollar a cabalidad lo planificado.
5. Organización del espacio y el tiempo.	Se deben señalar los aspectos específicos en tomo a la organización del espacio y del tiempo que requiera la unidad.
6. Evaluación.	La evaluación se entiende como parte integrante del proceso de enseñanza y aprendizaje y tiene como función obtener información para tomar decisiones, reflexionar, planificar y reajustar la práctica educativa para mejorar el aprendizaje de todos los escolares. Las actividades de evaluación no deben diseñarse al margen del proceso, sino que se situarán en el mismo marco de referencia que las actividades de aprendizaje, de modo que sean coherentes con el proceso de enseñanza y permitan informar a los estudiantes sobre su propio progreso. Asimismo, es muy importante prever actividades de autoevaluación que desarrollen en los estudiantes la reflexión_sobre el propio aprendizaje.

2.3 Componente disciplinar

2.3.1 Fórmulas químicas y estequiometría de composición

La estequiometría describe las relaciones cuantitativas entre elementos en compuestos o Estequiometría de composición y entre sustancias que experimentan cambios químicos o Estequiometría de reacciones (Whiten et al., 2011).

La estequiometria de composición aborda conceptos como: Fórmula química, masa atómica, mol, iones, número de Avogadro, masas formulares y moleculares, entre otros.

La estequiometria de reacciones comprende la información relacionada con las reacciones y ecuaciones químicas, las leyes ponderales que rigen la combinación química, los cálculos estequiométricos sencillos, reactivo límite y en exceso, pureza y rendimiento de una reacción.

Las fórmulas químicas se utilizan para expresar la composición de las moléculas y los compuestos iónicos por medio de los símbolos químicos. Respecto a la composición es necesario señalar que no solo se hace referencia a los elementos presentes, sino a la proporción en que se combinan los átomos. También puede darnos información adicional, como la manera en que se unen dichos átomos mediante enlaces químicos e

incluso su distribución en el espacio. Existen varios tipos de fórmulas, pero son más pertinentes la fórmula empírica y la molecular (Chang & Goldsby, 2013).

La fórmula más simple o fórmula empírica de un compuesto es la menor relación entre el número de átomos presentes en una molécula de ese compuesto. A través de la composición porcentual de un compuesto, puede conocerse su fórmula empírica.

Ejemplo: El análisis de una muestra de un compuesto puro revela que contiene un 27,3% de carbono y un 72,7% de oxígeno en masa. Determinar la fórmula empírica de ese compuesto.

Para resolver el problema consideramos 100 g del compuesto. Dada la composición porcentual del mismo, de esos 100 g corresponden 27,3 al carbono y 72,7 al oxígeno. Con ello, se puede calcular el número de moles de átomos de cada elemento:

$$\text{Moles de átomos de carbono} = (27,3\text{g}) \frac{1 \text{ mol átomos de C}}{12,0 \text{ g C}} = 2,28$$

$$\text{Moles de átomos de oxígeno} = (72,7\text{g}) \frac{1 \text{ mol átomos de O}}{16,0 \text{ g de C}} = 4,54$$

Dividiendo los dos números obtenidos se llega a una relación empírica entera entre ambos, a partir de la cual se tiene la relación de átomos en la fórmula empírica:

$$\text{C} = \frac{2,28}{2,28} = 1$$

$$\text{C} = \frac{4,54}{2,28} = 2$$

La fórmula empírica corresponde al CO_2 , dióxido de carbono.

La fórmula molecular, indica el tipo de átomos presentes en un compuesto molecular, y el número de átomos de cada clase. Sólo tiene sentido hablar de fórmula molecular en compuestos covalentes. Así la fórmula molecular de la glucosa es $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, lo cual indica que cada molécula está formada por 6 átomos de C, 12 átomos de H y 6 átomos de O, unidos siempre de una determinada manera.

2.3.2 Mol y masa molar

Dentro de este marco, es importante describir la importancia de la comprensión del término mol para entender mejor las combinaciones entre los reactivos y los productos que se forman en una determinada reacción. El mol se define como la cantidad de una sustancia dada que contiene tantas moléculas o unidades formulares como el número de átomos que hay en exactamente 12 gramos de carbono 12. Es decir, un mol de glucosa $C_6H_{12}O_6$ contiene el mismo número de glucosa, como átomos de carbono hay en 12 g de carbono 12 (Ebbing & Gammon, (2010). De igual forma, el número de átomos en una muestra de 12 g de carbono 12 es el número de Avogadro, N_A y se le ha asignado un valor de $6,02 \times 10^{23}$. Por tanto, un mol de una sustancia contiene el número de Avogadro ($6,02 \times 10^{23}$) de moléculas (o unidades formulares). Es necesario recalcar que el estudiante comprenda que el término mol se refiere a un número particular de cosas. Como lo es una docena de naranjas o una gruesa (12 docenas) de lápices.

2.3.3 La reacción química

Para iniciar, se puede definir una reacción química como un proceso por el cual una o más sustancias, llamadas reactivos, se transforman en otra u otras sustancias con propiedades diferentes, llamadas productos. Por tanto, en una reacción química, los enlaces entre los átomos que forman los reactivos se rompen. Entonces, los átomos se reorganizan de otro modo, formando nuevos enlaces y las sustancias nuevas que se forman suelen presentar un aspecto totalmente diferente del que tenían las sustancias de partida. Además, según la ley de conservación de la masa, en una reacción química la masa del sistema en condiciones iniciales y finales es la misma. Las reacciones químicas implican el cambio de una o más sustancias en otra o más sustancias diferentes, es decir en las reacciones químicas se reacomodan átomos o iones para formar otras sustancias (Whiten et al, 2011).

2.3.4 Ecuaciones químicas y estequiometría de reacción

Las ecuaciones químicas se utilizan para describir reacciones químicas y en ellas es necesario identificar: (1) *las sustancias que reaccionan*, llamadas reactivos; (2) *las sustancias que se forman*, llamadas productos; y (3) *las cantidades relativas de las sustancias que intervienen* (Whiten et al., 2011). Por tanto, en las reacciones químicas se cumple la ley de la conservación de la materia, la cual afirma que ningún átomo puede

crearse o destruirse en una reacción química, así que el número de átomos que están presentes en los reactivos tiene que ser igual al número de átomos presentes en los productos.

▪ **Balanceo de ecuaciones químicas**

Una vez que se han identificado los reactivos y productos de una determinada reacción y se han escrito sus fórmulas correctas en el lugar que corresponde (Reactivos a la izquierda, separados por una flecha de los productos, que se ubican a la derecha), es muy probable que la reacción se encuentre sin balancear, es decir, que el tipo de átomos sean diferentes en ambos lados de la flecha. Al respecto es necesario señalar que existen varios métodos de balanceo, siendo los más usados de acuerdo al tipo y complejidad de la reacción: El del tanteo o ensayo y error, el de óxido – reducción.

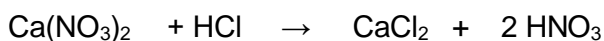
▪ **Balanceo por tanteo o ensayo y error**

Este método es de gran utilidad para balancear ecuaciones sencillas en donde la reacción no es demasiado extensa. De esta manera se puede realizar una inspección de cuantos átomos se encuentran en un lado y cuantos hacen falta para que exista una igualdad al otro lado de la ecuación. Para conseguir esta igualdad se utilizan los coeficientes estequiométricos, que son números grandes que se colocan delante de los símbolos o fórmulas para indicar la cantidad de elementos o compuestos que intervienen en la reacción química. Es de aclarar que, no deben confundirse con los subíndices que se colocan en los símbolos o fórmulas químicas, ya que estos indican el número de átomos que conforman la sustancia. Por último, podemos resumir el método en tres pasos: 1) Se balancean Metales 2) se equilibran No metales y 3) se balancean los átomos de Hidrógeno y oxígeno respectivamente.

Ejemplo: Balancear la ecuación $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{HNO}_3$

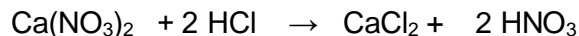
Primero balanceamos los metales en este caso el calcio, el cual ya se encuentra balanceado.

Luego balanceamos el nitrógeno el cual tenemos dos en los reactivos y uno en los productos por lo que ponemos el índice dos al ácido nítrico



Luego continuamos con el oxígeno el cual tenemos 6 en los reactivos y 6 en los productos por lo que ya se encuentra balanceado.

Seguimos en orden y balanceamos el hidrógeno el cual tenemos uno en los reactivos y dos en los productos por lo que ponemos el índice 2 al HCl



▪ **Balanceo por óxido – reducción**

Antes de dar a conocer los pasos que se deben seguir para balancear una ecuación química utilizando el método de óxido reducción, es necesario aclarar lo siguiente:

Estado de oxidación o número de oxidación: Es una expresión del número de electrones que un átomo ha ganado, perdido ó compartido al unirse con otro.

Oxidación: Es la pérdida de electrones, acompañada de un aumento en el número de oxidación de un elemento hacia un valor más positivo.

Reducción: Es la ganancia de electrones, acompañada de una disminución en el número de oxidación hacia un valor menos positivo.

Agente oxidante: Es el elemento o compuesto que capta electrones para reducirse.

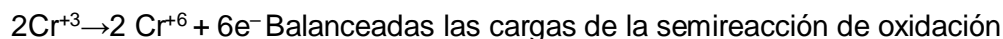
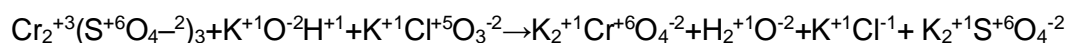
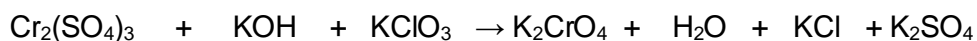
Agente reductor: Es el elemento o compuesto que cede electrones, oxidándose.

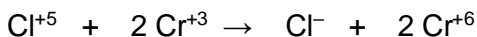
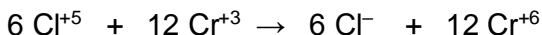
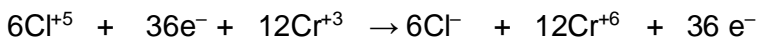
Es importante señalar que las reacciones de oxidación y reducción suceden simultáneamente. Toda reacción de oxidación está acompañada de una reacción de reducción. Por eso es que estas reacciones se llaman comúnmente reacciones redox (reducción-oxidación). Este método se basa en analizar por separado dos reacciones que son las reacciones de oxidación y las reacciones de reducción, las cuales se balancean y una vez estén balanceadas se suman con el fin de obtener la ecuación final balanceada, para lograr balancear por este método se deben seguir los siguientes pasos:

- a) Se asignan los números de oxidación de todos los elementos que tiene la reacción.
- b) Se determinan los elementos que cambian de estado de oxidación mostrando su estado de oxidación antes y después de la reacción.

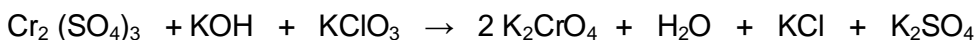
- c) Se determina el elemento que gana electrones en la reacción y luego se escribe una reacción química con el elemento en cuestión, esta sería la semireacción de reducción.
- d) Se determina el elemento que pierde electrones en la reacción y luego se escribe una reacción química con el elemento en cuestión, esta sería la semireacción de oxidación.
- e) Se balancea la semireacción de reducción y la de oxidación.
- f) Todas las especies químicas que hay en la semireacción de reducción deben multiplicarse por el número de electrones que hay en la semireacción de oxidación y viceversa es decir todas las especies químicas que hay en la semireacción de oxidación deben multiplicarse por el número de electrones que hay en la semireacción de reducción.
- g) Sume las dos semireacciones.
- h) Si en ambos lados de la ecuación se encuentran especies químicas iguales se anulan la misma cantidad de esta especie a lado y lado de la ecuación hasta que en alguno de los lados no haya más de esta especie química en cuestión que cancelar.
- i) Se termina de balancear por tanteo. En algunos casos es necesario simplificar.

A continuación, tomaremos como ejemplo la ecuación química:

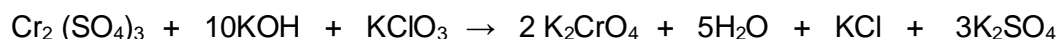




$\text{Cl}^{+5} + 2\text{Cr}^{+3} \rightarrow \text{Cl}^{-} + 2\text{Cr}^{+6}$ Esta balanceada en cargas y en masa.

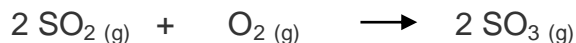


Esta ecuación no se encuentra balanceada totalmente así que se realiza un balanceo por tanteo para terminar obteniéndose la siguiente ecuación plenamente balanceada.

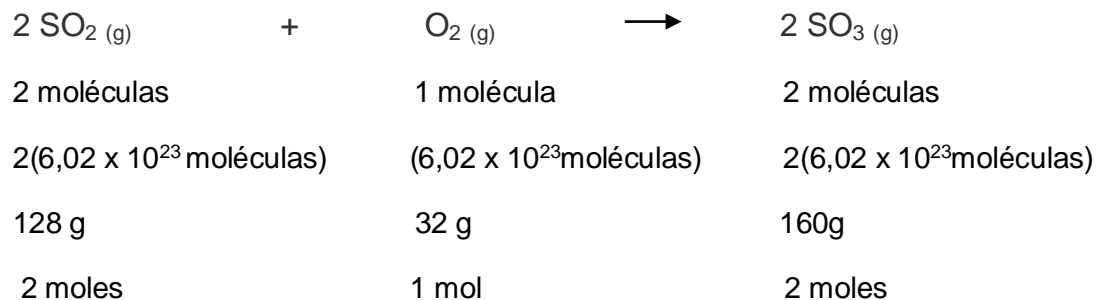


2.3.5 Cantidades de reactivos y productos

Independientemente de que las unidades utilizadas para los reactivos o productos sean moles, gramos, litros u otras unidades, para calcular la cantidad de producto formado en una ecuación utilizamos moles. A este método se le conoce con el nombre del **método del mol**, que significa que los coeficientes estequiométricos en una reacción química se pueden interpretar como el número de moles de cada sustancia (Chang & Goldsby, 2013). La siguiente ecuación ilustra lo expresado:

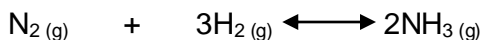


Los coeficientes estequiométricos muestran que dos moléculas de SO_2 reaccionan con una molécula de O_2 para formar dos moléculas de SO_3 . De aquí se deduce que los números relativos de los moles son los mismos que el número relativo de las moléculas.



Para comprender la forma como se resuelven situaciones problemas con cálculos estequiométricos sencillos analicemos los siguientes ejemplos:

Ejemplo 1: ¿Cuántos gramos de amoníaco (NH_3) se formarán a partir de la reacción de 16,0 g de hidrógeno (H_2) con suficiente nitrógeno (N_2)?



Para hacer este cálculo hay que tener en cuenta la razón molar que nos muestra la ecuación química balanceada entre H_2 y NH_3 . Así que se procede a convertir los gramos de hidrógeno en moles, después hallar las moles de NH_3 y por último pasarlas a gramos.

gramos de H_2 → moles de H_2 → moles de NH_3 → gramos de NH_3

$$\text{gramos de } \text{NH}_3 = 16,0 \text{ gH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ gH}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{17,03 \text{ g NH}_3}{1 \text{ mol NH}_3} = 90,1 \text{ NH}_3$$

Ejemplo 2: Para el ejercicio anterior calcule la masa consumida de nitrógeno N_2

Los pasos son:

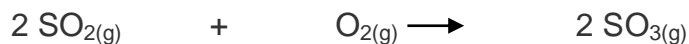
gramos de H_2	moles de H_2	moles de N_2	gramos de N_2
gramos de $\text{N}_2 = 16,0 \text{ g H}_2$	$\times \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2}$	$\times \frac{1 \text{ mol N}_2}{3 \text{ mol H}_2}$	$\times \frac{28,02 \text{ g de N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 74,1 \text{ g de N}_2$

2.3.6 Reactivo limitante y reactivo en exceso

Cuando se lleva a cabo un procedimiento químico generalmente los reactivos no se encuentran en las cantidades estequiométricas exactas, es decir en las proporciones que indica la ecuación química balanceada. En consecuencia, una parte del reactivo sobraré al final de la reacción y otro se agotará completamente. El reactivo que se consume primero se conoce como reactivo limitante y se denominan como reactivos en exceso a aquellos presentes en mayor cantidad que la necesaria para reaccionar con la cantidad del reactivo limitante (Chang & Goldsby, 2013).

Para comprender la forma como se resuelven situaciones problemas con reactivo limitante y en exceso analicemos el siguiente ejemplo: Si se hace entrar en reacción 80

gramos de SO₂ con 65 gramos de O₂ ¿Cuál es el reactivo limitante? ¿Cuál es el reactivo en exceso? ¿Qué masa de SO₃ se forma?



Calculamos las masas molares para SO₂ y O₂

$$M(\text{SO}_2) = 64,06 \text{ g/mol y } M(\text{O}_2) = 32,0 \text{ g/mol}$$

Convertimos las cantidades iniciales a moles

$$80 \text{ g de SO}_2 \times \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64,06 \text{ g/mol}} = 1,25 \text{ mol de SO}_2$$

$$65 \text{ g de O}_2 \times \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,0 \text{ g/mol}} = 2,03 \text{ mol de O}_2$$

Determinamos reactivo limitante y en exceso

Si se inicia con 1,25 moles de SO₂ observamos que el número de moles de SO₃ que se producen es

$$1,25 \text{ moles de SO}_2 \times \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} = 1,25 \text{ mol de SO}_3$$

Y al iniciar con 2,03 moles de O₂ se forman

$$2,03 \text{ moles de O}_2 \times \frac{2 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol O}_2} = 4,06 \text{ mol de SO}_3$$

Puesto que SO₂ genera una menor cantidad de SO₃, este debe ser **el reactivo limitante** y por lo tanto el O₂ es **el reactivo en exceso**.

En los cálculos estequiométricos en los que hay un reactivo limitante, el primer paso consiste en determinar cuál de los reactivos participantes es el limitante y una vez identificado el problema se resuelve a partir de él.

$$1,25 \text{ moles de SO}_2 \times \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} \times \frac{80,06 \text{ g SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 100,08 \text{ g de SO}_3$$

2.3.7 Pureza de reactivos y productos

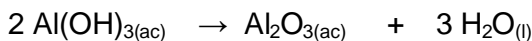
En general, en las reacciones químicas, los reactivos que se utilizan no se encuentran puros, sino que están mezclados con algunas impurezas o contienen humedad. Para realizar cálculos estequiométricos es necesario conocer la pureza del reactivo. Se llama pureza al porcentaje en masa de reactivo puro en la masa total.

$$\text{Pureza \%} = \frac{\text{Masa de sustancia pura}}{\text{Masa de sustancia total (con impurezas)}} \times 100$$

Analicemos el siguiente ejemplo:

El hidróxido de aluminio, Al(OH)_3 , se calienta para obtener Al_2O_3 y agua. Si la pureza del Al(OH)_3 es del 90%, ¿qué masa de óxido de aluminio obtendrás a partir de 200 g de Al(OH)_3 impuro?

En primer lugar, escribe la ecuación química ajustada:



Se calculan las masas molares de las sustancias involucradas, se aplica el concepto de pureza y se resuelve la incógnita:

$$200 \text{ g Al(OH)}_3 \frac{90 \text{ g Al(OH)}_3 \text{ puro}}{100 \text{ g Al(OH)}_3 \text{ impuro}} \times \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{78 \text{ g Al(OH)}_3} \times \frac{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol Al(OH)}_3} \times \frac{102 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} = 117,7 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

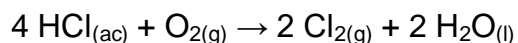
2.3.8 Rendimiento o eficiencia de una reacción

El rendimiento teórico de una reacción química es el rendimiento que se calcula suponiendo que la reacción es completa. En la práctica, pocas veces se obtienen las cantidades de sustancias calculadas teóricamente. Esto es debido a varias razones: Las reacciones no son completas, se generan reacciones secundarias, dificultades para separar el producto deseado, entre otras.

El porcentaje de eficiencia o de rendimiento de una reacción es la relación entre la cantidad de producto obtenida experimentalmente (en situaciones reales) y la cantidad de producto calculada de manera teórica (en situaciones ideales), expresado como un porcentaje:

$$\text{Rendimiento o eficiencia} = \frac{\text{Producido experimental (real)}}{\text{Producido teórico}} \times 100$$

Para comprender la forma como se resuelven situaciones problemas con rendimiento o eficiencia analicemos el siguiente ejemplo: Un método usado para reducir emisiones de cloruro de hidrógeno, es la oxidación directa del HCl con el oxígeno, con el empleo de un catalizador y a alta temperatura. La ecuación química ajustada del proceso es:



Partiendo de 50 g de HCl y con suficiente oxígeno molecular, ¿cuál es la masa de Cl_2 que se obtiene si el rendimiento de la reacción es del 65 %? Masas atómicas relativas: H = 1; O = 16; Cl = 35,5.

La secuencia de operaciones incluirá un factor que tenga en cuenta el rendimiento de la reacción:

$$50 \text{ g HCl} \times \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \times \frac{2 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} \times \frac{71,0 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \times \frac{65 \text{ g Cl}_2 \text{ obtenidos}}{100 \text{ g Cl}_2 \text{ Teórico}} = 31,6 \text{ g de Cl}_2$$

3. Metodología

La estrategia metodológica para el desarrollo de la unidad didáctica: La estequiometría, del presente trabajo, está centrada en el uso de las “analogías”. Una analogía puede definirse como la comparación entre una cosa conocida (análogo), con otra desconocida (tópico), con el fin de interpretar y comprender características compartidas y transferirlas de la una a la otra. A partir del análisis de la cotidianidad de los estudiantes, se diseñaron actividades en las cuales los análogos tienen directa relación con las actividades económicas, gastronómicas y culturales desarrolladas por los padres y demás miembros de la familia, esperando que al conocer perfectamente dichas actividades pudiesen establecer, nexos, atributos y mallas analógicas entre sus componentes.

El uso de comparaciones, tales como las analogías, constituye una actividad espontánea de las personas a la hora de dar sentido a lo desconocido. Consecuencia de ello, es el papel relevante que han desempeñado las analogías en la construcción de nuevas representaciones, por tanto, es necesario aprovechar el conocimiento que el estudiante ha adquirido en su cotidianidad de las características y elementos del análogo para intentar transferirlos al tópico con éxito. Es muy importante elaborar una trama o red de todos y cada uno de los elementos que guardan relación y correspondencia (Fernández, 2005).

3.1 Características de la muestra de estudio

3.1.1 Definición de la población

La población objeto de estudio de este trabajo corresponde a los estudiantes del grado décimo de la jornada de la mañana de la Institución Educativa Nacional Loperena de la ciudad de Valledupar. En general, los estudiantes pertenecen a los estratos 1 y 2, siendo en su mayoría hijos de trabajadores (docentes, enfermeras, secretarias, comerciantes independientes e informales, auxiliares de servicios entre otros). Sus edades fluctúan

entre los 15 y 16 años. Por ser una institución de tradición en la región (75 años de servicio) y por ocupar reiterativamente el primer lugar entre las instituciones municipales y departamentales según los resultados de las pruebas aplicadas por el ICFES, la mayor parte de los padres de familias son egresados de la misma y desean que sus hijos también lo sean.

3.1.2 Criterios de selección de la muestra

Los estudiantes seleccionados de manera intencionada para la muestra fueron 30 estudiantes del grado décimo “C”, debido a que la institución tiene organizados los cursos por rendimiento y ritmos de aprendizaje, siendo los cursos señalados con la letra “A” los de mayor rendimiento escolar y habilidades cognitivas; mientras los de los grados señalados con la letra “C” presentan un bajo rendimiento académico, baja concentración durante el desarrollo de las clases y dificultades para la comprensión de temáticas relacionadas con operaciones matemáticas. Con relación al género, la muestra está conformada por 17 mujeres y 13 hombres.

3.1.3 Diseño metodológico

La estrategia para el desarrollo de la unidad didáctica se diseñó para llevarla a cabo en cuatro etapas. (Ver tabla 3.1)

Tabla 3-1 Etapas del diseño metodológico.

Etapa	Descripción	Actividad
I.- Diagnóstica.	1.-Aplicación de un instrumento para identificar conceptos previos.	Pre-Test Anexo A
II.- Introdutoria y de reconocimiento de la estrategia.	1.-Exploración de conceptos asociados a la estequiometría. (Estudio de caso).	Guía de trabajo 1 Anexo B
	2.-Presentación de los elementos esenciales en el uso de analogías.	Guía de trabajo 2 Anexo C
III.- Conceptualización	1.- Análisis de las razones y las proporciones. Aplicación de la Ley de la conservación de la materia y de las proporciones definidas.	Guía de trabajo 3 Anexo D
	2.- Determinación de Reactivo limitante y reactivo en exceso.	Guía de trabajo 4 Anexo E
	3.- Análisis de Pureza de reactivos y productos.	Guía de trabajo 5 Anexo F
	4.- Determinación de la eficiencia y/o rendimiento de una reacción.	Guía de trabajo 6 Anexo G
IV.- Evaluativa	1.- Aplicación de un instrumento para identificar aprehensión de los conceptos.	Test Final Anexo A

La primera etapa “**Diagnóstica**” corresponde a la aplicación de un instrumento de evaluación (Ver anexo A) a través del cual, se pretende conocer los conceptos previos que el estudiante posee respecto a la temática y las dificultades relacionadas con el manejo de operaciones matemáticas.

La segunda etapa “**Introductoria y de reconocimiento de la estrategia**” tiene dos intenciones primordiales. La primera es identificar el manejo que los estudiantes tienen de temas relacionados con la estequiometría. La segunda tiene por objeto presentarle a los estudiantes el concepto de “analogías”: su definición, estructura externa e interna y la forma como estas pueden usarse para comprender conceptos nuevos. (Ver anexos B y C).

La tercera etapa “**Conceptualización**” es la más amplia y corresponde al desarrollo de cuatro guías de clases diseñadas en orden secuencial: desde los conceptos esenciales de razón y proporción, las leyes ponderales, los cálculos estequiométricos sencillos de mol – masa y volumen, los reactivos límite y en exceso y por último la pureza de reactivos y el porcentaje de rendimiento o eficiencia. En estas guías, primero se presentan actividades de la cotidianidad regional, como son la albañilería, la preparación de arepas de queso, almojábanas, y mermeladas de mango, la confección de vestidos de piloneras y de mochilas Arhuacas, entre otras, para después presentar situaciones del contexto químico en el que se puedan establecer redes analógicas. (Ver anexos D, E, F y G).

La cuarta y última etapa “**Evaluativa**” corresponde a la aplicación nuevamente del instrumento de evaluación para verificar el efecto de la aplicación de la estrategia sobre la aprehensión de conocimientos relacionados con la estequiometría adquiridos por los estudiantes foco de este trabajo (Ver anexo A).

4. Resultados y discusión

4.1. Etapa diagnóstica

En esta etapa se aplicó un instrumento que tenía como objetivo identificar los saberes previos y los errores conceptuales en los que pudieran estar inmersos los estudiantes. El test consta de 9 preguntas de selección múltiple con única respuesta (anexo A), las cuales están organizadas en orden jerárquico desde el punto de vista conceptual, iniciando por el conocimiento que los estudiantes poseen de los conceptos de átomos y moléculas; luego si tienen clara la ley de la conservación de la materia y las relaciones de razón y proporcionalidad y posteriormente si están en capacidad de resolver situaciones en los que es necesario realizar cálculos sencillos de relación mol – mol, mol – peso, peso – peso, reactivo límite, pureza de reactivos y porcentaje de rendimiento o eficiencia de una reacción.

4.1.1. Análisis del test diagnóstico

En la tabla 4. 1 se muestran los resultados globales del test diagnóstico aplicado en esta primera etapa, las casillas coloreadas corresponden a la opción de respuesta correcta.

Tabla 4-1 Resultado general de test diagnóstico. Las casillas sombreadas de amarillo corresponden a la respuesta correcta.

Pregunta N°	Opción A	Opción B	Opción C	Opción D	Porcentaje De acierto
1	8	11	2	9	30,0
2	5	12	12	1	40,0
3	3	4	14	9	30,0
4	10	4	1	15	50,0
5	15	12	1	2	40,0
6	6	22	0	2	73,3
7	0	15	4	11	50,0
8	10	4	10	6	13,3
9	4	8	17	1	26,7

En términos generales el porcentaje de acierto es muy bajo, siendo las menos acertadas las preguntas 8 y 9 relacionadas con los conceptos de pureza de reactivos y eficiencia o rendimiento de una reacción. Por otra parte, las preguntas más acertadas fueron las preguntas 4, 6 y 7, las cuales están relacionadas con variación de las proporciones en mol y masa entre reactivos y productos y con el reactivo límite. Por último, presentan un porcentaje de acierto cercano al 30% (bajo) las preguntas 1,2,3 y 5, las cuales están relacionadas con los conceptos de átomos y moléculas, ley de la conservación de la materia, razones de combinación, proporciones entre mol y masa molar (Ver anexo 1).

La pregunta 1 plantea:

1.- El hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ es un componente activo de medicamentos recetados como antiácidos, ya que puede neutralizar un poco la acidez generada en el estómago por el jugo gástrico. Es válido afirmar que el hidróxido de aluminio posee:

- | | |
|------------------------|------------------------------|
| A. una molécula de Al. | B. tres clases de moléculas. |
| C. cuatro átomos de O. | D. tres clases de átomos. |

Un 30,0% de los estudiantes marcó la opción correcta, mientras que un 70,0% erró la respuesta. Es necesario señalar que, dentro de este último porcentaje, 19 estudiantes (63 %) marcaron las opciones A y B, lo cual evidencia que confunden los conceptos de átomos y moléculas. Mientras que 2 estudiantes (7%) presentan dificultad para identificar las proporciones atómicas a partir de la simbología de las fórmulas químicas (ver figura 4,1).

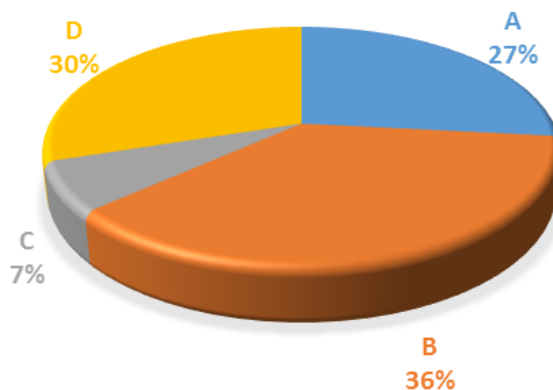


Figura 4-1. Respuestas a la pregunta 1

La pregunta 2 plantea:

RESPONDE LA PREGUNTA 2 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Si se dejan caer granallas (trozos pequeños) de Zinc en un tubo de ensayo con ácido clorhídrico (HCl), se genera una reacción que libera hidrógeno (como lo muestra la imagen). Esta reacción se puede representar con la siguiente ecuación:

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$$

2.- Es válido afirmar que la ecuación anterior, cumple con la ley de la conservación de la materia, porque:

- A. El número de átomos presentes en los productos es mayor que el número de átomos presentes en los reactivos.
- B. La cantidad de masa de los productos es mayor que cantidad de la masa de los reactivos.
- C. El número de átomos de cada elemento en los reactivos es igual al número de átomos de cada elemento en los productos.
- D. El número de sustancias reaccionantes es igual al número de sustancias obtenidas en los productos.

Al analizar los resultados nos encontramos que la proporción de estudiantes que contestaron correctamente (40%) es igual a la proporción de estudiantes que eligieron al distractor B, el cual define de manera contraria y equivoca la Ley de la conservación de la materia (Ver figura 4.2). Si además sumamos los porcentajes de estudiantes que

marcaron los distractores A y D obtenemos que el 60 % de los estudiantes desconocen el enunciado de la Ley de la conservación de la materia o presentan serias dificultades en aplicar dicho concepto ante una determinada ecuación química.

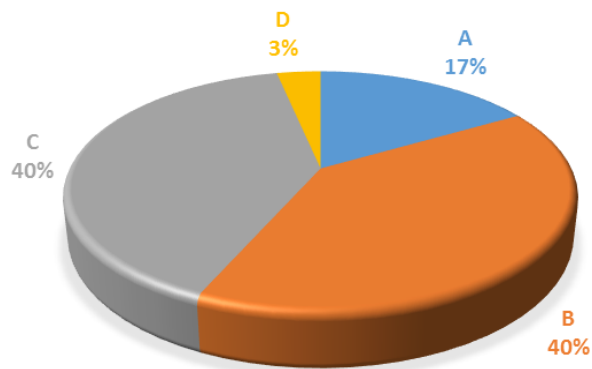
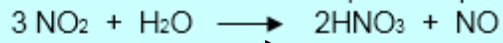


Figura 4-2. Respuestas a la pregunta 2.

La pregunta 3 plantea:

3.- El ácido nítrico es un compuesto químico utilizado industrialmente para fabricar explosivos, fertilizantes y tiene usos adicionales en la metalurgia. También es un componente de la lluvia ácida.

La síntesis industrial del ácido nítrico se representa por la siguiente ecuación:



A partir de dicha ecuación, cuando se hace reaccionar un mol de NO_2 con suficiente agua se pueden producir:

A. $3/2$ moles de HNO_3

B. $4/3$ moles de HNO_3

C. $5/2$ moles de HNO_3

D. $2/3$ moles de HNO_3

El análisis de esta pregunta nos revela que solo un 30% de los estudiantes escogieron la respuesta correcta (D), lo cual evidencia la escasa interpretación de las razones en que se relacionan reactivos y productos en dicha ecuación. Un 47% eligió el distractor (C) que no guarda ninguna relación de razón y proporción entre las sustancias señaladas en la pregunta. Un 10% marcó como correcto el distractor (A) que corresponde a una proposición contraria a la respuesta correcta y un 13% contó el número de moles de reactivos y productos, los comparó y determinó erradamente que la respuesta era la (B) (Ver figura 4.3).

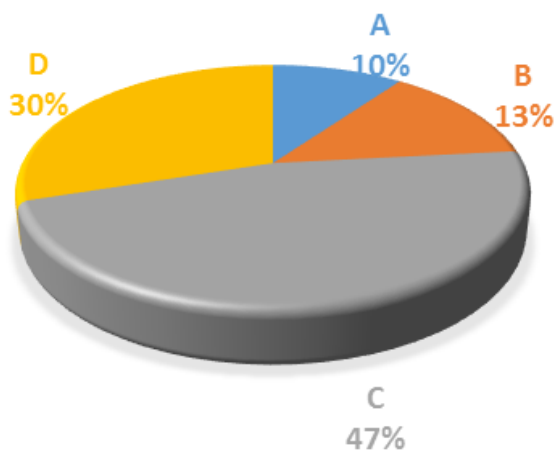
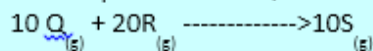


Figura 4-3 Respuestas a la pregunta 3

La pregunta 4 plantea:

4. A 500°C y 30 atm. de presión se produce una sustancia gaseosa S a partir de la reacción de Q y R en un recipiente cerrado, de acuerdo con la siguiente ecuación



Si se hacen reaccionar 5 moles de Q con 10 moles de R. Una vez finalizada la reacción entre Q y R, el número de moles de S presentes en el recipiente es:

A. 2

B. 3

C. 4

D. 5

Su análisis nos muestra que el 50% de los estudiantes eligieron la respuesta correcta (D), la cual estaba relacionada con un cambio en las proporciones de reactivos y productos. Evidenciando una buena comprensión de la manera como varían los reactivos y productos luego de establecer las razones de combinación de la ecuación química balanceada. Un 34% eligieron la respuesta (A) lo cual pudo generarse porque los coeficientes estequiométricos se redujeron a la mitad. Por último, un 16% seleccionaron las respuestas (B) y (C) demostrando un desconocimiento total de la forma como varían proporcionalmente las razones estequiométricas (Ver figura 4.4).

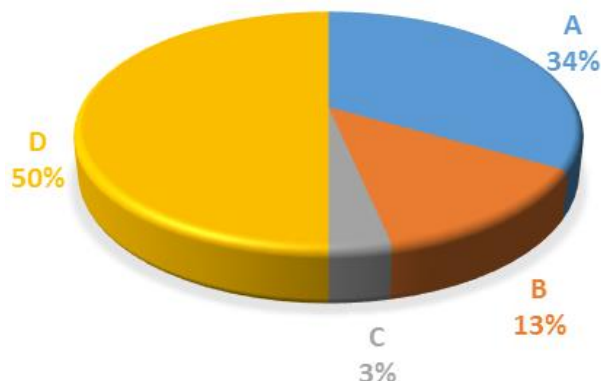


Figura 4-4 Respuestas a la pregunta 4

La pregunta 5 plantea

RESPONDA LA PREGUNTA 5 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Dos elementos, X y Y, se mezclan en un recipiente en donde reaccionan produciendo una determinada cantidad del compuesto Z, posteriormente, la mezcla resultante se separa en sus componentes y los resultados del experimento se consignan en la siguiente tabla

Sustancia	Masa inicial (g)	Masa final (g)	Masa molar (g/mol)
X	10	0	5
Y	30	10	20
Z	0	30	15

5.- De acuerdo con los datos obtenidos en el experimento, es probable que la reacción ocurrida entre X y Y sea:

A. $2X + Y \longrightarrow Z$ B. $2X + Y \longrightarrow 2Z$
 C. $X + 2Y \longrightarrow 2Z$ D. $X + 2Y \longrightarrow Z$

Al analizarla se hace evidente que la respuesta más escogida (50%) fue la Opción A. Esta no era la respuesta correcta, lo cual nos demuestra que los estudiantes tuvieron en cuenta las masas de los reactivos, al igual que sus masas molares, pero no la del producto que se genera, porque se forman dos moles y no una. La respuesta correcta (B) fue escogida por un 40% de los estudiantes y solo un 10% seleccionaron las respuestas (C) y (D) dando muestras de un desconocimiento total de la forma como se relacionan estequiométricamente moles y masas molares (Ver figura 4.5).

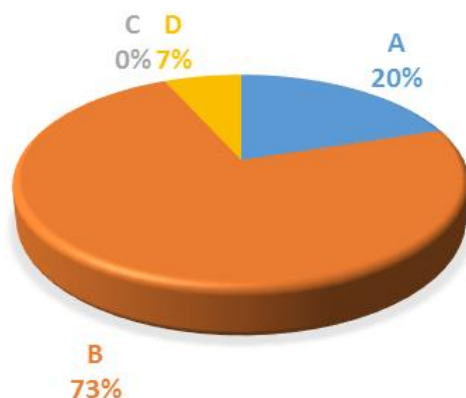
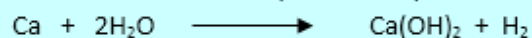


Figura 4-6. Respuestas a la pregunta 6.

La pregunta 7 plantea:

7.- El hidróxido de calcio se produce a partir de la siguiente reacción



De acuerdo con la ecuación anterior, si en un determinado procedimiento se hacen reaccionar 10 moles de agua con 3 moles de calcio, es válido afirmar respecto a los reactantes que

- A. Reaccionarán por completo sin que sobre masa de alguno.
- B. El calcio reaccionará completamente y permanecerá agua en exceso.
- C. El agua reaccionará completamente y permanecerá calcio en exceso.
- D. Sobrarán pequeñas cantidades de ambos reactantes al finalizar la reacción.

El 50% de los estudiantes marcaron positivamente la opción (B), lo cual evidencia que poseen la capacidad de identificar el reactivo límite y el reactivo en exceso en un determinado procedimiento químico. Por el contrario, un 50% seleccionaron los distractores: opciones (C) y (D) lo cual nos muestra la dificultad que poseen para identificar el reactivo que se agota primero y el reactivo sobrante. A continuación (Ver figura 4,7).

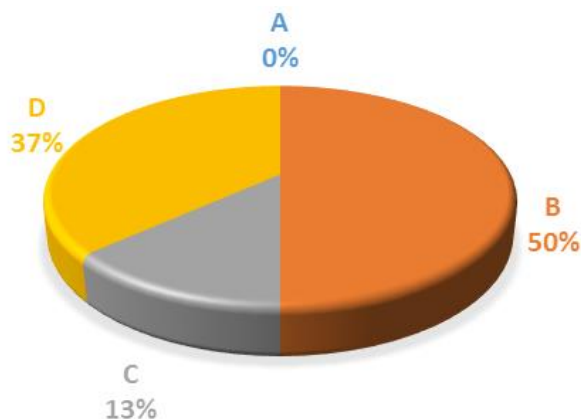


Figura 4-7. Respuestas a la pregunta 7.

La pregunta 8 plantea:

El CO₂ se puede obtener del calentamiento del carbonato de calcio (CaCO₃) como se muestra en la siguiente ecuación:

$$\text{CaCO}_3 \longrightarrow \text{CO}_2 + \text{CaO}$$

Compuesto	Masa molar (g/mol)
CaCO ₃	100
CO ₂	44
CaO	56

8.- En un procedimiento se determina el contenido de CO₂ a partir de la descomposición de una muestra de 500 g de roca que contiene 25 % de CaCO₃. De acuerdo con lo anterior la cantidad de moles de CO₂ producida es:

A. 0,25 B. 1,25 C. 2,25 D. 5,00

Esta resultó ser la pregunta con menor porcentaje de acierto, ya que solo un 13% de los estudiantes seleccionaron la opción correcta (B). En consulta verbal afirmaron que en el grado anterior habían visto conceptos propios de la estequiometría, pero no habían trabajado ni pureza, ni rendimiento o eficiencia, lo cual explica la alta dispersión de los resultados en cuanto a las opciones de respuestas se refiere (ver figura 4.8).

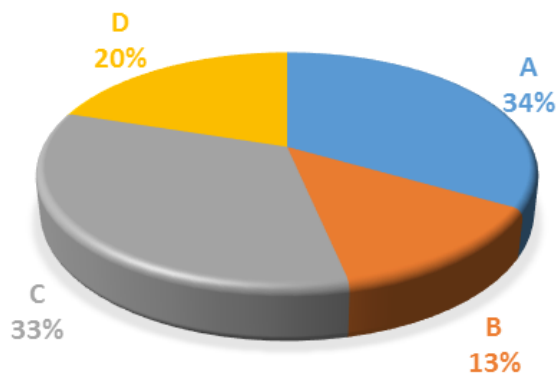


Figura 4-8. Respuestas a la pregunta 8.

La pregunta 9 plantea:

9.- En otro procedimiento y teniendo como base la misma ecuación se calentaron 200 gramos de carbonato de calcio (CaCO_3) y se obtuvieron 1,5 moles de CO_2 . Se puede afirmar a partir de este resultado que la eficiencia de la reacción fue:

- A. 100% B. 75% C. 50% D. 25%

Al igual que en la pregunta 8, en esta se presentó un bajo nivel de acierto para seleccionar la respuesta correcta (opción B), con un (27%). La razón es la misma de la pregunta anterior: No habían trabajado anteriormente con el concepto (rendimiento o eficiencia de una reacción) y en consecuencia un 73% de los estudiantes marcaron opciones de respuesta equivocadas. (Ver figura 4-9).

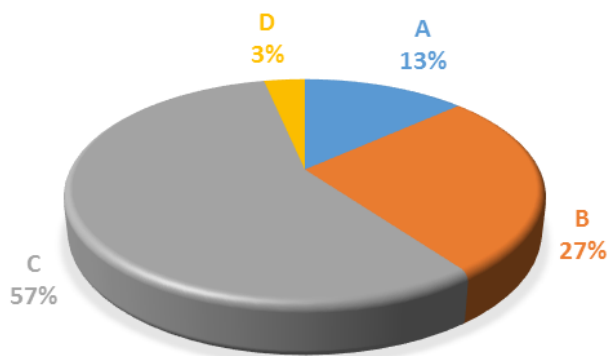


Figura 4-9. Respuestas a la pregunta 9.

4.2. Etapa introductoria y de reconocimiento de la estrategia

4.2.1. Análisis de la guía de trabajo 1

El análisis de los resultados desarrollados por los estudiantes en la guía 1 (Anexo B), la cual tenía por objetivos:

- Introducir a los estudiantes al tema de la estequiometría a partir de una situación de la vida cotidiana.
- Identificar los conceptos previos necesarios para realizar los cálculos estequiométricos.

Muestra lo siguiente:

Los estudiantes en la mayor parte de los casos señalaron que la estequiometría puede ser de utilidad en situaciones relacionadas con la preparación de alimentos, la preparación y consumo de medicamentos y en procedimientos relacionados con la cosmetología.

Luego de analizar el estudio de caso sobre **“Medellín declara alerta roja por contaminación del aire”**, los estudiantes en su mayoría afirman que los cálculos de contaminantes y la relación de estos con el consumo por galón de gasolina son un aporte importantísimo de la estequiometría para entender el problema y buscar posibles soluciones.

4.2.2. ANÁLISIS DE LA GUÍA DE TRABAJO 2

La revisión de la guía 2 (anexo C) la cual tenía por objetivos:

- Describir los elementos que se deben tener en cuenta cuando se desarrollan analogías para explicar un concepto.
- Establecer relaciones analógicas entre una situación cotidiana y un procedimiento químico.

Indica que la mayor parte de los estudiantes identificaron rápidamente los elementos que constituyen una analogía (componentes, atributos, nexos y limitantes) cuando se trabajó con fichas de legos para establecer un análogo entre estructuras armadas con dichas fichas y el concepto de reacción química; y necesitaron más tiempo para identificar los

elementos propios de las analogías en el caso en que se compararon los conceptos de mol, número de Avogadro y masa atómica con frascos llenos de arroz y arvejas. Es de vital importancia señalar que, en el trabajo previo y de conclusión de esta guía, se hizo especial énfasis en dejar claro el papel de las analogías en la explicación de un concepto y establecer que lo importante es identificar y conocer la estructura del tópico a partir del análogo.

4.3. Etapa de conceptualización

4.3.1. Análisis de la guía de trabajo 3

El análisis de la guía de trabajo 3 (Anexo D), la cual tenía por objetivos:

- Aplicar la ley de la conservación de la materia en el análisis de reacciones químicas.
- Analizar razones y proporciones en que se combinan reactivos para la generación de productos en una determinada reacción química.

Muestra que los estudiantes establecieron con facilidad y eficacia las relaciones de proporcionalidad directa e inversa propuestas con helados y dulces, al igual que las diversas situaciones planteadas para comprender las razones entre asientos y estudiantes en el bus escolar. Tardaron un poco más en resolver las situaciones problemas planteadas con el análogo de las “arepas de queso” ya que esta implicaba analizar la tabla con las cantidades de invitados y a su vez las proporciones de preparación de las arepas. De igual forma resolvieron en su totalidad la situación planteada respecto a la elaboración de vestidos de piloneras para la comparsa que participaría en el Festival Vallenato.

Por otra parte, a la hora de desarrollar los ejercicios 5,6,7,8 y 9, se encontró que desarrollaron con mayor eficacia los 4 primeros y presentaron dificultades en el número 9, esto debido a que involucraba adicionalmente el concepto de densidad para determinar la masa de gasolina que debía reaccionar en el procedimiento planteado. (Ver figura 4.10).

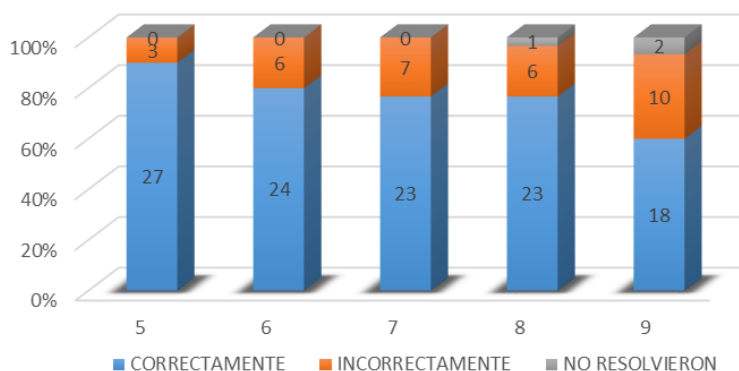


Figura 4-10 Resolución de los ejercicios guía 3. Los números en el eje corresponden a los porcentajes de selección. Los números en las columnas a los estudiantes que contestaron.

4.3.2. Análisis de la guía de trabajo 4

El análisis de la guía de trabajo 4 (Anexo E), la cual tenía por objetivo:

- Determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso en un determinado procedimiento químico.

Permite señalar que los estudiantes determinan con facilidad (aunque unos gastan más tiempo que otros) el componente limitante y en exceso en los procedimientos propuestos sobre el trabajo de repellar una pared por parte de un albañil, la elaboración de mochilas por una indígena Arhuaca y la preparación de las almojábanas por parte del grupo de estudiantes. Durante el desarrollo de esta guía se notó que los estudiantes identifican con mayor facilidad los elementos del análogo y el tópico. Respecto al desarrollo de los ejercicios hipotéticos involucrados (4,5,6 y 7), los estudiantes fueron más eficaces en resolver los ejercicios 4 y 5 (77 y 83 %) en el tiempo estipulado e identificando en ambos casos con exactitud el reactivo límite y en exceso. Para el caso de los ejercicios 6 y 7 entre el 70 y 67% de los estudiantes respectivamente resolvieron correctamente los ejercicios, pero cometieron errores a la hora de determinar la cantidad de producto generado en el proceso por elegir inadecuadamente el reactivo límite o por errores en operaciones aritméticas. De igual forma en este segundo grupo entre el 7 y el 10 % no pudieron resolver los ejercicios. (Ver figura 4.11).

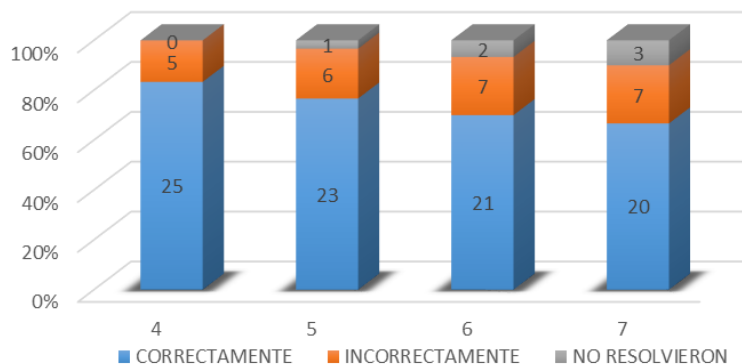


Figura 4-11 Resolución de los ejercicios guía 4. Los números en el eje corresponden a los porcentajes de selección. Los números en las columnas a los estudiantes que contestaron.

4.3.3. Análisis de la guía de trabajo 5

El análisis de la guía de trabajo 5 (Anexo F), la cual tenía por objetivo:

- Determinar la pureza de reactivos y productos en procesos químicos.

Indica que los estudiantes determinan con eficiencia el concepto de pureza de reactivos, tanto en el análogo del arroz con leche, como en el procedimiento donde debían armar estructuras de compuestos a partir de legos, algunos de los cuales estaban defectuosos. No solo establecieron el porcentaje de pureza, sino que mostraron habilidad y creatividad a la hora de establecer ecuaciones hipotéticas.

Respecto a la resolución de los ejercicios de procedimientos químicos establecidos en esta guía, se puede deducir que entre el 83 y 90 % de los estudiantes resolvieron correctamente los ejercicios 3 y 4 y lograron establecer relaciones analógicas correctas aplicando de forma clara el concepto de pureza de reactivos (Ver figura 4.12). Para el caso de los ejercicios 5 y 6, no solo disminuyó el número de estudiantes que los resolvieron correctamente (73%), sino que entre el 7 y el 13 % no los resolvieron debido a que estos eran más complejos, ya que no solo debían aplicar el concepto de pureza, sino que además tenían que calcular el reactivo límite y a partir de éste calcular la cantidad de producto esperado.

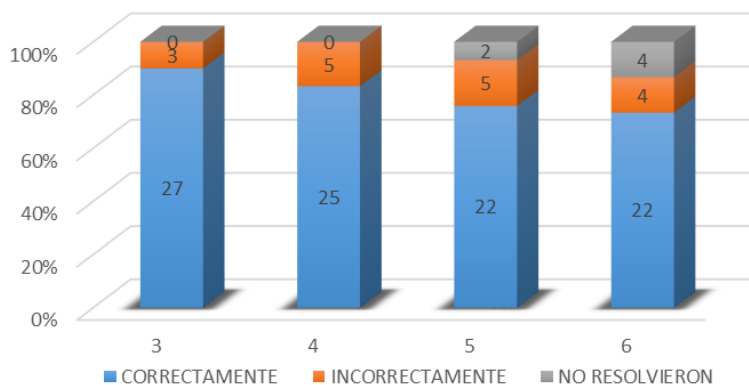


Figura 4-12 Resolución de los ejercicios guía 4. Los números en el eje corresponden a los porcentajes de selección. Los números en las columnas a los estudiantes que contestaron.

4.3.4. Análisis de la guía de trabajo 6

El análisis de la guía de trabajo 6 (Anexo G), la cual tenía por objetivo:

- Explicar el procedimiento a través del cual se calcula el rendimiento o eficiencia de una reacción.

Permite deducir que los estudiantes fueron capaces de entender el concepto de rendimiento o eficiencia cuando analizaron la situación propuesta acerca de la microempresa productora de mermelada de mango, ya que todos desarrollaron el procedimiento de manera adecuada. Por otra parte, la actividad en la cual fabricaron gel antibacterial generó mucha motivación y entusiasmo y debido a que solo disponemos de balanzas de triple brazo y el volumen resultante dependía en gran parte de la agitación, ninguno de los grupos obtuvo la misma cantidad de gel; dándole a cada grupo un rendimiento diferente los cuales fluctuaron entre el 71 y 82 % de lo esperado.

Respecto al desarrollo de los ejercicios propuestos, los estudiantes resolvieron con más eficacia el 3 y el 4, ya que entre el 83 y 87 % de los estudiantes fueron capaces de determinar el rendimiento esperado en dichos procedimientos. En contraste, en la resolución de los ejercicios 4 y 5, un 23 % de los estudiantes los resolvieron de manera incorrecta y entre un 10 y un 13 % no plantearon alternativas de solución, siendo el último de estos el que planteaba mayor complejidad, ya que había que aplicar todos los

conceptos manejados hasta el momento como lo son: reactivo límite, pureza de reactivos y rendimiento o eficiencia. (Ver figura 4.13)

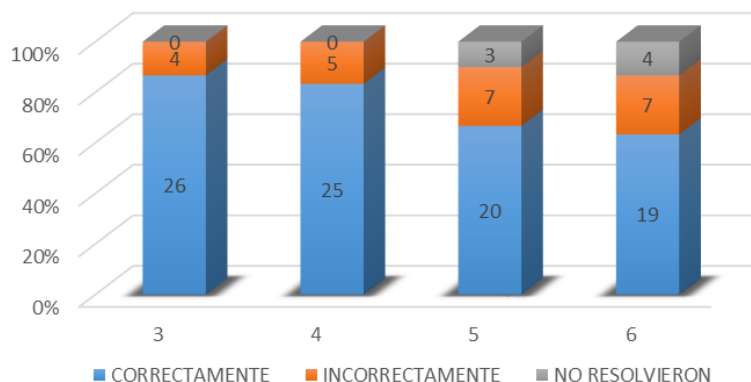


Figura 4-13 Resolución de ejercicios guía 6. Los números en el eje corresponden a los porcentajes de selección. Los números en las columnas a los estudiantes que contestaron.

4.4. Etapa evaluativa

Para valorar el efecto de la aplicación de la estrategia se aplicó nuevamente el cuestionario del diagnóstico inicial al final de la unidad (ANEXO A). Se mantuvo el mismo orden de complejidad establecido en dicho instrumento, partiendo de conceptos básicos, pasando por relaciones mol –mol y mol gramo, hasta llegar a aplicar los conceptos de reactivo límite, pureza de reactivos y rendimiento o eficiencia. En la tabla 4.2 se muestran los resultados globales del post test, las casillas coloreadas corresponden a la opción de respuesta correcta.

Tabla 4-2 Resultado general de test pos test. Las casillas sombreadas de amarillo corresponden a la respuesta correcta.

Pregunta N°	Opción A	Opción B	Opción C	Opción D	Porcentaje De acierto
1	3	4	1	22	73,3
2	0	0	28	2	93,3
3	2	0	2	26	86,7
4	2	0	3	25	83,3
5	5	21	2	2	70,0
6	1	28	0	1	93,3
7	0	25	3	2	83,3
8	1	24	3	2	80,0
9	1	26	2	1	86,7

Los resultados muestran un aumento significativo en el porcentaje de aciertos de cada una de las preguntas establecidas en el test. De igual forma se debe señalar que se evidenció en los estudiantes una mejora en los procesos de interpretación y resolución de situaciones problemáticas hipotéticas asociadas al concepto de estequiometría. También se observa una homogeneidad en la elección que los estudiantes hacen de las respuestas correctas ya que el rango de aciertos está entre 21 y 28 respectivamente.

4.4.1 Análisis comparativo de datos

La pregunta 1: Cuya intención es saber si los estudiantes establecen diferencias entre elementos - compuestos y átomos – moléculas muestra en sus resultados una mejora significativa en la aplicación de dichos términos en la resolución de una situación química hipotética luego de haber desarrollado la estrategia didáctica. Se pasó de un acierto del 30,0 % al 73,3 % en la elección de la respuesta correcta y una disminución importante en la elección de los distractores (Ver figura 4.14)

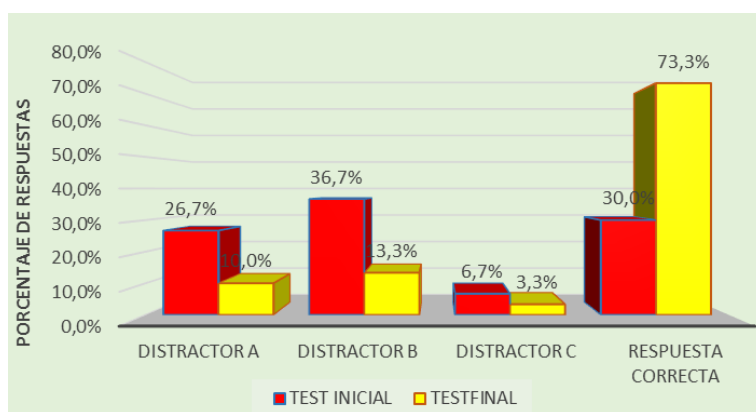


Figura 4-14 Análisis pregunta 1.

La pregunta 2: cuya intención es aplicar la ley de la conservación de la materia en un procedimiento químico, arrojó en sus resultados un alto porcentaje de acierto en la elección de la respuesta correcta (93,3 %) en el post test, lo cual evidencia una mejora significativa en la aplicación de dicha ley, en contraste con el 40,0 % que la escogió acertadamente en el test diagnóstico. (Ver figura 4,15)

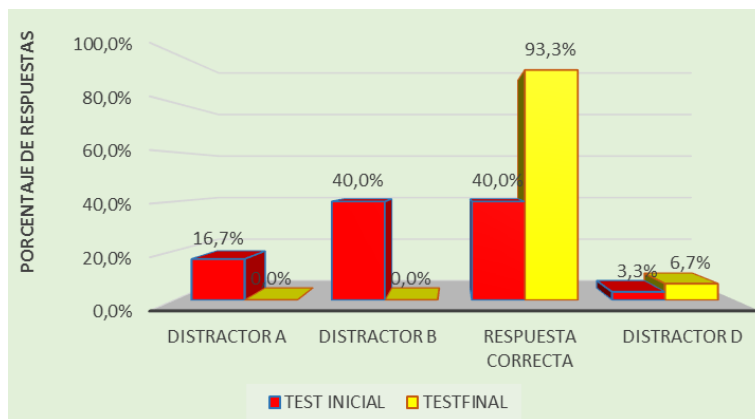


Figura 4-15 Análisis comparativo de la pregunta 2.

La pregunta 3: se plantea para determinar las razones molares que se establecen entre los reactivos y entre estos y los productos. La prueba diagnóstica había arrojado solo un porcentaje de acierto del 30,0%, mientras que el post test arroja un 86,7 % de acierto indicando que la estrategia aplicada fue determinante para que los estudiantes pudieran identificar las razones estequiométricas con las que se combinan los reactivos en una determinada reacción química. (Ver figura 4.16)

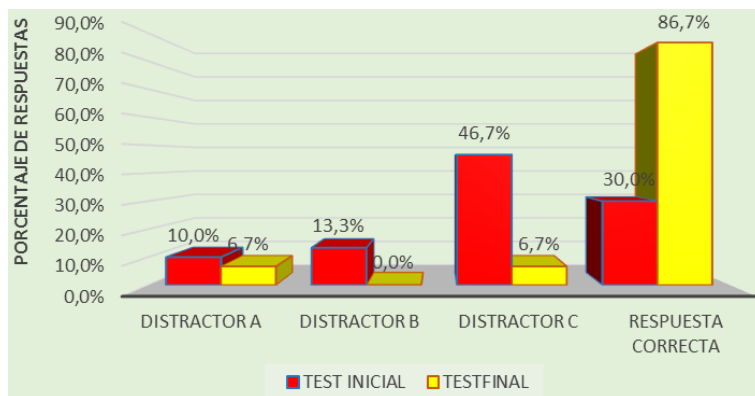


Figura 4-16 Análisis comparativo de la pregunta 3.

La pregunta 4: Tiene como intención verificar si los estudiantes se encuentran en capacidad de establecer relaciones de proporcionalidad entre reactivos y productos y determinar la cantidad de producto que se puede generar en un procedimiento químico. Como se puede ver en la figura 4.17, la respuesta correcta fue altamente seleccionada tanto en el test diagnóstico como en el post test, pero en este último la eficacia fue

mucho más alta (83,3%), lo cual permite afirmar que los estudiantes mejoraron en su capacidad de establecer la cantidad de productos formado en un proceso químico aún, cuando se alteran las cantidades de reactivos.

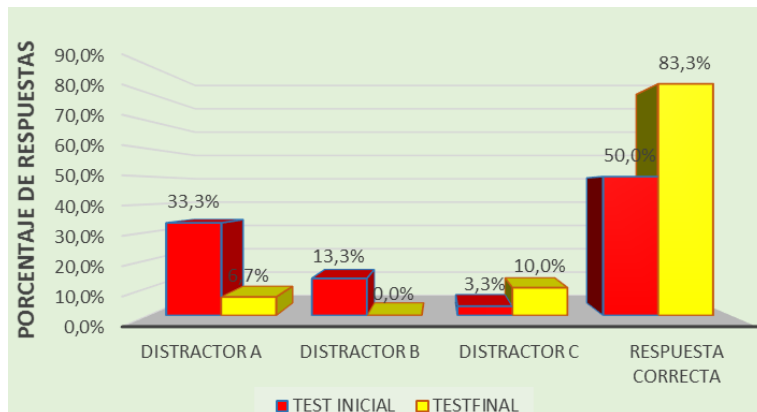


Figura 4-17 Análisis comparativo de la pregunta 4.

La pregunta 5: Busca determinar si los estudiantes están en capacidad de construir ecuaciones químicas y establecer razones estequiométricas a partir de datos experimentales. La figura 4.18 nos muestra que en el test final se evidencia una mejora sustancial en la capacidad de establecer dichas razones, mientras que en el test inicial un porcentaje significativo eligió el distractor A, lo cual muestra que presentaban serias dificultades de establecer las razones estequiométricas de la ecuación y que el desarrollo de la estrategia con analogías pudo mejorar este rendimiento.

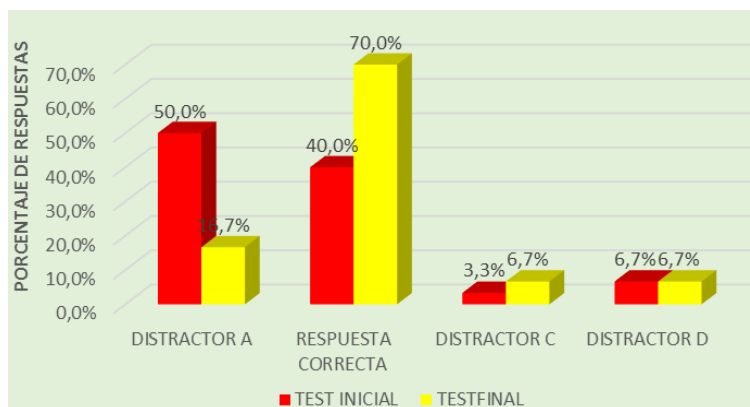


Figura 4-18 Análisis de la pregunta 5.

La pregunta 6: tiene por objeto determinar si el estudiante, no solo realiza cálculos sencillos con moles, sino que puede desarrollarlos también con masas tanto de reactivos como de productos. La figura 4.19 nos muestra que esta fue una de las preguntas con mayor porcentaje de aciertos tanto en el test inicial como el final, pero siendo un 20% más alto en este último. Esto nos indica que los estudiantes también pueden realizar correctamente cálculos sencillos de reactivos y productos con unidades de masa. Otro aspecto que se observa en estos resultados es la nula escogencia del distractor C tanto en la prueba diagnóstica como en la final, lo cual puede indicar que realmente no constituye un distractor, sino que por el contrario los estudiantes la eliminan como opción automáticamente la leen.

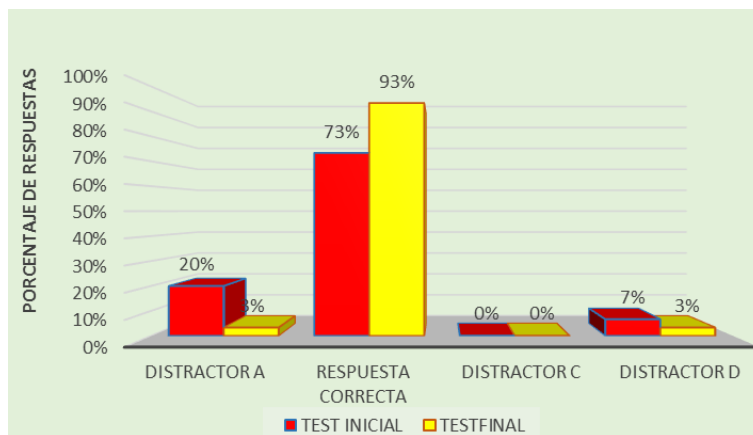


Figura 4-19 Análisis comparativo de la pregunta 6.

La pregunta 7: Tiene por objeto establecer la capacidad que tienen los educandos de determinar el reactivo límite y el reactivo en exceso en un determinado procedimiento químico. Como se puede observar en la figura 4.20 el porcentaje de acierto en el test final fue del 83,3% en comparación con un 50% de acierto del test diagnóstico lo cual señala una vez más el efecto positivo del desarrollo de la estrategia basada en analogías. Por otra parte, al igual que en la pregunta 6 se presenta un distractor que no fue seleccionado por ningún estudiante ni en el test inicial ni en el final, lo cual señala que debe ser revisado a futuro porque no actúa como tal y los estudiantes lo descartan inmediatamente lo leen.

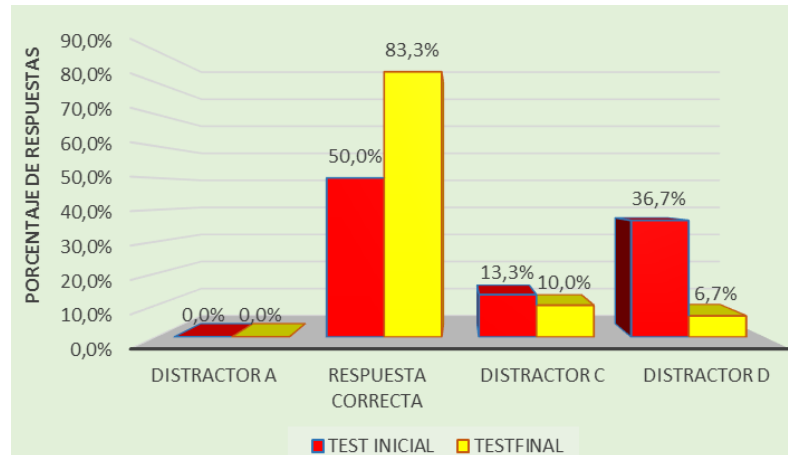


Figura 4-20 Análisis comparativo de la pregunta 7.

La pregunta 8: Plantea una situación problémica en la que debe aplicarse el concepto de pureza de reactivos. Al analizar la figura 4.21 es muy notorio el mejoramiento en el porcentaje de aciertos en la respuesta correcta. Esta es la gráfica que mejor muestra el éxito de la aplicación de la estrategia objeto de este trabajo, puesto que se pasa de un desempeño deficiente (13,3 %) a uno sobresaliente (80%).

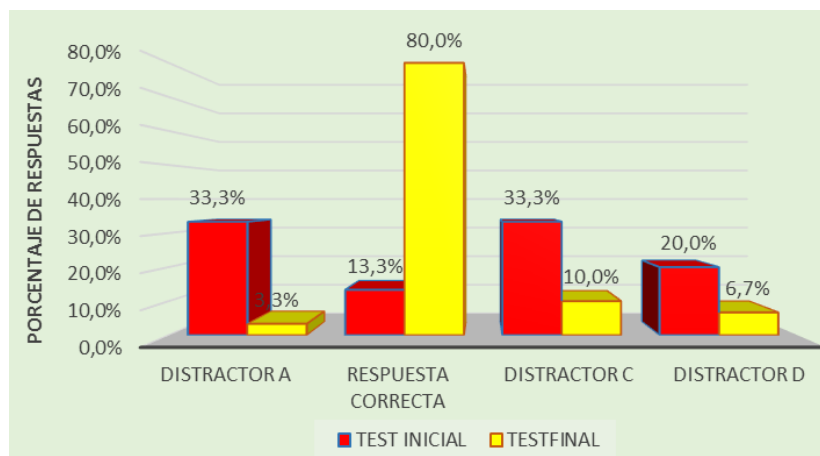


Figura 4-21 Análisis comparativo de la pregunta 8.

La pregunta 9: Presenta una situación hipotética en la que el estudiante debe determinar el rendimiento o eficiencia de un determinado procedimiento químico. Al igual que en la pregunta anterior, los resultados señalan un mejoramiento absoluto y significativo en el desempeño de los estudiantes luego de la aplicación de la estrategia. (Ver figura 4.22).

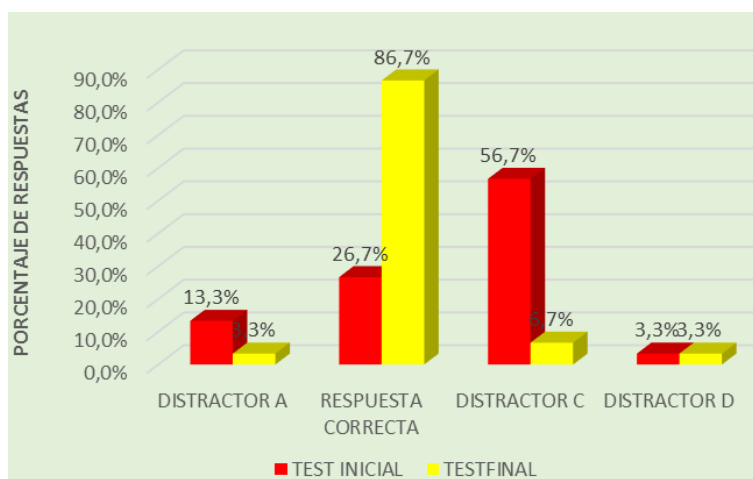


Figura 4-22 Análisis comparativo de la pregunta 9.

Para finalizar el análisis de la aplicación del test final es importante señalar que el desempeño observado en todas las preguntas fue muy superior al mostrado cuando se aplicó el test como diagnóstico de lo que los estudiantes conocían por lo visto en grados anteriores en el área de ciencias naturales. Por lo observado durante el desarrollo de la propuesta, fue determinante el uso de las analogías tanto para la motivación y el desarrollo de las clases como para la mejora en la capacidad de interpretar y resolver situaciones problemáticas en el ámbito de la estequiometría.

5. Conclusiones y recomendaciones

5.1 Conclusiones

El diseño y la aplicación de la estrategia didáctica basada en el uso de analogías permitió observar un aumento significativo en la motivación de los estudiantes hacia el desarrollo de las clases de la asignatura química; de igual forma, se observó una mejora en los procesos de interpretación y resolución de situaciones problemáticas hipotéticas asociadas a la estequiometría.

La fase diagnóstica nos indicó que los estudiantes pese a que ya habían realizado una aproximación importante en el grado noveno, no habían conceptualizado de manera clara y profunda saberes previos como átomos y moléculas, razones estequiométricas, reactivo límite y pureza y rendimiento.

La fase introductoria fue relevante porque permitió que el estudiante reconociera los elementos de una analogía y su importancia en el momento de establecer atributos, nexos y la malla analógica entre el análogo y el tópico. Por otra parte, es indispensable señalar que el docente juega un papel primordial en cuanto a no permitir que el estudiante dirija más su atención hacia el análogo y no al tópico, el cual es en última instancia el objeto de aprendizaje.

En la fase de conceptualización fue fundamental la escogencia de analogías relacionadas con aspectos de la vida cotidiana de la comunidad estudiantil y de las actividades económicas regionales y autóctonas, esto permitió que los jóvenes sintieran al desarrollar las guías correspondientes que conocían mucho de la información tratada y que aún sin saber aplicaban conceptos relacionados con cálculos estequiométricos.

La aplicación de un instrumento de evaluación para valorar los alcances de la aplicación de la estrategia permite inferir que el uso de analogías es una estrategia efectiva para que los estudiantes elaboren nuevas estructuras mentales sobre aspectos primordiales

de la estequiometría química y mejoren su desempeño aumentando las posibilidades de éxito escolar en una temática que tradicionalmente ha arrojado bajos resultados.


5.2 Recomendaciones

Las analogías son un referente importante a tener en cuenta sobre todo para aquella población de estudiantes que presentan cierta aversión hacia la química y en general con todo aquello que incluye números para su desarrollo y aprendizaje.

Un aspecto a tener en cuenta y señalado por algunos investigadores es estructurar bien la planeación de la clase de tal forma que el análogo sea la herramienta para llegar al tópico y no que el estudiante crea que solo es importante reconocer y recordar el análogo.

También es importante señalar que para la elección de las analogías es primordial identificar el entorno y la realidad en la que está inmersa la población estudiantil objeto de estudio, como también la incorporación gradual de la temática en orden de complejidad y dificultad.

A. Anexo: Pretest - Postest

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA AREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL ASIGNATURA: QUÍMICA TEST DE PRE CONCEPTOS ACERCA DE LA ESTEQUIOMETRÍA Docente: Juan Carlos Palencia Pérez
	Estudiante: _____ Fecha: _____ GRADO: 10 ()

El siguiente test tiene como objetivo primordial identificar los conocimientos previos que usted posee respecto a la estequiometría y conceptos asociados a la realización de cálculos estequiométricos. Por favor trate de resolverlo de manera honesta y responsable, ya que el análisis de esta información será un insumo importante para el desarrollo de una mejor estrategia didáctica.

Lea cuidadosamente cada enunciado y rellene el ovalo correspondiente anexo al final de la prueba.

PREGUNTAS DE SELECCIÓN MÚLTIPLE CON ÚNICA RESPUESTA

1.- El hidróxido de aluminio $\text{Al}(\text{OH})_3$ es un componente activo de medicamentos recetados como antiácidos, ya que puede neutralizar un poco la acidez generada en el estómago por el jugo gástrico. Es válido afirmar que el hidróxido de aluminio tiene:

- A. Una molécula de Al
- B. Tres clases de moléculas
- C. Cuatro átomos de O
- D. Tres clases de átomos

RESPONDE LA PREGUNTA 2 TENIENDO EN CUENTA LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Si se dejan caer granallas (trozos pequeños) de Zinc en un tubo de ensayo con ácido clorhídrico (HCl), se genera una reacción que libera hidrógeno (como lo muestra la imagen). Esta reacción se puede representar con la siguiente ecuación:

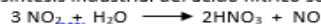


2.- Es válido afirmar que la ecuación anterior, cumple con la ley de la conservación de la materia, porque:

- A. el número de átomos presentes en los productos es mayor que el número de átomos presentes en los reactivos.
- B. la cantidad de masa de los productos es mayor que cantidad de la masa de los reactivos.
- C. el número de átomos de cada elemento en los reactivos es igual al número de átomos de cada elemento en los productos.
- D. el número de sustancias reaccionantes es igual al número de sustancias obtenidas en los productos.

3.- El ácido nítrico es un compuesto químico utilizado industrialmente para fabricar explosivos, fertilizantes y tiene usos adicionales en la metalurgia. También es un componente de la lluvia ácida.

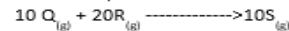
La síntesis industrial del ácido nítrico se representa por la siguiente ecuación:



A partir de dicha ecuación, cuando se hace reaccionar un mol de NO_2 con suficiente agua se pueden producir

- A. 3/2 moles de HNO_3
- B. 4/3 moles de HNO_3
- C. 5/2 moles de HNO_3
- D. 2/3 moles de HNO_3

4. A 500°C y 30 atm. de presión se produce una sustancia gaseosa S a partir de la reacción de Q y R en un recipiente cerrado, de acuerdo con la siguiente ecuación:



Si se hacen reaccionar 5 moles de Q con 10 moles de R. Una vez finalizada la reacción entre Q y R, el número de moles de S presentes en el recipiente es:


- A. 2
- B. 3
- C. 4
- D. 5

RESPONDA LA PREGUNTA 5 DE ACUERDO CON LA SIGUIENTE INFORMACIÓN

Dos elementos, X y Y, se mezclan en un recipiente en donde reaccionan produciendo una determinada cantidad del compuesto Z, posteriormente, la mezcla resultante se separa en sus componentes y los resultados del experimento se consignan en la siguiente tabla

Sustancia	Masa inicial (g)	Masa final (g)	Masa molar (g/mol)
X	10	0	5
Y	30	10	20
Z	0	30	15

B. Anexo: Guía de trabajo 1

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA ÁREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL ASIGNATURA: QUÍMICA
	PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ GRADO: DÉCIMO
FASE INTRODUCTORIA EXPLORACIÓN DE CONCEPTOS ASOCIADOS A LA ESTEQUIOMETRÍA. DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES	

OBJETIVOS:

- Introducir a los estudiantes al tema de la estequiometría a partir de una situación de la vida cotidiana.
- Identificar los conceptos previos necesarios para realizar los cálculos estequiométricos.

MARCO TEÓRICO

A la rama de la química que se encarga del estudio cuantitativo de los reactivos y productos que participan en una reacción se le llama estequiometría. La palabra estequiometría deriva de dos palabras griegas: *stoicheion*, que significa elemento, y *metron*, que significa medida.

Para realizar los cálculos estequiométricos de la cantidad de reactivos y productos que participan en una reacción química, estos se pueden expresar en unidades de masa (kg, Kg, etc.), de volumen (mL, L, etc.) o de cantidad de sustancia (mol). Esta última es la más conveniente. De igual forma es importante que la ecuación química que represente la reacción esté equilibrada o balanceada.

Las herramientas que nos brinda la estequiometría para la vida cotidiana son muchas. En la preparación de los alimentos, a partir de una receta se pueden hacer cálculos para un número determinado de invitados. Se puede calcular la cantidad de medicamento consumido en un determinado tratamiento, la cantidad de detergente necesario para un proceso de lavado, la cantidad de cervezas o copas de vino necesario para registrar cada grado de alcoholimetría consagrado en el código de policía; pero sin duda en el ámbito industrial (farmacéutica, agroquímica, cosmetológica, alimentaria, metalúrgica, entre otras) cumple un papel muy importante, ya que a partir de los cálculos estequiométricos se pueden optimizar los procesos para ahorrar energía, tiempo y dinero.

ACTIVIDAD EN CLASE

Analiza el siguiente fragmento de una noticia de actualidad

Medellín declara alerta roja por contaminación del aire

AFP @ElUniversalCto Bogotá 22 de Marzo de 2017 07:30 pm

Medellín, la segunda ciudad de Colombia, declaró el 22 de marzo de 2017 la alerta roja por contaminación del aire tras varios días de condiciones atmosféricas desfavorables y concentración de material particulado.

"Los registros de monitoreo de la calidad del aire evidencian un aumento significativo de material particulado PM 2,5. Esta situación sumada a la proyección de calidad de aire de las últimas horas lleva a subir el nivel de alerta naranja a alerta roja", dijo el alcalde de la ciudad, Federico Gutiérrez, en rueda de prensa.

Gutiérrez afirmó que la declaratoria se tomó de forma "unánime" junto a los otros alcaldes del Área Metropolitana del Valle de Aburrá, formada por Medellín y otros nueve municipios, luego de tres días consecutivos de alerta naranja en la zona.

El burgomaestre sostuvo que la contaminación se debe principalmente al crecimiento exponencial del parque automotor del Valle de Aburrá entre 2005 y 2015. Las "fuentes móviles" son las causantes del 80% de la contaminación, aseguró.

El alcalde indicó que hace doce años había 271.000 vehículos, frente a los 546.000 en 2015, y 139.000 motocicletas por 710.186 del mismo periodo.



En marzo de 2016, Medellín, que produce anualmente 1.200 toneladas de micropartículas PM 2,5, se declaró en alerta ambiental por un aumento de partículas contaminantes inferiores a las 10 y 2,5 micras. Estas partículas "entran a los pulmones, atraviesan la pared alveolar y pasan al torrente sanguíneo, constituyéndose en un peligro para la salud", según un boletín de la Agencia de Noticias de la Universidad Nacional (UN).

La gasolina está formada esencialmente por octanos, la reacción principal del motor es:



Considerando además que la gasolina tiene una densidad aproximada de 0,73 kg/L, utilizando cálculos estequiométricos se pueden determinar entre otros datos: La cantidad promedio de masa y volumen de CO_2 producido por cada litro y galón de gasolina y por el número de autos que circulan en dicha ciudad.

Con base en el análisis de la situación presentada, resuelve:

1.- Completa el siguiente cuadro definiendo brevemente los conceptos a partir de los saberes trabajados con anterioridad en clases.

CONCEPTOS	BREVE DEFINICIÓN
Reacción Química	
Enlace químico	
Ecuación Química	
Balanceo	
Fórmula química	
Reactivos o reactantes	
Productos	

a.- ¿Qué información relevante puede brindar la estequiometría para la comprensión del problema de la contaminación del aire en Medellín?

b.- ¿Qué alternativas de solución plantearía para solucionar el problema de contaminación del aire de la ciudad de Medellín?

4.- En grupos de 4 estudiantes resuman y discutan lo trabajado por cada uno y elijan la información a presentar durante la sustentación de la actividad.


ACTIVIDAD EXTRA CLASE

Revise noticias y/o situaciones de cualquier ámbito en el que consideres que la estequiometría es importante para el análisis y/o solución de un problema.

Imagen de Medellín tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=Imagen+de+Medellin+aire+contaminado&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&tbm=isch&imgil=84nF1LevkMEQMM%253A%253B23wUzel1MqwVaM%253Bhttp%25253A%25252F%25252Fwww.semana.com%25252F%25252F518165&source=iu&pf=m&fir=84nF1LevkMEQMM%253A%252C23wUzel1MqwVaM%252C_&usq=__Kvk3K1Ga_WiF6beDbasKOGHrIGQ%3D&biw=1366&bih=662&ved=0ahUKFwj-zYm3sfzTAhUC5SYKHZNkDskQyjcIPQ&ei=ex4fWb6kKILKmwGTybnIDA#imgrc=84nF1LevkMEQMM

C. Anexo: Guía de trabajo 2

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA	
	ÁREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL	
	ASIGNATURA: QUÍMICA	
	PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA	
	Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ	
	GRADO: DÉCIMO	
FASE INTRODUCTORIA	PRESENTACIÓN DE LOS ELEMENTOS ESENCIALES EN EL USO DE ANALOGÍAS.	
	DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES	

OBJETIVOS:

- Describir los elementos que se deben tener en cuenta cuando se desarrollan analogías para explicar un concepto.
- Establecer relaciones analógicas entre una situación cotidiana y un procedimiento químico.

MARCO TEÓRICO

Es frecuente en la vida cotidiana, que cuando un amigo nos cuenta sobre algún alimento que probó por primera vez nos diga: "Me supo cómo **banana**". O "conocí tal ciudad y se me pareció mucho **banana**". En ese momento nuestro amigo está usando una comparación o una analogía. Las analogías son comparaciones entre dominios de conocimiento que mantienen una cierta relación de semejanza entre sí. Constituyen una herramienta frecuente en el pensamiento ordinario de las personas. Respecto a la estructura externa de las analogías se puede señalar lo siguiente:

1) La analogía se utiliza en la explicación de una situación o concepto nuevo (tópico, objeto, problema o blanco) mediante la comparación con una situación o concepto conocido (análogo, ancla, base o fuente).

2) El análogo y el tópico son diferentes, aunque presentan características similares o semejantes.

3) La analogía es un proceso en el que, mediante la comparación del análogo y del tópico, se establece un tejido o trama de relaciones entre las características similares de ambos. Esta trama de relaciones puede concebirse como un esquema que relaciona las características similares entre análogo y tópico.

4) La finalidad de la analogía es la comprensión de la situación nueva o desconocida, es decir, del tópico. Esta comprensión se consigue porque la analogía facilita el desarrollo de modelos conceptuales del tópico y permite que haya una transferencia de conocimiento desde el análogo al tópico.

En lo concerniente a la estructura interna de la analogía se identifican las siguientes partes: componentes, nexos, atributos y malla o relación analógica.

Se denominan componentes a los elementos que constituyen el análogo y el tópico, y nexos a las conexiones que existen entre estos elementos ("componentes"); a las características de estos componentes se les denomina atributos y malla o relación analógica al conjunto de relaciones de características similares entre el análogo y el tópico que constituye el modelo mental.

EJEMPLO DE ANALOGÍA E IDENTIFICACIÓN DE LA ESTRUCTURA

"Los enlaces químicos covalentes que unen los átomos pueden compararse a la lucha de la cuerda entre dos personas"



Los componentes del análogo son la persona A, la persona B y la cuerda, y los componentes del tópico son el átomo A, el átomo B y los electrones. Los atributos del análogo son, por ejemplo, el aspecto físico, de la persona A y de la persona B, el grosor de la cuerda [...] Los atributos del tópico son, por ejemplo, la forma y el tamaño de los átomos

[...] Los nexos que existen entre los componentes del análogo son los siguientes: distancia entre la persona A y la persona B, longitud de la cuerda entre la persona A y la persona B y la lucha (por la cuerda) entre las dos personas. Los nexos que existen entre los componentes del tópicos son los siguientes: distancia entre el átomo A y el átomo B, número de electrones compartidos entre el átomo A y el átomo B y la lucha (por los electrones) entre los dos átomos.

ACTIVIDAD EN CLASE

1.-Analiza las situaciones presentes en los cuadros a continuación, establece una analogía e identifica sus componentes.

Tópico	Análogo
En un mol de sodio (Na) están presentes $6,02 \times 10^{23}$ átomos del mismo y posee una masa atómica de 23,0 g. En un mol de Hierro (Fe) están presentes $6,02 \times 10^{23}$ átomos del mismo y posee una masa atómica de 55,8 g.	En un frasco hay un kilogramo de arvejas, correspondientes a 1000 granos, lo cual nos permite suponer que cada grano pesa 1 gramo. En otro frasco idéntico hay un kilogramo de arroz correspondientes a 2000 granos de arroz. Lo cual nos indica que cada grano pesa 0,5 g.

FICHAS DE LEGO (ANÁLOGO)	REACCIÓN QUÍMICA (TÓPICO)
 <p>Fuente: el autor.</p>	

2.- ¿Qué limitaciones encuentras entre las características del análogo y las del tópicos estudiado?

3.- Reúnanse en grupos de tres o cuatro estudiantes y discutan sus respuestas. Definan lo que sustentaran en la discusión general de la clase.

ACTIVIDAD EXTRA CLASE

Con cualquier tema de las unidades estudiadas hasta el momento elabora una relación analógica para explicar el mismo.

BIBLIOGRAFÍA

GONZÁLEZ GONZÁLEZ, Benigno Martín. El modelo analógico como recurso didáctico en ciencias experimentales. En: Revista Iberoamericana de Educación. 2005. vol. 37. no 2. p. 1-4. ISSN: 1681:5653.


Imagen hombres halando la cuerda tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=Imagen+dos+personas+jalando+una+cuerda&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwjbwriDsvzTAhXB6iYKHQqyCbgQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#imgrc=C2cqAwTvpgiCgM:

Imagen de átomos tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=Imagen+un+atomo+A+y+otro+B+enlazandose&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiniOfVsvzTAhWIKiYKHbvRBcwQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#t=isch&q=enlace+entre+atomos&imgrc=irxliCzps5NcSM:

D. Anexo: Guía de trabajo 3.

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA AREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL ASIGNATURA: QUÍMICA
	PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ GRADO: DÉCIMO
FASE CONCEPTUALIZACIÓN APLICACIÓN DE LA LEY DE LA CONSERVACIÓN DE LA MATERIA Y LA LEY DE LAS PROPORCIONES DEFINIDAS. ANÁLISIS DE LAS RAZONES Y LAS PROPORCIONES. DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES	

OBJETIVOS:

- Aplicar la ley de la conservación de la materia en el análisis de reacciones químicas.
- Analizar razones y proporciones en que se combinan reactivos para la generación de productos en una determinada reacción química.

MARCO TEÓRICO:

La ley de la conservación de la materia se le atribuye al químico francés Antoine Laurent Lavoisier (1743-1794), el cual la propuso en 1789. Su aporte fue crucial para comprender que el peso de los productos de una reacción química debe ser igual al peso de los reactivos, lo que coincide con los siguientes enunciados de la ley, "en cualquier cambio de estado, la masa total se conserva" o "la materia ni se crea ni se destruye en cualquier reacción química".

Se debe tener en cuenta la ley de conservación de la materia, cuando escribimos una ecuación química. Ya que debemos ajustarla de manera que cumpla con esta ley. El número de átomos en los reactivos debe ser igual al número de átomos en los productos. El ajuste de la ecuación se logra colocando índices estequiométricos delante de cada molécula. El índice estequiométrico es un número que multiplica a los átomos de la sustancia delante de la cual está colocado.

La Ley de Proporciones Definidas o Ley de Proporciones Constantes es una ley enunciada por Louis Proust en 1799 y afirma que: Cuando varias sustancias se unen para formar un compuesto, lo hacen siempre en una relación constante de masa". Esto significa que, en una determinada reacción, los reactivos se van a combinar siempre en el mismo porcentaje de peso no importando si la cantidad es grande o pequeña.

Esta ley tiene implicaciones importantes ya que, por ejemplo, a la hora de determinar la fórmula molecular de un compuesto, podemos asegurarnos que los subíndices de cada elemento son fijos.

Los coeficientes estequiométricos obtenidos al balancear la ecuación química, nos permiten conocer la cantidad de productos a partir de cierta cantidad de reactivos, o viceversa. Para poder trabajar con la ecuación química, definimos las relaciones estequiométricas o factores de conversión que expresan un parámetro constante y universal para cada par de participantes en la reacción. Estas relaciones se obtienen a partir de la ecuación química balanceada y se fundamentan, lógicamente, en la ley de las proporciones definidas.

La cantidad de reactivos y productos en una reacción puede expresarse en masa volumen o cantidad de sustancia; esta última unidad el mol, resulta la más adecuada para los cálculos estequiométricos.

Las razones estequiométricas son parámetros constantes y universales para cada par de participantes en la reacción química. Para obtenerlos, es necesario que la ecuación esté balanceada. Por ejemplo, en la ecuación:



La razón estequiométrica entonces es:

$$\left[\frac{2 \text{ moles H}_2}{1 \text{ mol O}_2} \right]$$

Que indica que para que una mol de O_2 reaccione se necesitan 2 moles de H_2 . Para la misma reacción se pueden construir las siguientes razones:



$$\left[\frac{2 \text{ moles H}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}} \right] \quad \left[\frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ moles H}_2\text{O}} \right]$$

Es muy importante señalar que las proporciones en que los reactivos reaccionan para generar los productos deben mantenerse cuando se modifique la cantidad de uno de ellos. Por ejemplo, si se triplica la cantidad de moles de H_2 ,

(3 x 2 moles de H₂= 6 moles de H₂) también se triplicarán la cantidad de moles de O₂ necesarias para reaccionar (3 x 1 mol de O₂= 3 moles de O₂).

ACTIVIDAD EN CLASE

1.- Respecto a las proporciones analiza la siguiente situación cotidiana y completa los espacios correspondientes

SITUACIÓN 1	SITUACIÓN 2																								
																									
<p>Proporcionalidad directa: Se desea calcular el precio de helados de acuerdo al número de conos.</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>Helados</th> <th>Precio</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>5 conos</td> <td>\$ 4.500</td> </tr> <tr> <td>10 conos</td> <td></td> </tr> <tr> <td>15 conos</td> <td></td> </tr> <tr> <td>1 cono</td> <td></td> </tr> <tr> <td>2 conos</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Helados	Precio	5 conos	\$ 4.500	10 conos		15 conos		1 cono		2 conos		<p>Proporcionalidad inversa: Se tienen 12 dulces para repartir en cantidades iguales por niños</p> <table border="1" style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <thead> <tr> <th>Niños</th> <th>Dulces</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>1</td> <td>12 dulces</td> </tr> <tr> <td>2</td> <td></td> </tr> <tr> <td>3</td> <td></td> </tr> <tr> <td>4</td> <td></td> </tr> <tr> <td>6</td> <td></td> </tr> </tbody> </table>	Niños	Dulces	1	12 dulces	2		3		4		6	
Helados	Precio																								
5 conos	\$ 4.500																								
10 conos																									
15 conos																									
1 cono																									
2 conos																									
Niños	Dulces																								
1	12 dulces																								
2																									
3																									
4																									
6																									

2.- En el bus escolar del Colegio Loperena la razón entre asientos y estudiantes es: por cada asiento se acomodan tres estudiantes. Si en un recorrido se suben 24 estudiantes ¿Cuántos asientos pueden ocupar? Si el bus tiene un total de 13 asientos ¿Cuál es la cantidad total de estudiantes que puede transportar? El colegio organiza una salida de campo y deben transportar 100 estudiantes, ¿Cuántos recorridos debe realizar el bus?



3.- La Señora María prepara las arepas de queso para la tienda escolar, habitualmente ella prepara 60 arepas diarias para las que gasta 6 kilos de harina y 2 kilos de queso. El director le encarga para un evento que se realizará que prepare arepas para la merienda de los invitados, para lo cual le entrega el listado de la siguiente forma

			<table border="1" style="width: 100%; border-collapse: collapse;"> <thead> <tr> <th>Dependencia</th> <th>Número de invitados</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>Salón 1</td> <td>35</td> </tr> <tr> <td>Salón 2</td> <td>25</td> </tr> <tr> <td>Biblioteca</td> <td>40</td> </tr> <tr> <td>Auditorio</td> <td>100</td> </tr> <tr> <td>Sala de profesores</td> <td>40</td> </tr> </tbody> </table>	Dependencia	Número de invitados	Salón 1	35	Salón 2	25	Biblioteca	40	Auditorio	100	Sala de profesores	40
Dependencia	Número de invitados														
Salón 1	35														
Salón 2	25														
Biblioteca	40														
Auditorio	100														
Sala de profesores	40														

- ¿Qué cantidad de harina y queso debe comprar la Sra. María si a cada invitado le correspondiera una arepa?
- ¿Qué cantidad de harina y queso debe comprar la Sra. María si por cada tres invitados sirviera dos arepas?
- Usando símbolos (una o dos letras) para cada componente del proceso de producción de arepas escribe la ecuación que representa el procedimiento.

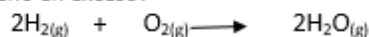
4.- Una modista utiliza 7 metros de tela y 45 metros de encaje por cada vestido de pilonera que fabrica para el desfile de inauguración del festival vallenato. La comparsa COLOPERENA 75 años tiene 24 bailarinas. ¿Cuántos metros de tela y encaje debe adquirir la modista para cumplir con ese pedido? Usando símbolos (una o dos letras) para tela, encaje y vestidos describe la ecuación que representa el proceso.



Fuente: el autor.

EJERCICIOS PROPUESTOS

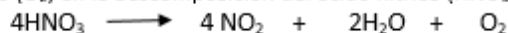
5.- ¿Cuántas moles de H_2O se producirán en una reacción a partir de 4,5 moles de O_2 , suponiendo que tenemos hidrógeno en exceso?



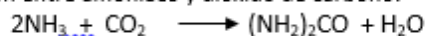
6.- Calcula la masa de CO_2 producida al quemar 100 gramo de gas propano C_3H_8 .



7.- Calcular el número de moles de dióxido de nitrógeno (NO_2) obtenidas cuando se producen 3 moles de oxígeno (O_2) en la descomposición del ácido nítrico (HNO_3) por la luz

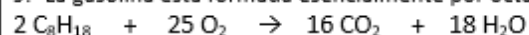


8.- La urea ($(NH_2)_2CO$, compuesto nitrogenado que se usa como fertilizante, puede sintetizarse a partir de la reacción entre amoníaco y dióxido de carbono:



En cierto proceso se hacen reaccionar 250,8 g de NH_3 con CO_2 en exceso. Determinar la masa de urea que se forma.

9.- La gasolina está formada esencialmente por octanos, la reacción principal del motor es:



¿Qué masa de CO_2 se produce a partir de la combustión completa de 2 litros de gasolina, Considerando que la gasolina tiene una densidad aproximada de 0,73 kg/L.

BIBLIOGRAFÍA

Chang, R., Goldsby, K., 2013. Química. México D.F. Undécima edición. Mc Graw Hill Education.

Daub, S., et al., 2005. Química. México D.F. Octava Edición. PEARSON Prentice Hall.

Whiten, K. W., Davis, R., Peck, M. L., & Stanley, G. (2011). Química. Octava edición. México. D.F. CENGAGE Learning.

Imagen de helado tomado de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+helados&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&tbm=isch&imgil=aJU94pglCjTGZM%253A%253BvXY_08yQKXtmTM%253Bhttps%25253A%25252F%25252Fes.123rf.com%25252Fimagenes-de-archivo%25252Fhelados_soft.html&source=iu&pf=m&fir=aJU94pglCjTGZM%253A%252CvXY_08yQKXtmTM%252C_&usg=__oyaMTWng04ORmK5j0F8yZuvpoKY%3D&biw=1366&bih=662&ved=0ahUKewij6Lq2tv_TAhXIQyYKHYA_wCCMQyicIQ&ei=X7YgWeO8LsiHmQGA4aCYAg#imgrc=RtduGAWKZwBLRM:


Imagen de dulces tomado de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+de+dulces&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&tbm=isch&imgil=WC8jvbx28101uM%253A%253BY-R8pzTri9vhdM%253Bhttp%25253A%25252F%25252Fmismimagenesde.com%25252Fimagenes-de-dulces%25252F&source=iu&pf=m&fir=WC8jvbx28101uM%253A%252CY-R8pzTri9vhdM%252C_&usg=__xFWGczxiP44Bey9JqTcTrLbRALY%3D&biw=1366&bih=662&ved=0ahUKEwjo39-Vt_TAhUF8CYKHZN-BW0QyicIQ&ei=J7cgWaiwJIXgmwGT_ZXoBg#imgrc=Z60vmM0SmWldRM:

Imagen de bus escolar tomado de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+de+bus+escolar&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&tbm=isch&imgil=OriOKgtS0jgs-M%253A%253BDiAXq-t-TGS_kM%253Bhttp%25253A%25252F%25252Fwww.yutong.cl%25252Fzk6729-escolar%25252F&source=iu&pf=m&fir=OriOKgtS0jgs-M%253A%252CDiAXq-t-TGS_kM%25252C_&usg=__4aa31_NMo7MrughMZhNfcSOBGeY%3D&biw=1366&bih=662&ved=0ahUKEwigoJDZt_AhWCSSYKHRFrBNCQyicIQ&ei=tLcgWaD-NoKTmQGR1pG4DQ#imgrc=dv1ql4WQZQv98M:

E. Guía de trabajo 4

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA
	AREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL
	ASIGNATURA: QUÍMICA
	PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA
	Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ
	GRADO: DÉCIMO
FASE CONCEPTUALIZACIÓN DETERMINACIÓN DE REACTIVO LIMITANTE Y REACTIVO EN EXCESO.	
DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES	

OBJETIVO:

- Determinar el reactivo limitante y el reactivo en exceso en un determinado procedimiento químico.

MARCO TEÓRICO:

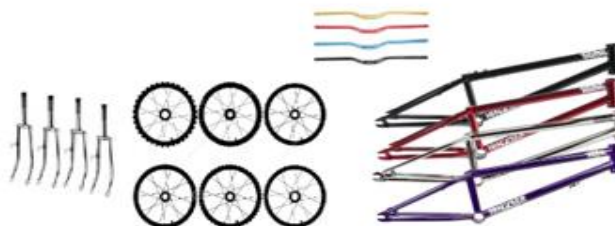
Por lo general los reactivos no se encuentran en cantidades estequiométricas; es decir, en las proporciones exactas que indican los coeficientes de la ecuación balanceada. Es común que se tenga uno o más reactivos en cantidades diferentes a las necesarias. En el lenguaje químico se le llama reactivo límite a la sustancia que se agota primero en una reacción química. Una vez que este reactivo se agota el procedimiento no puede seguir. Los reactivos que se encuentran en mayor cantidad y que por tanto quedan sin reaccionar se denominan reactivos sobrantes o en exceso.

¿Cómo se determina el reactivo límite?

El procedimiento es sencillo, se pueden seguir los siguientes pasos:

- Se verifica que la ecuación química esté balanceada.
- Se calcula la cantidad de sustancia de cada reactivo
- Se calcula la cantidad de producto que se obtendría a partir de las cantidades iniciales de cada reactivo.
- El reactivo que produzca una menor cantidad de producto a partir de su cantidad inicial será el reactivo límite. Los demás cálculos que se soliciten respecto a los productos se realizarán a partir de este reactivo.
- El resto de reactivos se denominan reactivos en exceso o sobrantes.

Por ejemplo, si debemos armar bicicletas y disponemos de suficiente cantidad de engranajes y de las partes señaladas en el siguiente dibujo



Sólo podríamos armar tres bicicletas completas, ya que la cantidad de ruedas limitaría el proceso y los materiales restantes estarían en exceso



Sobrantes o en exceso

El amoníaco (NH_3) se produce a partir de la reacción del nitrógeno gaseoso con el hidrógeno, así:



¿Cuál es el reactivo límite y el reactivo en exceso cuando entran en reacción 12 moles de hidrógeno con 5 moles de nitrógeno? ¿Cuántas moles de amoníaco se producen en dicho proceso?



$$12 \text{ mol } \text{H}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{3 \text{ mol } \text{H}_2} = 8 \text{ mol } \text{NH}_3$$

$$5 \text{ mol } \text{N}_2 \times \frac{2 \text{ mol } \text{NH}_3}{1 \text{ mol } \text{N}_2} = 10 \text{ mol } \text{NH}_3$$

El reactivo límite es el hidrógeno (H_2) ya que produce la menor cantidad de amoníaco (8 moles). Por tanto, el reactivo en exceso es el nitrógeno (N_2).

ACTIVIDAD EN CLASE

1.- Para repellar (recubrir) una pared un albañil mezcla tres partes de arena por una parte de cemento y cubre aproximadamente 5 metros cuadrados de pared. ¿Cuántos metros de pared puede repellar el albañil con 6 sacos de cemento y 12 sacos de arena? ¿Qué componente se agota y cuál sobra? Usando símbolos (una o dos letras) describe la ecuación que representa el proceso.



2.- Para producir una mochila una mujer Arhuaca usa 5 madejas de lana beige por cada dos madejas de lana gris. ¿Cuántas mochilas puede tejer la mujer a partir de 10 rollos de lana gris y 15 rollos de lana beige? ¿Qué lana se agota primero? ¿Qué sobra y cuánto?



Por tradición, un hombre Arhuaco usa tres mochilas. ¿Cuántas madejas de lana beige y gris necesita la mujer para hacerle mochilas a su esposo y dos hijos mayores?

3.- La receta para preparar almojábanas (1 docena) es bastante sencilla, y sus ingredientes bastante comunes y fáciles de encontrar:

- Dos tazas de harina de maíz blanco precocida
- Una libra de queso fresco rallado
- tres huevos
- Media taza de leche
- Una cucharadita de sal, Una cucharada de mantequilla y Una cucharada de polvo para hornear

Un grupo de estudiantes se ponen de acuerdo para preparar almojábanas en la tarde luego de terminar sus labores y merendar. Ricardo el anfitrión dice que en su casa tiene varios ingredientes, menos harina y huevos. Luis trae una taza y media de harina, Sara trae 5 huevos, y Pedro dos tazas y media más de Harina. ¿Cuántas almojábanas pueden producir? Simboliza el proceso.



Fuente: el autor

EJERCICIOS PROPUESTOS

4. El butano (C_4H_{10}) se utiliza como combustible, tanto para cocinar como para tener calefacción y agua caliente. El C_4H_{10} se combina con el oxígeno para formar dióxido de carbono y agua.



Si haces reaccionar 23 g de butano con 96 g de oxígeno, ¿qué masa de CO_2 se desprenderá?

5.- En un proceso se hacen reaccionar 50 gramos de fosfuro de calcio (Ca_3P_2) con 40 gramos de agua. ¿Cuántos gramos de $Ca(OH)_2$ se obtienen? ¿Cuántas moles de fosfina (PH_3) se producen? La reacción es:



6. El hidróxido de sodio o soda cáustica se obtiene por la acción del carbonato de sodio sobre el hidróxido de calcio. ¿Cuántos gramos de hidróxido de sodio se pueden obtener con 240 gr de carbonato de sodio y 175 gramos de $Ca(OH)_2$? ¿Cuántas moles de $CaCO_3$ se producen?



7.- La obtención industrial del ácido fosfórico consiste en tratar el fosfato de calcio con ácido sulfúrico suficiente. En un proceso dado, se trataron 876 gramos de fosfato de calcio con 250 gramos de ácido sulfúrico ¿Qué masa de ácido fosfórico se podrá obtener? ¿Cuántas moles de $CaSO_4$ se producen?



BIBLIOGRAFÍA

Chang, R., Goldsby, K., 2013. Química. México D.F. Undécima edición. Mc Graw Hill Education.

Daub, S., et al., 2005. Química. México D.F. Octava Edición. PEARSON Prentice Hall.

Whiten, K. W., Davis, R., Peck, M. L., & Stanley, G. (2011). Química. Octava edición. México. D.F. CENGAJE Learning.

Imágenes de bicicletas tomadas de:

https://www.google.com.co/search?q=imagen+bicicletas+y+partes+de+bicicletas&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=lnms&tbn=isch&sa=X&ved=0ahUKEwixpo3EuvzTAhWJ2yYKHUqeCW8Q_AUICigB&biw=1366&bih=662#tbn=isch&q=Marcos+de+bicicletas&imgsrc=e9M81WWrglCh_M

Imagen albañil tomada de: <http://blogdereformas.es/obrasyreformas/albanil/>


Imagen de Arhuaca tejiendo mochilas:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHXRrCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbm=isch&q=imagen+de+Arhuaca+tejiendo+mochilas&imgsrc=wi7sObBUoqU95M:

Imagen de mochilas Arhuacas:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHXRrCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbm=isch&q=imagenes+mochilas+arhuacas&imgsrc=jMvWQdWNWCnWLM:

F. Anexo: Guía de trabajo 5

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA AREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL ASIGNATURA: QUÍMICA
	PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ GRADO: DÉCIMO
FASE CONCEPTUALIZACIÓN PUREZA DE REACTIVOS Y PRODUCTOS.	
DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES	

OBJETIVO: Determinar la pureza de reactivos y productos en procesos químicos.

MARCO TEÓRICO

Los reactivos que intervienen en las reacciones químicas, pueden contener impurezas, es decir, que parte de los reactivos son sustancias que no participan en la reacción y por tanto afectan la cantidad esperada de productos en el proceso. La pureza también debe aplicarse a sustancias que forman parte de mezclas o disoluciones. Por tanto, es necesario señalar que sólo participa en una reacción la cantidad pura de reactivo.

El porcentaje de pureza en un determinado procedimiento químico se puede calcular mediante la expresión:

$$\% \text{ Pureza} = \frac{\text{Peso de la sustancia pura}}{\text{Peso de la sustancia impura}} \times 100$$

Ejemplo: Una piedra caliza tiene una pureza en CaCO_3 del 88%. ¿Cuántos gramos de óxido de calcio (CaO) se obtendrán por descomposición térmica de 400 g de dicha piedra?



$$\text{Peso de CaCO}_3 \text{ puro} = \frac{\% \text{ Pureza} \times \text{Peso de la sustancia impura}}{100}$$

$$\text{Peso de CaCO}_3 \text{ puro} = \frac{88 \times 400 \text{ g}}{100}$$

$$\text{Peso de CaCO}_3 \text{ puro} = 352 \text{ g}$$

Ahora si podemos calcular la cantidad de CaO que se producen

$$352 \text{ g CaCO}_3 \times \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100 \text{ g CaCO}_3} \times \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \times \frac{56,0 \text{ g CaO}}{1 \text{ mol CaO}} = 197,1 \text{ g CaO}$$

Se obtienen realmente 197,1 gramos de óxido de calcio (CaO).

ACTIVIDAD EN CLASE

1.- Gloria se gana la vida vendiendo porciones de arroz con leche. Habitualmente emplea 5 libras de arroz, tres litros de leche y azúcar y canela al gusto para preparar 50 porciones. Debido al elevado costo de vida, Gloria decide intentar reducir costos y compra 5 libras de arroz suelto (a granel) en promoción y para su sorpresa al revisarlo en casa encuentra que dicho arroz traía granos de arvejas, por lo que debió extraerlos antes de preparar el arroz con leche. En total extrajo 250 granos de arvejas (suponer que cada grano de arveja pesa en promedio 1 gramo). ¿Cuál era el porcentaje de pureza del arroz? ¿Qué cantidad de porciones pudo preparar Gloria?



2.- El docente les hará entrega de una bolsa con legos por cada grupo de seis estudiantes y una hoja con instrucciones para armar determinadas figuras. En cada paquete encontrará cierto número de piezas defectuosas, arme el mayor número de figuras posibles. Elabore ecuaciones balanceadas para expresar el procedimiento. ¿Cuántas figuras hubiese armado si no hubiese tenido fichas defectuosas? ¿Qué importancia tiene para ustedes el concepto en pureza en los procesos de producción? Elijan un monitor para explicar en plenaria lo desarrollado por cada grupo.



EJERCICIOS PROPUESTOS

3. El titanio es un metal fuerte y ligero, resistente a la corrosión, que se usa en la construcción de naves espaciales, aviones y armazones de bicicletas. Se obtiene por reacción del cloruro de titanio (IV) con magnesio fundido a 950 °C. Como lo muestra la reacción:



En cierto procedimiento se hicieron reaccionar 450 gramos de TiCl_4 del 85 % de pureza con suficiente magnesio. ¿Qué masa de titanio se obtuvo?

4. El carburo de silicio (SiC), también llamado carborundo es un material sumamente utilizado como abrasivo, debido a su extrema dureza. Se obtiene por calentamiento, en un horno eléctrico, de una mezcla de arena (cuyo principal componente es SiO_2) y el carbón coque, con lo cual se efectúa la siguiente reacción:



En cierto proceso se partió de 500 gramos de arena que contenía 30% de SiO_2 . ¿Cuánto carburo de silicio se obtuvo?

5. En un proceso se hacen reaccionar 50 gramos de fosforo de calcio (Ca_3P_2) del 86% de pureza con 40 gramos de agua. ¿Cuántos gramos de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ del 95% se obtienen? ¿Cuántas moles de fosfina (PH_3) se producen? La reacción es:



6. ¿Cuántos gramos de sulfato de plomo del 89% de pureza se forman con 220 gramos de sulfuro de plomo del 93% y 80 gramos de peróxido de hidrógeno? ¿Cuántas moles de agua se liberan en el mismo proceso?



BIBLIOGRAFÍA

Chang, R., Goldsby, K., 2013. Química. México D.F. Undécima edición. Mc Graw Hill Education.

Daub, S., et al., 2005. Química. México D.F. Octava Edición. PEARSON Prentice Hall.


Whiten, K. W., Davis, R., Peck, M. L., & Stanley, G. (2011). Química. Octava edición. México. D.F. CENGAJE Learning. Imagen de arroz suelto tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHxQrCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbm=isch&q=imagenes+de+arroz+a+granal&imgsrc=7dJRWFrlt-xQrM:

Imagen de legos tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbm=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHxQrCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbm=isch&q=imagenes+de+bolsas+de+legos&imgsrc=v2jkKuWPFwGqM:

G. Guía de trabajo 6

	INSTITUCIÓN EDUCATIVA NACIONAL LOPERENA ÁREA DE CIENCIAS NATURALES Y EDUCACIÓN AMBIENTAL ASIGNATURA: QUÍMICA PROPUESTA: LAS ANALOGÍAS EN LA ENSEÑANZA DE LA ESTEQUIOMETRÍA Docente: JUAN CARLOS PALENCIA PÉREZ GRADO: DÉCIMO
	FASE CONCEPTUALIZACIÓN RENDIMIENTO O EFICIENCIA DE UNA REACCIÓN. DURACIÓN: 1 SESIÓN DE CLASES

OBJETIVO:

- Explicar el procedimiento a través del cual se calcula el rendimiento o eficiencia de una reacción.

MARCO TEÓRICO

Se denomina rendimiento o eficiencia de una reacción a la relación entre la cantidad de producto obtenida realmente (en situaciones experimentales) y la cantidad de producto calculada de manera teórica (en situaciones ideales), expresado como un porcentaje:

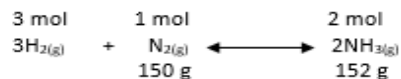
$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Producido Real}}{\text{Producido Teórico}} \times 100$$

Esto se debe a que muchas veces los reactivos no reaccionan completamente o no son totalmente puros, además de que algunas veces surgen reacciones colaterales, que no llevan a la formación del producto deseado. El rendimiento real de una reacción siempre será igual o menor que el rendimiento teórico.

Ejemplo:

El amoníaco se obtiene mediante el proceso de Haber-Bosch, por reacción entre el nitrógeno y el hidrógeno.

En cierto procedimiento se hacen reaccionar 150 gramos de nitrógeno (N_2) con suficiente hidrógeno (H_2) y se obtuvieron 152 gramos de amoníaco (NH_3). Calcular el rendimiento de dicho proceso.



$$150 \text{ g } N_2 \times \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2} \times \frac{2 \text{ mol } NH_3}{1 \text{ mol } N_2} \times \frac{17,0 \text{ g } NH_3}{1 \text{ mol } NH_3} = \boxed{182,1 \text{ g } NH_3} \text{ Producido Teórico}$$

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{\text{Producido Real}}{\text{Producido Teórico}} \times 100$$

$$\% \text{ de Rendimiento} = \frac{152 \text{ g } NH_3}{182,1 \text{ g } NH_3} \times 100$$

$$\% \text{ de Rendimiento} = 83,5 \%$$

ACTIVIDAD EN CLASE

1.- Aprovechando la abundancia de árboles de mangos en Valledupar, Carlos decide establecer una microempresa para comercializar mermelada de mango. En internet, Carlos encontró una receta usando mangos variedad keitt, que es la más abundante en la ciudad. En dicha explicación, para preparar 500 gramos de mermelada empleaban 2 tazas de azúcar por cada tres tazas de mangos en trozos. Carlos realiza la preparación con mangos variedad hilaza (Magdalena river), siguiendo el mismo procedimiento, pero solo obtiene 425 gramos de mermelada. Calcula el porcentaje de rendimiento del procedimiento realizado por Carlos.



2.- Preparemos un gel antibacterial (Alcohol en gel)

Cantidad a preparar (90 ml aproximadamente)

Tiempo de preparación: 15 minutos

Ingredientes:

- 6 cucharadas de alcohol etílico al 72%
- $\frac{1}{4}$ de cucharadita de carbopol
- $\frac{1}{4}$ de cucharadita de glicerina pura (1,125 ml)
- $\frac{1}{4}$ de cucharadita de trietanolamina

Materiales:

- Taza de vidrio (capacidad para un litro o más)
- Colador de malla fina
- Agitadores de vidrio
- Probetas de 100 o 250 μL
- Frasco plástico para envasar



Procedimiento:

Utilizando el colador y una cucharita, deshaga los grumos presentes en el carbopol y déjelo convertido en polvo fino. Vierta el alcohol en el tazón y agite fuertemente mientras agrega poco a poco el carbopol. (El carbopol debe agregarse lo más lentamente posible, inclusive pasándolo por el colador). Agregue la glicerina y continúe agitando suavemente.

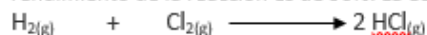
Cuando se halla disuelto totalmente el carbopol y no se aprecien grumos, se agrega la trietanolamina y se continúa agitando suavemente. En este momento se formará el gel. Mida la cantidad obtenida en la probeta suministrada por el docente. Posteriormente envase en el recipiente plástico y tape.

Cuestiones y conclusiones:

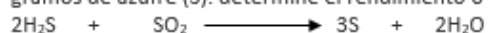
- 1.- Calcular el porcentaje de rendimiento o eficiencia del procedimiento realizado.
- 2.- ¿Qué factores pueden ocasionar la obtención de una cantidad de gel distinta a la esperada?
- 3.- ¿Qué papel cumple cada uno de los ingredientes en este proceso?

EJERCICIOS PROPUESTOS

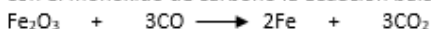
3. ¿Cuántos gramos de HCl se obtienen en la reacción de 15 moles de H_2 , con un exceso de cloro, si el rendimiento de la reacción es de 90%. La ecuación química es:



4. Se hacen reaccionar 70,5 gramos de ácido sulfhídrico con exceso de dióxido de azufre (SO_2) y se producen 150 gramos de azufre (S). determine el rendimiento o eficiencia de la reacción.

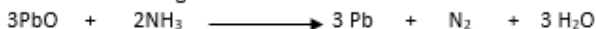


5. Una de las reacciones primarias en la refinación del hierro, en un alto horno, es la del óxido férrico o hematita con el monóxido de carbono la ecuación balanceada para la reacción es:



¿Cuántos gramos de hierro se obtienen a partir de 650 gramos de hematita y suficiente monóxido de carbono, si la eficiencia de la reacción es del 87%?

6. De acuerdo a la siguiente reacción:



Al entrar en reacción 145,7 gramos PbO del 86% de pureza y 67 gramos de NH₃ del 81% se obtuvieron 98,8 gramos de Pb. ¿Cuál es la eficiencia de la reacción?

BIBLIOGRAFÍA

Chang, R., Goldsby, K., 2013. Química. México D.F. Undécima edición. Mc Graw Hill Education.

Daub, S., et al., 2005. Química. México D.F. Octava Edición. PEARSON Prentice Hall.

Whiten, K. W., Davis, R., Peck, M. L., & Stanley, G. (2011). Química. Octava edición. México. D.F. CENGAGE Learning.

Imagen de mangos tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbn=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHXRqCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbn=isch&q=imagenes+de+mangos&imgsrc=PQZzGnudUaNIIM:

Imagen de frascos de mermelada tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbn=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHXRqCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbn=isch&q=imagenes+de+frascos+de+mermelada+de+mango&imgsrc=wU7hG-GcAQfBzM:

Imagen de gel tomada de:

https://www.google.com.co/search?q=imagenes+sacos+de+cemento+y+arena&rlz=1C1CHZL_esCO724CO724&source=Inms&tbn=isch&sa=X&ved=0ahUKEwiKu6Pa0o3UAhVE6SYKHXRqCIQQ_AUIBigB&biw=1366&bih=662#tbn=isch&q=imagenes+de+gel+antibacterial&imgsrc=azLVN2s6pCBwHM:

Bibliografía

Adúriz-Bravo, A., Garófalo, J., Greco, M., y Galagovsky, L. (2005). Modelo didáctico y analógico. Marco teórico y ejemplos. Enseñanza de las Ciencias, 2005. Número extra. VII Congreso.

Aragón, M. D. M., Oliva, J. M., & Navarrete, A. (2010). Analogías y modelización en la enseñanza del cambio químico. *Investigación en la Escuela*, (71), 93-114.

Chang, R., Goldsby, K., 2013. Química. México D.F. Undécima edición. Mc Graw Hill Education.

Coca, J. R. (2007). De la analogía al humanitarismo científico a través de la pedagogía de la ciencia. *Educación y futuro digital*.

Daub, S, et al., 2005. Química. México D.F. Octava Edición. PEARSON Prentice Hall.

De Oliveira, C. M. (2003). La investigación-acción como estrategia de aprendizaje en la formación inicial del profesorado. *Revista Iberoamericana de Educación*, (33), 91-110.

Díaz, A., & Hernández, R. (2015). Constructivismo y aprendizaje significativo.

Ebbing, D. D., & Gammon, S. D. (2010). *Química general*. Cengage Learning Editores.

Felipe, A., Gallarreta, S. C., & Merino, G. (2005). Aportes para la utilización de analogías en la enseñanza de las ciencias: Ejemplos en biología del desarrollo. *Revista iberoamericana de educación*, 37(6), 2.

Felty, W. L. (1985). Gram formula weights and fruit salad. *J. Chem. Educ*, 62(1), 61.

Fernandez G. J., Gonzalez, B. M., Moreno, T.,. (2005) *La modelización con analogías en los textos de las ciencias de secundaria*. *Revista Eureka sobre enseñanza y divulgación de las ciencias*.(3). 430-439.

Franco, A. G., & Ruiz, A. G. (2006). Desarrollo de una unidad didáctica: el estudio del enlace químico en el bachillerato. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 24(1), 111-124.

Friço Ferraz, D., & Adolfo Terrazzan, E. (2002). O uso espontâneo de analogias por professores de biologia: observações da prática pedagógica. *Ensaio Pesquisa em Educação em Ciências*, 4(2).

Furió, C., & 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).

Furió-Mas, C., Azcona, R., & Aranzabal, J. 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: revista de investigación y experiencias didácticas*, 24(1), 43-58.

Galagovsky, L. R., & Adúriz-Bravo, A. (2001). Modelos y analogías en la enseñanza de las ciencias naturales: el concepto de " modelo didáctico analógico". *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 19(2), 231-242.

Galagovsky, L. R., Di Giacomo, M. A., (2015). *Estequiometría y ley de conservación de la masa: lo que puede ocultar la simplificación del discurso experto. Ciênc. Educ., Bauru*, 21(2), 351-360.

Gómez, A. L. B., Pérez, M. R., Cortés, G. C., & Trejo, H. N. (2008). Enseñanza-aprendizaje del electromagnetismo: una propuesta constructivista innovadora con base en el uso de analogías.

Gómez, M. (2007). "Factores que influyen en el éxito de los estudiantes al resolver problemas de química" UNAM, *Enseñanza de las ciencias*, 25 (1), pp 59-72.

González G. B. M. (2005). El modelo analógico como recurso didáctico en ciencias experimentales. En: *Revista Iberoamericana de Educación*. vol. 37. no 2. p. 1-4. ISSN: 1681:5653.

Guisado, A. F. A. (2014) *Diseño de una estrategia didáctica basada en analogías para motivar el aprendizaje de la estequiometría*. Maestría thesis, Universidad Nacional de Colombia.

Haim, L., Cortón, E., Kocmur, S. y Galagovsky, L. (2003). Learning stoichiometry with hamburger sandwiches. *Journal of Chemical Education*, 80 (9), 1021-1022.

Izquierdo, M.C., Peral, F. et al (2003) "Evolución histórica de los principios químicos". Madrid: UNED Ediciones.

Labra, M. J.. Aprendizaje por analogía: análisis del proceso de inferencia analógica para la adquisición de nuevos conocimientos. Editores Trotta, 1997. ISBN : 84-8164-183-9

Last, A. M. (1998). A cyclist's guide to ionic concentration. *Journal of Chemical Education*, 75(11), 1433

Moreno, J. A. (2011) *Las analogías : una estrategia didáctica para el aprendizaje de la estequiometría* .Maestría thesis, Universidad Nacional de Colombia - Sede Manizales.

Oliva, J. M. (2004) El pensamiento analógico desde la investigación educativa y desde la perspectiva del profesor de Ciencias. En: Revista electrónica de enseñanza de las ciencias. vol. 3. no 3. p. 363-384.

Oliva, J. M., Aragón, M. M., Mateo, J., & Bonat, M. (2001). Una propuesta didáctica basada en la investigación para el uso de analogías en la enseñanza de las ciencias. *Enseñanza de las Ciencias*, 19(3), 453-470.

Padilla, K., Furió Más, C., & Azcona, R. (2005). Las visiones deformadas de la ciencia en la enseñanza universitaria de los conceptos de cantidad de sustancia y mol. *Enseñanza de las Ciencias*, (Extra).

Raviolo, A. (2009). Modelos, analogías y metáforas en la enseñanza de la química. *Educación química*, 20(1), 55-60.

Raviolo, A., & Lerzo, G. (2014). Analogías en la enseñanza de la estequiometría: revisión de páginas web. *Revista Electrónica de Investigación en Educación en Ciencias*, 9(2).

Rocke, Alan J . (1984) *Chemical Atomism in the Nineteenth century: From Dalton to Canizzaro*. State University Press, Columbus. Ohio.

Sánchez Blanco, G. y Valcárcel Pérez, M.V. (1993) "Diseño de Unidades Didácticas en el Área de Ciencias", *Enseñanza de las Ciencias* 11 (1), pp. 33-44. Spencer, J. et al. (2006). *Química*. Ed. CECSA.

Sánchez, J. R. B., & Belmar, A. G. (2006). *La revolución química: entre la historia y la memoria* (Vol. 131). Universitat de València.

Sánchez, M. O. C., & Millán, G. H. (2010). Estrategia didáctica para apoyar la comprensión de la estequiometría a partir del uso de analogías.

Sanmartí, N. (2000). El diseño de unidades didácticas. *Didáctica de las ciencias experimentales*, 239-276.

Santos, S. E. (2010). *La historia del sistema periódico*. Editorial UNED.

Tobón, S. Formación basada en competencias. Pensamiento complejo, diseño curricular y didáctica. Bogotá. D.C. Ecoe ediciones Ltda.

Trenas, F. R. Aprendizaje significativo y constructivismo. 2009

Whiten, K. W., Davis, R., Peck, M. L., & Stanley, G. (2011). Química. Octava edición. México. D.F. CENGAJE Learning.