



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

MAESTRÍA EN DOCENCIA PARA LA EDUCACIÓN MEDIA SUPERIOR,
CAMPO DE CONOCIMIENTO QUÍMICA

DIFICULTADES EN LA ENSEÑANZA-APRENDIZAJE DE LA ESTEQUIOMETRÍA EN EL BACHILLERATO, UNA PROPUESTA DIDÁCTICA PARA ENFRENTARLAS

T E S I S

QUE PARA OPTAR POR EL GRADO DE
MAESTRA EN DOCENCIA PARA LA EDUCACIÓN MEDIA SUPERIOR

PRESENTA:

ALEJANDRA LÓPEZ CARRILLO

TUTOR: DR. PLINIO SOSA FERNÁNDEZ
FACULTAD DE QUÍMICA

MIEMBROS DEL COMITÉ TUTOR:

DRA. FLOR DE MARÍA REYES CÁRDENAS
MTRA. NADIA TERESA MÉNDEZ VARGAS

FACULTAD DE QUÍMICA
COLEGIO DE CIENCIAS Y
HUMANIDADES

CIUDAD UNIVERSITARIA, CD. MX. JUNIO 2018



Universidad Nacional
Autónoma de México

Dirección General de Bibliotecas de la UNAM

Biblioteca Central



UNAM – Dirección General de Bibliotecas
Tesis Digitales
Restricciones de uso

DERECHOS RESERVADOS ©
PROHIBIDA SU REPRODUCCIÓN TOTAL O PARCIAL

Todo el material contenido en esta tesis esta protegido por la Ley Federal del Derecho de Autor (LFDA) de los Estados Unidos Mexicanos (México).

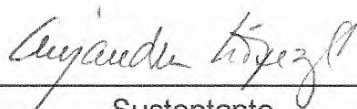
El uso de imágenes, fragmentos de videos, y demás material que sea objeto de protección de los derechos de autor, será exclusivamente para fines educativos e informativos y deberá citar la fuente donde la obtuvo mencionando el autor o autores. Cualquier uso distinto como el lucro, reproducción, edición o modificación, será perseguido y sancionado por el respectivo titular de los Derechos de Autor.

JURADO ASIGNADO:

Presidente: Dra. Yolanda Marina Vargas Rodríguez
Vocal: Dr. Plinio Jesús Sosa Fernández
Vocal: Dra. María de los Ángeles Olvera Treviño
Vocal: Mtra. Nadia Teresa Méndez Vargas
Secretario: Dra. Flor de María Reyes Cárdenas



Asesor del tema
Dr. Plinio Jesús Sosa Fernández



Sustentante
Alejandra López Carrillo

AGRADECIMIENTOS

Antes que nada agradezco a mi madre por su gran ejemplo de fortaleza y a mis hermanos Armando y Bernardo por su apoyo y compañía constante. A José Manuel por alentarme en mis decisiones y siempre confiar que las realizaré de la mejor manera. Jose, Santi y Ber, mis niños preciosos, gracias por recordarme siempre qué es lo importante en la vida.

Al Dr. Plinio Sosa mi más sincera gratitud por su guía en la conducción de este trabajo y por lo agradable que me hizo el camino. A la Dra. Flor Reyes por su tiempo y paciencia, sus grandes contribuciones fueron determinantes para mejorar este trabajo.

De manera especial quiero agradecer a la profesora Nadia Méndez por haberme permitido implementar mi propuesta didáctica en sus grupos del CCH Sur, pero sobre todo por permitirme vivir la experiencia de una docencia comprometida, cariñosa y alegre, estoy segura de que una pequeña dosis de tu vocación Nadia, generaría una verdadera reforma educativa.

A mis profesores de la MADEMS, muchas gracias por contribuir a mi formación docente, aprendí mucho de ustedes.

CONTENIDO

	Página
RESUMEN	7
I. MARCO TEÓRICO	8
¿Qué es la estequiometría y por qué es importante que un estudiante de bachillerato aprenda el tema?	8
Dificultades en la enseñanza–aprendizaje del tema de estequiometría	10
1. Relación entre los diferentes niveles conceptuales de la química	10
2. Comprensión de conceptos fundamentales de la disciplina	12
a) Estructura corpuscular de la materia	12
b) Formula y ecuación química	14
c) Conservación de la masa y balanceo de ecuaciones	17
d) Cantidad de sustancia y mol	18
e) Masa molar	19
3. Existencia de concepciones alternativas	20
4. Desarrollo de habilidades matemáticas	22
a) Notación exponencial	23
b) Relaciones de proporcionalidad	25
Algunas estrategias didácticas útiles en la enseñanza de la estequiometría	28
1. Contextualización mediante problemas cotidianos	28
2. Uso de analogías	30
3. Representaciones o modelos gráficos y sus variantes	31
4. Resolución de problemas	32
5. Trabajos experimentales	33
6. Análisis histórico	34
Evolución histórica de la estequiometría	36

II. OBJETIVOS	40
III. METODOLOGÍA	41
Pregunta de investigación	41
Diseño de la propuesta didáctica	41
Aplicación de la propuesta didáctica	44
Análisis de resultados	44
IV. DESCRIPCIÓN DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA	45
Evaluación diagnóstica	45
Planteamiento del problema: ¿Cómo funcionan las “bolsas de aire” de los automóviles?	46
Actividad 1. El Universo RAVAz	46
Actividad 2. Fórmulas químicas	47
Actividad 3. Construcción del código que define las fórmulas químicas	48
Actividad 4. “Fierro viejo sobre ruedas”	50
Actividad 5. Modelaje de un cambio químico	53
Evaluación. ¿Qué tanto van aprendiendo?	53
Actividad 6. Elaboración de un informe	59
Evaluación final	59
V. RESULTADOS DE LA APLICACIÓN DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA	60
VI. ANÁLISIS DE RESULTADOS	81
Fórmula química	85
Masa molar	87
Ecuación química	88
Balanceo de ecuaciones	90
Conservación de la masa	90
Proporción estequiométrica	91
Cálculos estequiométricos	93
Importancia de la estequiometría	94

VII. CONCLUSIONES	96
ANEXO	100
BIBLIOGRAFÍA	115

RESUMEN

Uno de los objetivos centrales de la química es controlar la cantidad de reactivos y productos involucrados en una reacción, a este campo de estudio se le denomina estequiometría y es extremadamente valioso tanto en el diseño de los procesos industriales, para maximizar sus rendimientos, como en la protección del ambiente, para minimizar productos indeseables resultantes de la actividad industrial; lo cual es de crítica importancia en las sociedades modernas.

La estequiometría es un tema complicado de enseñar y de aprender en el bachillerato, ya que exige la comprensión de diversas ideas fundamentales de la disciplina y una relación dinámica entre los diferentes niveles de pensamiento de la química, además de ciertas habilidades matemáticas, que sin ser complejas, suelen representar un obstáculo importante al momento de realizar correctamente cálculos estequiométricos. Es común que su enseñanza ponga el énfasis en la resolución de problemas algorítmicos que implican poco significado para el alumno y que se descuide el análisis de los niveles macro y submicroscópico de representación de la química, lo cual aleja al estudiante de comprender su utilidad y su relación con fenómenos de la vida cotidiana.

Este trabajo explora las dificultades involucradas en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría, así como algunas estrategias enfocadas a superarlas. También presenta el diseño de una propuesta didáctica que pretende ayudar a los estudiantes a construir los modelos implicados en la comprensión del tema y a propiciar experiencias significativas que los motiven a entender la relevancia del pensamiento químico implicado.

Finalmente, se presentan los hallazgos derivados de la aplicación de la propuesta en un grupo de educación media superior, con la intención de identificar los factores que son necesarios considerar para atender las dificultades en la enseñanza-aprendizaje del tema con esta propuesta, esperando sirva de apoyo a otros docentes interesados en mejorar la comprensión de la estequiometría entre sus estudiantes.

I. MARCO TEÓRICO

¿Qué es la estequiometría y por qué es importante que un estudiante de bachillerato aprenda el tema?

La ciencia persigue dos objetivos fundamentales: explicar las observaciones que hacemos sobre lo que ocurre en nuestro entorno y predecir lo que sucederá bajo condiciones determinadas. Esto nos ha permitido aumentar el conocimiento que tenemos del mundo y como consecuencia desarrollar la capacidad de intervenir en él.

Desde el enfoque de la química, los científicos han desarrollado poderosos modelos teóricos para explicar cómo y por qué ocurren los procesos químicos, para poder inducirlos y manipularlos, así como para predecir los resultados y consecuencias de dichas transformaciones.

Un objetivo central de la química ha sido controlar la cantidad de reactivos y productos involucrados en una reacción, a este campo de estudio se le denomina estequiometría, palabra derivada del griego “*stoicheion*” que significa elemento y “*metron*” que significa medida y representa una herramienta indispensable dentro de la práctica de la disciplina (Garritz, Gasque, & Martínez, 2005).

La habilidad de incidir en este aspecto de los procesos químicos depende de la capacidad de utilizar la información cuantitativa inherente a las fórmulas y ecuaciones químicas, modelos de enorme poder explicativo, que además de describir las especies involucradas en el proceso y representar simbólicamente la idea del rearrreglo de partículas que ocurre en la reacción química, indican mediante los coeficientes estequiométricos, la mínima proporción en la que las diferentes sustancias reaccionan químicamente para formar nuevas sustancias (Talanquer & Pollard, 2017). Dichos coeficientes se establecen al balancear la ecuación, es decir, al identificar los números que al multiplicarlos por cada fórmula química, garanticen que el total de los átomos que forman parte de las sustancias, sea igual en ambos lados de la ecuación y como consecuencia el

proceso satisfaga la ley de conservación de la masa (Garritz, Gasque, & Martínez, 2005; Talanquer & Pollard, 2017).

El cálculo de la cantidad de sustancias involucradas en una reacción química, se realiza siguiendo procedimientos sistemáticos que dependen del tipo de pregunta que se desee resolver y del tipo de información disponible; ya sea determinar la cantidad de reactivos que requieren combinarse para obtener cierta cantidad de producto, o a la inversa, predecir la cantidad de productos que se generarán, partiendo de una cantidad específica de reactivos (Schmidt, 1997; Talanquer & Pollard, 2017). Nos referimos a este tipo de cálculos como “cálculos estequiométricos” y resultan extremadamente valiosos tanto en el diseño de los procesos industriales, para maximizar sus rendimientos, como en la protección del medio ambiente, para minimizar los productos indeseables resultantes de la actividad industrial, lo cual es de crítica importancia en las sociedades modernas (Talanquer & Pollard, 2017).

Según Dewey (1995), la educación es considerada un proceso social de transmisión de la cultura cuyo objetivo es preparar a sus miembros mediante el desarrollo de sus potencialidades para participar en el progreso. Además sostiene que, “sin una iniciación en el espíritu científico, carecemos de las mejores herramientas que la humanidad ha inventado hasta ahora para dirigir la reflexión de un modo eficaz” (p. 165) y participar así de esa cultura. De manera general, la enseñanza de la química contribuye a desarrollar en los estudiantes conocimientos y habilidades que les permitirán participar de manera informada, crítica y activa en la resolución de problemas y en la toma de decisiones que enfrenta el mundo actual, principalmente en aspectos que impactan a todos los individuos en su vida diaria (Dahasah & Coll, 2007). De manera particular, el tema de estequiometría, constituye una de las ideas centrales de la disciplina (BouJaoude & Barakat, 2003), involucra conceptos y modelos que permiten comprender con mayor profundidad las reacciones químicas, desde el punto de vista macroscópico y submicroscópico (Dahasah & Coll, 2007) y contribuye a comprender la influencia que ejercen los desarrollos de la química en lo social, económico y ambiental, de ahí la relevancia de su enseñanza en el bachillerato.

Dificultades en la enseñanza-aprendizaje del tema de estequiometría

La estequiometría es un tema complicado de enseñar y de aprender en el bachillerato, esto ha sido ampliamente documentado por muchos investigadores de educación química (BouJaoude & Barakat, 2003; Chandrasegaran, Treagust, Waldrip, Chandrasegaran, 2009; Dahsah & Coll, 2007; Niaz & Montes, 2012; Schmidt, 1997).

Las dificultades que enfrentan los estudiantes para adquirir las habilidades necesarias para realizar cálculos estequiométricos y comprender los conceptos relacionados con la estequiometría, pueden ser de muy diversa índole, entre las principales se presentan las siguientes:

1. Relación entre los diferentes niveles conceptuales de la química.
2. Comprensión de conceptos fundamentales de la disciplina.
3. Existencia de concepciones alternativas.
4. Desarrollo de ciertas habilidades matemáticas.

El conocimiento de dichas dificultades resulta esencial para diseñar estrategias enfocadas a superarlas, para preparar material didáctico que ayude a los estudiantes a construir los modelos implicados en la comprensión del tema, para propiciar experiencias significativas que los motiven a entender la relevancia del pensamiento químico involucrado y para seleccionar estrategias de evaluación que permitan valorar el posible éxito o fracaso obtenido durante el tratamiento del tema (BouJaoude & Barakat, 2000). Debido a ello, se presenta a continuación un análisis de las dificultades previamente enlistadas.

1. Relación entre los diferentes niveles conceptuales de la química

De manera general, en química se trabaja en tres niveles de pensamiento, los cuales han sido diferenciados por Johnstone (1982, citado por Talanquer, 2011):

- *Descriptivo y funcional*, el nivel al que los fenómenos son experimentados, observados y descritos, debido a que este nivel se

relaciona con fenómenos que son tangibles y perceptibles ha sido asociado como un nivel *macroscópico*.

- *Representacional*, el nivel en el que se utilizan símbolos, tanto químicos como matemáticos para comunicar conceptos e ideas, relacionado con el nivel del lenguaje *simbólico*.
- *Explicativo*, el nivel al cual los fenómenos son explicados mediante modelos y teorías, en términos de átomos, iones y moléculas, los cuales se sitúan en una escala *submicroscópica*.

El problema reside en que los químicos expertos visualizan su práctica como una mezcla dinámica de elementos macro, submicro y simbólicos, mientras que los estudiantes presentan problemas para construir puentes conceptuales entre los fenómenos que ven o experimentan y las herramientas intelectuales desarrolladas en química para describirlos y explicarlos, lo que resulta en una acumulación de información confusa que desmotiva irremediablemente a alumnos y profesores (Talanquer, 2011).

Desafortunadamente, es común que la enseñanza de la estequiometría ponga énfasis en la resolución de problemas algorítmicos (nivel representacional o simbólico) (BouJaoude & Barakat, 2003; Dahsah & Coll, 2007; Nurrenbern & Pickering, 1987) echando mano de modelos y leyes propios del tema (nivel explicativo o submicroscópico), que implican poco significado para el alumno si no comprende su utilidad y su relación con los fenómenos de la vida cotidiana que ellos experimentan (nivel descriptivo o macroscópico) (Talanquer, 2010).

El desafío consiste en diseñar estrategias de enseñanza-aprendizaje que integren los tres niveles de pensamiento, asegurándonos que los alumnos distinguen los modelos desarrollados para explicar los procesos químicos, el lenguaje implicado para visualizarlos y comunicarlos, que se enseñan en el salón de clase, y les ayudemos a vincularlo con los fenómenos que ocurren en el mundo en que viven.

Es necesario que los docentes estén conscientes de que la capacidad de conceptualizar exitosamente la cuantificación de las sustancias involucradas en los procesos químicos, dependerá de las habilidades que desarrollen los alumnos para manipular significativamente, tanto los modelos como los diferentes lenguajes a los que recurre la disciplina, para explicar y expresar fenómenos reales.

2. Comprensión de conceptos fundamentales de la disciplina

La habilidad de realizar cálculos estequiométricos comprendiendo el razonamiento químico implicado, exige el entendimiento de otros conceptos antecedentes que forman parte de las ideas centrales de la disciplina y presentan a su vez complicaciones particulares de enseñanza y aprendizaje. Debido a que los considero indispensables para construir de manera sólida el tema de estequiometría, se describen cada uno a continuación:

a) Estructura corpuscular de la materia

La idea de cómo están constituidos los materiales demanda un pensamiento situado en el nivel submicroscópico, ya que concierne el mundo de los átomos y sus derivados, iones y moléculas. Este es un mundo inobservable, accesible en el nivel escolar, solamente mediante la imaginación, un componente clave que no debe subestimarse y debe hacerse consciente a los estudiantes. Es de suma importancia reconocer que esta “realidad” de átomos, iones y moléculas ha sido modelada por los científicos y que al mismo tiempo, esta “realidad” es un gran modelo (Bucat & Mocerino, 2009). Todo ello constituye un serio reto tanto para estudiantes como para profesores, especialmente si se intenta además relacionar con las propiedades observables de los materiales y el lenguaje simbólico que utilizamos para representarlo.

Debido a que la comprensión de la estructura de los materiales es un aspecto de alta complejidad para la enseñanza-aprendizaje, se recomienda proveer al estudiante de múltiples representaciones para ayudar a la construcción de modelos mentales, conduciendo así a una comprensión

más profunda de los conceptos (Chandrasegaran *et al.*, 2009; Davidowitz, Chittleborough & Murray, 2010; Kimberlin & Yezierski, 2016; Sanger, 2005). Los diagramas o representaciones de partículas son herramientas pedagógicas que mediante esquemas o dibujos de moléculas, átomos o partículas sub-atómicas, intentan describir gráficamente lo que ocurre a nivel submicroscópico. Además de tener una función explicativa, proporcionan medios para promover el razonamiento de los estudiantes, ya que tienen la virtud de expresar la relación de proporcionalidad que se establece en un proceso químico, explícitamente (Davidowitz *et al.*, 2010). Es importante considerar que esta herramienta puede resultar favorable para visualizar algunos conceptos, aunque también puede propiciar concepciones alternativas (Balocchi *et al.*, 2005b; Bucat & Mocerino, 2009; Davidowitz *et al.*, 2010). Algunos docentes han identificado que para muchos estudiantes esta opción representa un esfuerzo aún mayor y que, en general, les toma tiempo desarrollar la habilidad de construirlos e interpretarlos (Davidowitz *et al.*, 2010), por lo que es conveniente practicarlos de manera recurrente para que los estudiantes logren apropiarse de este recurso.

Los diagramas de partículas son útiles para establecer los conceptos relacionados con la enseñanza del tema estequiometría, como son balanceo de ecuaciones, coeficientes estequiométricos, cantidad de sustancia y reactivo limitante. Se sugiere utilizarlos a la par de las representaciones simbólicas comunes (fórmula y ecuación química), lo que constituye un desafío más, pues implica saber traducir de una representación a otra. Galagovsky & Giudice (2015) consideran que mientras que las representaciones simbólicas de la química tienen severas restricciones sobre cómo deben expresarse, el lenguaje gráfico mediante la visualización de partículas requiere ser consensuado entre docentes y alumnos para evitar confusiones.

Entre las concepciones alternativas más comúnmente reportadas en la literatura (Balocchi *et al.*, 2005b; Davidowitz *et al.*, 2010; Sanger, 2005;

Taskin & Bernholt, 2014), relacionadas con el uso de diagramas de partículas para la resolución de cálculos estequiométricos, se encuentran:

- Dibujar solamente el número de moléculas que corresponden a los coeficientes estequiométricos (Davidowitz *et al.*, 2010), en un principio esto no está del todo incorrecto, conforme se involucran más los estudiantes con el manejo de diagramas de partículas, es recomendable encaminarlos a pensar en los coeficientes estequiométricos como una expresión de la proporción en la que se encuentran las sustancias, más que como el número absoluto de partículas involucradas en la reacción; de manera que las partículas pueden representarse en mayor cantidad, respetando la proporción que indican los coeficientes.
- Mostrar representaciones congruentes con el número total de partículas involucradas, en forma de agregados; pero incongruentes con la fórmula de las sustancias y con los coeficientes de reacción (Balocchi *et al.*, 2005b; Taskin & Bernholt, 2014).
- Mientras en la ecuación química no se deben expresar las sustancias que quedan sin reaccionar (sustancias en exceso), en un diagrama de partículas es aceptable que queden expresadas en el sistema. Esto puede producir confusión a los estudiantes, pero también les permite percatarse de lo que ocurre en reacciones en las que hay un reactivo limitante y por consiguiente uno queda en exceso (Davidowitz *et al.*, 2010; Sanger, 2005).

b) Fórmula y ecuación química

Una gran dificultad para la comprensión de estos dos conceptos, es que si bien ambos se encuentran en un nivel de pensamiento simbólico, su función es la de representar mediante una notación específica, lo que ocurre en un fenómeno perceptible (un cambio en las sustancias), al mismo tiempo que su función es explicar el fenómeno, también en términos imperceptibles (el rearrreglo de átomos de unas sustancias en otras). Es decir, se trata de modelos que permiten movernos entre los niveles

macroscópico y submicroscópico, para describir mediante símbolos una transformación química, lo cual demanda un alto grado de abstracción (Schmidt, 1997). Debemos proporcionar a los estudiantes los medios para transitar entre las distintas escalas de pensamiento, si queremos que comprendan cómo funciona la química y le den significado a estos modelos de indispensable valor para la disciplina (Laugier & Dumon, 2004).

La fórmula química posibilita la comunicación entre los científicos mediante el uso de una forma especializada de lenguaje, pero su función va mucho más allá de comunicar nombres de sustancias, contiene información concerniente a la composición cualitativa y cuantitativa de las sustancias, incluso de su estructura. Esta información es útil para inferir propiedades químicas y físicas de las sustancias, o su capacidad de reaccionar frente a otras sustancias, entre otras cosas. De esta manera, la fórmula química encierra información tanto descriptiva como conceptual que es importante saber interpretar para dimensionar la relevancia del pensamiento científico implicado en ella (Taskin & Bernholt, 2014).

Haciendo a un lado la nomenclatura, que ya en sí constituye una dificultad en su aprendizaje (Marais & Jordaan, 2000; Taskin & Bernholt, 2014), una complicación muy importante la constituye la interpretación de los subíndices, frecuentemente considerados como el número de átomos presentes en una molécula (Taskin & Bernholt, 2014). Esta idea, si bien no es equivocada del todo, sitúa “una visión aditiva más que interactiva de un compuesto” (Ben-Zvi *et al.*, 1987, p. 117, citado en Taskin & Bernholt, 2014), esta visión aditiva se relaciona con la concepción alternativa de que las partículas están solamente “juntas” entre ellas (Taskin & Bernholt, 2014). Para proporcionar una idea más potente a los estudiantes sobre lo que realmente describe y significa una fórmula química, es indispensable enseñarles que los subíndices se refieren a las proporciones en las que se encuentran los átomos de los elementos que componen a las sustancias, ofreciéndoles con ello, una dimensión macroscópica de la representación de las sustancias, que es con lo que están cotidianamente involucrados.

Por otro lado, los coeficientes que preceden a las fórmulas en una ecuación química, sirven para “ajustar” el número de átomos de cada elemento entre los productos y los reactivos, e indican (a nivel macroscópico) la proporción mínima en la que reaccionan los reactivos y se forman los productos, en términos de cantidad de sustancia (Laugier & Dumon, 2004; Talanquer & Pollard 2017). Nuevamente, un problema frecuente es que se tiende a interpretar la ecuación química en términos del número real de átomos, moléculas o redes iónicas que participan en el proceso (nivel submicroscópico), aunque el modelo nos posibilita ambos enfoques, para abordar el tema de estequiometría, cuyo objetivo es cuantificar las cantidades de reactivos y productos involucrados en una reacción química, es conveniente ubicar lo que ocurre a nivel molar, en la escala de lo que podemos medir físicamente de las sustancias, ya sea su masa o su volumen.

Numerosos estudios reportan el hecho de que los estudiantes utilizan los subíndices y coeficientes de manera intercambiable (Chandrasegaran *et al.*, 2009, Laugier & Dumon, 2004; Sanger, 2005; Taskin & Bernholt, 2014; Schmidt, 1997), lo que refleja que no conciben a los subíndices como parte integral de la fórmula que identifica una sustancia.

Para evitar que se confunda la idea de ecuación química con la de ecuación matemática (Chandrasegaran *et al.*, 2009; Taskin & Bernholt, 2014), lo cual ocurre comúnmente y conduce a simplificar su concepción, es necesario que los estudiantes reconozcan que el símbolo “+” en este caso no significa adición, más bien tiene el efecto de expresar la participación de varias sustancias, ya sea entre los reactivos o los productos y la flecha de reacción, que separa los reactivos de los productos, significa “produce” o “forma”, de hecho recibe el nombre de “ecuación”, por mostrar la igualdad en el número de átomos a ambos lados de la flecha (Garritz, Gasque, & Martínez, 2005; Taskin & Bernholt, 2014).

Los diagramas gráficos de partículas, descritos anteriormente, son de gran apoyo tanto para la enseñanza de fórmula y ecuación química (Corradi, Elen, Schraepen & Clarebout, 2013), como para que los docentes perciban las confusiones de los estudiantes (Davidowitz *et al.*, 2010) y tengan una mayor claridad de hacia dónde dirigir sus esfuerzos. Desde una perspectiva pedagógica, para posibilitar el libre tránsito entre los tres niveles de pensamiento al enseñar fórmula y ecuación química, es indispensable explicitarlos en todo momento (Davidowitz *et al.*, 2010; Laugier & Dumon, 2004).

c) Conservación de la masa y balanceo de ecuaciones

La idea de que los procesos químicos involucran el rearrreglo de átomos o iones en un sistema, nos permite explicar dos hechos cruciales. Por un lado, podemos comprender por qué las reacciones químicas conducen a la formación de nuevas sustancias. Por el otro, podemos explicar por qué la masa total se conserva en las reacciones químicas que ocurren en sistemas cerrados; sin importar cómo se rearreglen los átomos durante el proceso, debe haber el mismo número de cada tipo de átomos, antes y después del proceso (Talanquer & Pollard, 2017).

Los cambios en la composición química de las sustancias involucradas en un proceso químico se expresan mediante una ecuación química, en la que es necesario usar coeficientes para indicar que el número de átomos de cada elemento es el mismo tanto en los reactivos como en los productos y así satisfacer que la masa se conserve. A este proceso se le conoce como balanceo de ecuaciones y de él resultan los coeficientes, que por un lado indican en qué cantidad participan las sustancias en la reacción, en términos de moles y por el otro, la proporción en la que reaccionan y se producen las sustancias involucradas (Laugier & Dumon, 2004; Sanger, 2005), lo cual nos permite cuantificar las reacciones químicas.

En términos generales, estos conceptos no causan gran dificultad a los estudiantes, siempre y cuando tengan clara la función que desempeñan los

subíndices y los coeficientes. En ocasiones puede resultar útil pedir a los estudiantes anotar el coeficiente uno, aunque por convención no suele escribirse, esto les permite visualizar la ecuación química primero en términos de cantidad de sustancia y al considerar la masa molar de las sustancias involucradas, visualizarla también en términos de masa, para que de esta manera puedan comprender cómo comprobar que la masa se conserva.

d) Cantidad de sustancia y mol

De entre todos los conceptos necesarios para desarrollar un buen entendimiento de la reacción química y su cuantificación, tanto el concepto de cantidad de sustancia, como de su unidad la mol, son los que causan mayor dificultad tanto a estudiantes como a profesores (Balocchi *et al.*, 2006; Furió, Azcona, Guisasola & Ratcliffe, 2000; Garritz, Gasque, Hernández & Martínez, 2002;), inclusive es común que no se identifique explícitamente el término cantidad de sustancia y se refiera a él como “número de moles”.

La cantidad de sustancia es una magnitud macroscópica, extensiva que permite calcular el número de partículas de una sustancia que participan en una reacción química, mediante números pequeños (Balocchi *et al.*, 2006). Como es imposible contar partículas que no podemos ver directamente, esta cantidad se determina de manera indirecta a través de otras magnitudes como la masa y el volumen (bajo ciertas condiciones), su unidad es la mol. Para fines didácticos considero muy importante destacar la idea de “números pequeños”, mismos que podemos constatar al interpretar cualquier ecuación química, en la que los coeficientes expresan la cantidad de sustancia involucrada en términos de un número pequeño de moles, ya sea de elementos, moléculas o redes iónicas. De no ser así, considerando que una mol de sustancia contiene 6.022×10^{23} partículas, leeríamos las ecuaciones químicas en términos de cientos de miles de trillones de elementos, moléculas o redes iónicas, lo cual resultaría poco

práctico. De esta manera, podemos considerar que medir la cantidad de sustancia es una manera de contar partículas, en grupos de 602,200 trillones (Sosa, 2007; Talanquer & Pollard, 2017).

La complicación de comprender esta idea puede residir a su vez en la dificultad de concebir la estructura de la materia como corpuscular. Un estudiante que no dimensiona que, para que la materia esté constituida de partículas discretas, éstas deben ser extremadamente pequeñas y por consiguiente deben encontrarse en cantidades inmensas, no puede entender la necesidad de recurrir a un procedimiento tan abstracto para realizar una actividad tan cotidiana como lo es contar. Es justamente por este motivo y para ayudar a los estudiantes a desarrollar la capacidad de relacionar los tres niveles de pensamiento en los que trabaja la química, que es conveniente abordar otros conceptos como fórmula y ecuación química a una escala macroscópica y no sólo a nivel de moléculas (u otras partículas) aisladas. Furió *et al* (2000) recomiendan introducir este concepto con una aproximación cualitativa y no operacional, como suele hacerse, ya que de esta manera los estudiantes pueden llegar a utilizarlo eficientemente, pero carente de significado químico.

Es importante enfatizar que un dato de cantidad de sustancia puede resultar ambiguo si no se especifica claramente el tipo de entidades elementales de las que se trata y por tanto, el tipo de sustancia que se tiene (p. ej: una mol de oxígeno puede referirse a una mol de átomos de oxígeno, de moléculas de oxígeno o de moléculas de ozono) (Garritz, Gasque, & Martínez, 2005).

e) Masa molar

La masa molar se define como la masa (en gramos) de una mol de partículas de cualquier sustancia, es decir, de 602,200 trillones de partículas. La masa de una mol de átomos de cualquier elemento es prácticamente igual a su masa promedio relativa, como aparece reportada en la tabla periódica de los elementos, quedando sus unidades en g/mol.

Así, para calcular la masa molar de cualquier compuesto, usamos su fórmula química para determinar (mediante los subíndices) el número de átomos de cada elemento en su molécula o red iónica y sumamos las masas molares de cada uno de ellos (Garritz, Gasque, & Martínez, 2005; Sosa, 2007).

Desde el punto de vista químico, conocer el número de partículas que hay en una muestra de una sustancia determinada, es frecuentemente más relevante que conocer su masa (Talanquer & Pollard, 2017). Es importante percatarse de que la masa molar puede expresarse como una razón unitaria, en la que numerador y denominador son equivalentes, esta razón unitaria nos permite convertir cantidad de sustancia (en moles) a masa de sustancia (en gramos) (Garritz, Gasque & Martínez, 2005), estableciéndose así un puente entre el mundo macroscópico, en el que se mide la masa de las sustancias, y el submicroscópico en el que se determina la cantidad de partículas presentes en esa sustancia (Balocchi *et al.*, 2006).

Un problema común al realizar cálculos estequiométricos es que los estudiantes suelen multiplicar los coeficientes presentes en la ecuación química por la masa molar de las sustancias, lo cual refleja una comprensión incorrecta del concepto (BouJaoude & Barakat, 2003; Fach *et al.*, 2007), ya que por un lado, no identifican la masa molar como una magnitud inherente a la composición de la sustancia y por el otro no se percatan de que de esta manera no necesariamente obtienen la masa de solamente una mol de sustancia.

3. Existencia de concepciones alternativas

Uno de los motivos por los que se dificulta la comprensión de los principios y conceptos en los que se basan las teorías científicas, es la existencia de concepciones alternativas sobre diversos fenómenos; se llaman así porque se trata de concepciones alternas a las científicas. Estas concepciones son consecuencia de los principios en los que implícitamente se sustentan las representaciones intuitivas del mundo y según Pozo (2003), imponen

restricciones cognitivas, de modo que actúan como un “sistema operativo”, que en interacción con el ambiente regulan la representación y en alguna medida, el conocimiento en esos dominios, de manera que incluso tras grandes esfuerzos de instrucción persisten y se resisten a asumir representaciones, que violan los principios representacionales en los que ese sistema implícito se sustenta.

Los investigadores educativos han documentado una gran variedad de concepciones alternativas relacionadas con el tema de estequiometría (Balocchi *et al.*, 2006; BouJaoude & Barakat, 2000; Dahsah & Coll, 2007; Fach, de Boer & Parchmann, 2007; Kind, 2004; Mitchel & Gunstone, 1984), entre las más mencionadas se encuentran aquellas en las que los alumnos piensan que:

- En cualquier reacción el número de moles de una sustancia determinada se conserva (Dahsah & Coll, 2007; Mitchel & Gunstone, 1984).
- En una reacción química la proporción de reactantes y productos es siempre 1 a 1 (ignoran los coeficientes resultantes de balancear la ecuación química) (Dahsah & Coll, 2007).
- El reactivo limitante es aquel que posee el coeficiente estequiométrico más pequeño (Dahsah & Coll, 2007; Fach, de Boer & Parchmann, 2007; Kind, 2004).
- La mol tiene varios significados: una unidad de masa, una porción de sustancia, un número inmenso de entidades elementales, una unidad de conteo (BouJaoude & Barakat, 2000; Kind, 2004).
- Así como se conservan los átomos que componen las sustancias en una reacción química, se conservan también las moléculas (Fach, de Boer & Parchmann, 2007; Mitchel & Gunstone, 1984).
- La masa molar de una sustancia se calcula multiplicando el total de las masas atómicas, por el coeficiente indicado en la ecuación química

(BouJaoude & Barakat, 2000; Fach, de Boer & Parchmann, 2007; Kind 2004).

- Subíndices y coeficientes pueden utilizarse de manera intercambiable (Balocchi *et al.*, 2006; Schmidt, 1997).

El valor de conocer las concepciones alternativas de los estudiantes es que, a partir de ellas, el profesor puede diseñar estrategias que proporcionen experiencias significativas para motivar a los alumnos a entender las limitaciones de sus ideas y propiciar en ellos la necesidad de modificarlas para llegar a mejores explicaciones, lo cual no significa abandonar las ideas intuitivas sino más bien trascender su significado, favoreciendo así las relaciones entre las formas de conocimiento cotidiano y científico, de manera que el alumno sepa diferenciarlas y utilizarlas en función del contexto (Pozo, Gómez, Limón & Sanz, 1991).

El tipo de concepciones alternativas reportadas en la literatura parecen dar indicio de que algunas de ellas provienen de la instrucción previa, es decir son concebidas en la escuela, lo cual quiere decir que es probable que algunos profesores no posean una buena comprensión del tema y por tanto no cuenten con estrategias didácticas para propiciar la correcta construcción de conceptos entre sus alumnos (Pozo, Gómez, Limón & Sanz, 1991). Esto coincide con las investigaciones de Furió *et al* (2000), en relación al concepto de cantidad de sustancia y mol, y conduce a considerar la necesidad de la actualización docente, como paso fundamental para mejorar el desempeño de los estudiantes en este tema.

4. Desarrollo de ciertas habilidades matemáticas

Es importante considerar que comúnmente los estudiantes suelen enfrentar dificultades al lidiar con las matemáticas en el contexto de los cursos de química, de acuerdo con Hoban (2011, citado por Ramful & Narod, (2014) esto puede deberse, entre otros motivos, a que los estudiantes poseen conocimientos matemáticos deficientes.

Resulta evidente que para poder establecer relaciones cuantitativas entre las sustancias que participan en un cambio químico, se requieren ciertas habilidades matemáticas que, a pesar de ser sencillas, representan un obstáculo importante al momento de realizar correctamente cálculos estequiométricos. Entre las herramientas matemáticas necesarias para resolver este tipo de problemas y que mayor problema causan a los estudiantes de bachillerato, destacan el uso de notación exponencial y las relaciones de proporcionalidad; incluso algunos autores consideran que no se puede hablar del conocimiento matemático de proporción sin contextualizarlo en la química (Balocchi *et al.*, 2006; Chandrasegaran *et al.*, 2009). Por otro lado, en términos pedagógicos, es conveniente y enriquecedor identificar las situaciones en que ambas disciplinas interactúan (Ramful & Narod, 2014).

a) Notación exponencial

La química y en particular la estequiometría, abarcan dimensiones que van desde lo diminuto hasta lo inmenso, por un lado las partículas que componen la materia poseen diámetros del orden de mil millonésimas de metro y por tanto tienen una masa muy pequeña y por el otro, se encuentran en cantidades que superan los cientos de miles de trillones, ambos números requieren de muchos ceros para escribirse. Una manera más conveniente de expresarlos y manipularlos es mediante notación exponencial o científica.

En esta notación los números se expresan como producto de un número entre uno y diez y una potencia de diez, cuyo exponente es un número entero (Talanquer & Pollard, 2017):

- Cantidades mayores a uno tienen exponentes positivos, que incrementan en uno por cada lugar que el punto decimal se mueva a la izquierda.
- Cantidades menores a uno tienen exponentes negativos, que disminuyen en uno por cada lugar que el punto decimal se mueva a la derecha.

Además, cuando se trabaja con exponentes es muy útil efectuar cálculos siguiendo algunas reglas que simplifican el trabajo y disminuyen posibles fuentes de error:

Adición y sustracción: Para sumar o restar números expresados en notación exponencial, las potencias de 10 deben ser las mismas, en tal caso, se suman (o restan) los coeficientes y los exponentes se mantienen.

$$(A \times 10^c) + (B \times 10^c) = A + B \times 10^c$$

$$(A \times 10^c) - (B \times 10^c) = A - B \times 10^c$$

Multiplicación y división: Cuando se multiplican números expresados en notación exponencial, los coeficientes se multiplican y los exponentes se suman algebraicamente.

$$(A \times 10^c) \times (B \times 10^d) = A \times B \times 10^{c+d}$$

Cuando se dividen números expresados en notación exponencial, los coeficientes se dividen y el exponente del denominador se resta del exponente del numerador.

$$(A \times 10^c) / (B \times 10^d) = A/B \times 10^{c-d}$$

Potencias y raíces: Cuando se elevan a una potencia números expresados en notación exponencial, el exponente se multiplica por la potencia y el coeficiente se eleva a la potencia en cuestión.

$$(A^b)^c = A^{b \times c}$$

Cuando se extraen raíces de números expresados en notación exponencial, al coeficiente se le extrae la raíz y el exponente se divide entre la raíz.

$$\sqrt[c]{A} = A^{1/c}$$

(Brown, LeMay, Bursten & Burdge, 2004).

Un buen dominio en el manejo de notación exponencial permitirá a los alumnos manipular los datos involucrados en los cálculos estequiométricos con mayor confianza, reflejándose esto en un mejor desempeño.

b) Relaciones de proporcionalidad

Una ecuación química es fundamentalmente una declaración de proporcionalidad entre las sustancias que participan en un cambio químico (Schmidt, 1997). La idea de proporción supone identificar la relación de igualdad entre dos razones, considerando un contexto en el que un cambio en un miembro de la proporción se puede compensar con un cambio en el otro miembro, sin que cambie la igualdad entre las razones (Pozo, Gómez, Limón & Sanz, 1991), ya que mientras sí puede existir una variación en las cantidades, esto no implica una variación en las proporciones o sus productos (DeMeo, 2008; Ramful & Narod, 2014). Por ejemplo:

La proporción:

$$\frac{12}{2} = \frac{18}{3}$$

$$\frac{12}{8} = \frac{18}{12}$$

No se altera si multiplicamos
ambos consecuentes (los
miembros de abajo), por 4

El razonamiento proporcional, consiste en la habilidad de discernir tanto la relación multiplicativa entre las dos cantidades, como de extender esta misma relación al otro par de cantidades, es decir, saber cómo manipularla para calcular el valor de una variable desconocida (DeMeo, 2008; Ramful & Narod, 2014).

Los problemas en estequiometría consisten esencialmente en la resolución de cálculos en los que se requiere determinar un valor, mientras que los otros tres parámetros de la proporción se presentan en el problema (Ramful & Narod, 2014). Existen diferentes métodos para resolver estos problemas de proporcionalidad, el más utilizado por los estudiantes es la “regla de tres”, mientras que algunos profesores de ciencias son partidarios de incentivar el análisis dimensional.

La “regla de tres” proviene de una de las propiedades de las proporciones que dicta que: “En toda proporción, el producto de los medios es igual al producto de los extremos”:

$$\text{medios} \quad \left\langle \quad \right\rangle \quad \frac{a}{b} = \frac{c}{d} \quad \left\langle \quad \right\rangle \quad \text{extremos}$$

De aquí se desprende que un extremo sea igual al producto de los medios, dividido entre el otro extremo y que un medio sea igual al producto de los extremos dividido entre el otro medio, lo que resulta en el muy socorrido producto cruzado. A pesar de ser un proceso algorítmico fácil de mecanizar y de utilizar, el inconveniente de la “regla de tres” es que comúnmente se aplica sin conocer su fundamento, lo cual puede derivar en una restricción para el alumno si la formulación del problema se sale de los límites de este procedimiento (DeMeo, 2008).

En contraste, el análisis dimensional es un método que se basa en el hecho de que cualquier número multiplicado por “1”, no altera su valor. El reto consiste en expresar el multiplicador “1” con el factor unitario de conversión apropiado (cociente en el que el numerador y el denominador describen cantidades equivalentes), lo cual permite transformar las unidades en las que se expresa la cantidad (Schmidt, 1997; Talanquer & Pollard, 2017).

Aunque ambos métodos son considerados procesos algorítmicos, ya que consisten en ciertos pasos específicos, realizados en un orden determinado, para producir una respuesta precisa (DeMeo, 2008), considero el análisis dimensional un método más conveniente para resolver cálculos estequiométricos, ya que permite por un lado, no perder de vista la proporción estequiométrica de las sustancias involucradas en la reacción química que se desea cuantificar; y por el otro, seguirles el rastro a las unidades implicadas, esto puede redundar en una mayor comprensión conceptual del problema y reducir las fuentes de error derivadas de manipular distintas unidades.

Es de suma importancia considerar que, según Ramful & Narod (2014) en estequiometría, el razonamiento proporcional es muy intrincado, ya que involucra varios niveles de complejidad:

Primero, se establece en términos de moles, unidad que se define en un nivel submicroscópico y que, como se mencionó anteriormente, se determina de manera indirecta mediante su relación con otras magnitudes como masa y volumen.

Segundo, las unidades de las cantidades utilizadas pueden ser tanto extensivas, que tienen un comportamiento aditivo (masa y volumen); como intensivas, que definen la relación entre dos magnitudes extensivas y no presentan un comportamiento aditivo (concentración, masa molar).

Tercero, un problema en estequiometría puede involucrar simultáneamente fracciones, proporciones, cocientes o porcentajes; estas variantes pueden ser expresadas de manera similar y se requiere pericia para identificar cada situación.

Cuarto, un problema puede involucrar varias conversiones de unidades.

Por otro lado, de acuerdo con la teoría pedagógica de Piaget, el desarrollo cognitivo de toda persona atraviesa siempre por cuatro etapas que se suceden a determinadas edades entre la infancia y la edad adulta, cada una de las cuales se construye sobre la etapa previa:

- Etapa sensomotora, durante la infancia.
- Etapa pre-operacional, durante la niñez temprana.
- Etapa de las operaciones concretas, durante la primaria y la adolescencia temprana.
- Etapa de las operaciones formales, durante la adolescencia y adultez.

La etapa de las operaciones formales, es la etapa más avanzada y se manifiesta por el uso lógico de símbolos relacionados con conceptos abstractos; es a esta etapa a la que se asocia de manera general la

resolución de problemas y en particular, el razonamiento proporcional (DeMeo, 2008). Un joven que ya se encuentra en la etapa de las operaciones formales tiene la capacidad de incursionar en el tema de estequiometría con mayor probabilidad de éxito respecto a aquél que aún no la alcanza.

Además de considerar las dificultades antes mencionadas, es de suma importancia que los profesores de química estén conscientes de que en el bachillerato, muchos estudiantes aún no han arribado al nivel de las operaciones formales. Tomando en cuenta todo ello, es conveniente recurrir a múltiples estrategias didácticas al momento de diseñar la enseñanza del tema, de manera que se promueva tanto la comprensión de los conceptos relacionados, como la resolución de problemas estequiométricos, entre los diversos niveles de desarrollo cognitivo de los estudiantes.

A continuación, se enumeran una serie de estrategias de las que es posible echar mano para que los estudiantes construyan de manera significativa, las habilidades y conocimientos necesarios para analizar las reacciones químicas desde un enfoque cuantitativo.

Algunas estrategias didácticas útiles en la enseñanza de la estequiometría

Debido a la complejidad implicada en la enseñanza y el aprendizaje del tema, los investigadores de la educación reportan muy diversas estrategias para abordarlo, particularmente en el contexto de la educación media superior. En este apartado se mencionan algunas estrategias que consideré de utilidad, para facilitar a estudiantes de bachillerato la construcción significativa de los conceptos relacionados con la estequiometría y la resolución de problemas asociados.

1. Contextualización mediante problemas cotidianos

En las últimas décadas, el diseño de los programas escolares ha estado motivado por el interés de desarrollar contenidos que estimulen a los

estudiantes a aprender los conceptos relevantes de la química, con ello se ha intentado mejorar su desempeño, incrementar la alfabetización científica y el interés por el estudio de la disciplina a nivel universitario. Una de las principales tendencias, se ha concentrado en el uso del contexto y las aplicaciones de la química, como vehículo para desarrollar las ideas centrales de esta ciencia. Algunos ejemplos de programas con un enfoque basado en el contexto son: *Chemie in Kontext* (en Alemania), *Science: the Salters Approach* (en Inglaterra), *ChemCom* (en USA), *Chemistry in Context* (en USA), entre otros (Bennett & Holman, 2002).

Se considera que este enfoque hace posible desarrollar un currículum cuyo contenido se relacione más cercanamente a los intereses de los estudiantes, de acuerdo con el contexto en el que se sitúa su vida cotidiana. Entre sus principales virtudes está el aspecto motivacional: si los estudiantes identifican la utilidad de lo que están estudiando, es más fácil que se comprometan con los materiales y como consecuencia, que aprendan de manera efectiva. Otra ventaja es que, al revestir las ideas desde diferentes aspectos, se proporcionan más oportunidades para desarrollar la comprensión de las ideas científicas y con ello, de valorar su importancia (Bennett & Holman, 2002).

Según Sjöström & Talanquer (2014), una instrucción contextualizada tiende a enfocarse en el análisis y discusión de experiencias del mundo real, disminuyendo el énfasis en la mera manipulación de conceptos. Esto facilita tanto a estudiantes como a profesores vincular los niveles macro y submicroscópico de representación de la química. Además, ayuda a involucrar a los estudiantes en actividades y discusiones que fomentan el aprendizaje de cómo las ideas de la química pueden utilizarse para tomar decisiones respecto a problemas relevantes de índole personal, social o ambiental. Necesitamos fusionar los contenidos con la práctica de la disciplina para involucrar a los estudiantes en un pensamiento químico más auténtico, aplicado en contextos relevantes (Talanquer, 2016).

2. Uso de analogías

En educación se recurre a las analogías como estrategia didáctica, dado que éstas tienden un puente entre situaciones de la vida cotidiana y el conocimiento escolar que se desea construir. Su uso permite involucrar a los estudiantes desde sus conocimientos previos, lo cual es la base de la teoría de Ausubel para la construcción de nuevos conocimientos (Raviolo & Garritz, 2007).

Una analogía es una comparación de estructuras y/o funciones entre dos dominios: uno conocido (análogo) y uno nuevo o parcialmente nuevo de conocimiento (objetivo); entre ambos se deben establecer procesos de correspondencia. Cabe destacar que siempre existen atributos no compartidos, que constituyen las limitaciones de la analogía y es recomendable explicitarlos (Raviolo & Garritz, 2007; Raviolo & Lerzo, 2014; Raviolo & Lerzo, 2016). La intención al utilizar este recurso didáctico es desencadenar un proceso de pensamiento que permita la representación, comprensión y explicación de un fenómeno, lo cual está íntimamente relacionado con el aprendizaje, la construcción de conceptos y la resolución de problemas. Frecuentemente se recurre a ellas tanto por intervención directa del docente, como de manera autónoma por parte del estudiante, ya que están relacionadas con las inferencias propias de cada sujeto (Raviolo & Garritz, 2017).

Para utilizarlas se requiere un encuadre metodológico adecuado, de hecho, se han sugerido secuencias para trabajar con ellas, un ejemplo es la secuencia TWA (Teaching With Analogies) (Glynn, 1991, citado por Raviolo & Lerzo, 2014; Raviolo & Lerzo, 2016) que consiste de los siguientes seis pasos:

- Introducir el concepto objetivo.
- Recordar o activar el concepto análogo.
- Identificar características relevantes del objetivo y el análogo.

- Establecer las correspondencias de similitudes (transferir y aplicar).
- Indicar las limitaciones de la analogía.
- Concluir.

Su efectividad dependerá del conocimiento de los atributos del análogo, la comprensión del objetivo gracias al aprovechamiento de los atributos compartidos, las conclusiones a las que se llegue y las reflexiones metacognitivas que se establezcan. Sin embargo, su presentación asistemática puede provocar que se generen confusiones o concepciones alternativas (Raviolo & Garritz, 2007; Raviolo & Lerzo, 2014; Raviolo & Lerzo, 2016).

Las analogías son ampliamente utilizadas en química, ya que se favorecen conexiones entre el pensamiento macroscópico y el submicroscópico, en particular son muy socorridas para abordar la relación estequiométrica entre dos reactivos, la idea de reactivo limitante y en exceso, la conservación de la masa, masas relativas y la constante de Avogadro. Son muchas y de muy variada naturaleza las analogías usadas en este contexto, recetas de cocina, ensamblaje de una bicicleta, preparación de sándwiches o hamburguesas, juego de construcción con piezas tipo Lego, ensalada de frutas con uvas y ciruelas, el peso de diferentes semillas, parejas de baile, etc. (Raviolo & Lerzo, 2014). Sin duda las analogías constituyen una buena forma de diversificar la presentación de diversos conceptos en la enseñanza de la estequiometría (Garritz *et al.*, 2005; Raviolo & Garritz, 2007; Raviolo & Lerzo, 2014; Raviolo & Lerzo, 2016).

3. Representaciones o modelos gráficos y sus variantes

Como se mencionó anteriormente, es conveniente proveer al estudiante de múltiples representaciones para favorecer una comprensión más profunda de los conceptos. Las representaciones de partículas son herramientas didácticas ampliamente utilizadas tanto por docentes como por los autores de libros de texto, ya que ofrecen la posibilidad de visualizar el concepto que se

desea desarrollar. Son particularmente útiles en la enseñanza de la estequiometría y los conceptos asociados, pues pueden facilitar la construcción de modelos mentales para comprender lo que ocurre a nivel submicroscópico, traducirlo al lenguaje simbólico y explicar los fenómenos que percibimos (Davidowitz & Chittleborough, 2009). Una gran virtud de estas representaciones, es que hacen explícita la estructura proporcional de la fórmula y la ecuación química (Ramful & Narod, 2014), que tanta dificultad ocasiona en su asimilación. Actualmente las computadoras expanden las virtudes de las representaciones submicroscópicas y resultan especialmente útiles para modelar la naturaleza dinámica de la estructura corpuscular de la materia. Otra variante de estos modelos consiste en utilizar piezas físicas para modelar distintas estructuras, como lo hacen Balocchi *et al* (2005a), para modelar los postulados de la teoría atómica de Dalton con clips de diferentes colores y tamaños, o Castelán & Hernández (2009), que utilizan tornillos, tuercas y rondanas para determinar masas relativas y para elaborar fórmulas de estructuras construidas con dichas piezas, o García *et al* (2008), que utilizan cuentas de diferentes colores, formas y tamaños también para construir el concepto de cantidad de sustancia, entre muchos otros ejemplos.

El propósito fundamental es diseñar la instrucción de manera que se ofrezca a los estudiantes la posibilidad de crear diversas representaciones de un mismo contenido y así mejorar el aprendizaje de los conceptos asociados a la estequiometría.

4. Resolución de problemas

La resolución de problemas es un proceso dirigido hacia un objetivo, que depende de un contexto determinado, guiado constantemente por el conocimiento conceptual relacionado (Stewart, 1982 citado por Bodner & Herron, 2002; DeMeo, 2008). De manera general la química se encarga de resolver problemas, es de esperarse que la estequiometría, un tema esencial para comprender aspectos cuantitativos y cualitativos de las reacciones químicas, centre su atención también en esta actividad.

Staver & Lumpe (1995 citado por Bodner & Herron, 2002) consideran que las principales barreras para resolver problemas en química son:

- Insuficiente comprensión de los conceptos involucrados.
- Uso de algoritmos memorizados.
- Incapacidad de transferir la comprensión entre los niveles atómico/molecular y el nivel macroscópico.

Numerosas investigaciones centran su atención en la resolución de problemas, ya sea en el análisis de las estrategias empleadas por los estudiantes, como en las dificultades que enfrentan para resolverlos; tal es el caso de los estudios de BouJaoude & Barakat, 2003; Chandrasegaran *et al.*, 2009; Dahsah & Coll, 2007; DeMeo, 2008; Fach, Boer & Parchmann, 2007 y Schmidt, 1997. De las conclusiones de sus trabajos se deriva que, para lograr que los estudiantes consigan resolver problemas estequiométricos con éxito, es importante considerar:

- La necesidad de diseñar estrategias didácticas para la comprensión de los conceptos relacionados con el tema.
- La importancia de enfrentar la resolución de problemas una vez que se han comprendido con profundidad dichos conceptos.
- El dominio de las habilidades matemáticas implicadas.
- La construcción de estrategias eficientes que se utilicen de manera significativa para resolver problemas químicos.

5. Trabajos experimentales

Los trabajos experimentales constituyen otro tipo de estrategias didácticas para la enseñanza y aprendizaje de la química, no sólo para motivar a los estudiantes, sino también para que se familiaricen con los fenómenos, describan propiedades de los sistemas, analicen relaciones entre variables, elaboren predicciones, utilicen evidencias para proponer explicaciones, desarrollen habilidades de pensamiento, establezcan conexiones entre sus

observaciones (nivel macroscópico) y sus explicaciones (niveles submicroscópico y simbólico) y construyan otras representaciones que abonen a incrementar su comprensión conceptual (Nakhleh, Polles & Malina, 2002).

En el caso particular de la estequiometría es posible utilizar ciertas reacciones químicas en las que se pueda reconocer cualitativamente la formación de productos, para evidenciar las proporciones estequiométricas en las que participan las sustancias involucradas y analizar los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso (Aldana, Mikan & Mejía, 2010; González, Ortiz & Medina, 2014; Walker, Sampson, Zimmerman & Grooms, 2011; Wood & Breyfogle, 2006).

Como en todo trabajo experimental, su éxito dependerá de varios aspectos, como son: tener un objetivo preciso, diseñar adecuadamente el experimento para controlar su utilidad pedagógica, tomar el experimento como un proceso y no como un hecho puntual, analizar resultados (tanto los esperados como los inesperados), retar sus predicciones, realizar discusiones previas y posteriores a la realización de los experimentos en las que los estudiantes tengan oportunidad de elaborar conexiones entre los fenómenos que observan y miden, y los conceptos implicados en el trabajo experimental y de ser posible, analizar cómo se relacionan el fenómeno estudiado, con fenómenos que puedan experimentar en su vida cotidiana (Nakhleh, Polles & Malina, 2002).

6. Análisis histórico

Cuando se contempla la evolución histórica de la ciencia se hace fácil percibirla como una apasionante aventura humana, que se realiza en ambientes sociales concretos, guiada por motivaciones diversas, con la intención de dar explicación a fenómenos aún desconocidos y generar respuestas de manera tentativa (Izquierdo, 1994). Debido a ello, las implicaciones de la historia de la ciencia en la enseñanza de la química constituyen una línea de investigación e innovación educativa muy amplia

(Cabrera & García, 2014; Garritz, 2010; Izquierdo, 1994; Niaz, 2016; Niaz & Montes, 2012; Nussbam, 2005; Padilla & Furió, 2007; Solbes & Traver, 1996). En ella se hace evidente su importancia en la didáctica de la disciplina, no sólo para presentar a los alumnos la naturaleza del conocimiento científico como una construcción que se valida y se legitima socialmente, sino también para mejorar la comprensión de conceptos y teorías y desarrollar actitudes positivas que propician en los estudiantes un mayor interés por la ciencia (Izquierdo, 1994). Por otro lado, Harrison & Treagust (2002) consideran que una comprensión contextualizada del valor de la química motiva a los estudiantes a buscar explicaciones más profundas sobre procesos macroscópicos y puede estimularlos a recurrir a otras representaciones para entender los fenómenos que estudian en el aula.

Aunque abordar el tema de la estequiometría desde una perspectiva histórica no forma parte de los objetivos de este trabajo, decidí incorporar una breve semblanza de cómo transcurrió la construcción de nuestro conocimiento actual de los procesos químicos a nivel cuantitativo, principalmente por dos motivos:

- Muchos investigadores de la educación, particularmente aquellos que han enfocado sus esfuerzos al estudio del Conocimiento Pedagógico del Contenido (CPC), consideran esencial que los profesores posean una clara comprensión del papel que juegan las teorías científicas y del tipo de problemas que condujeron a la construcción de los conocimientos científicos, para de esta manera comprender cómo llegaron a articularse los cuerpos coherentes de conocimientos (Furió & Padilla, 2003). Así, la historia de la ciencia no solamente puede proporcionarles recursos docentes, sino también ayuda a refinar su concepción de la ciencia, a construir un conocimiento epistemológico de los conceptos y por ende a ser más críticos de su enseñanza (Cabrera & García, 2014; Furió & Padilla, 2003; Nussbaum, 2005; Padilla & Furió, 2007; Padilla & Garritz, 2002; Paixão & Cachapuz, 2000; Solbes & Traver, 1996). La intención es que el presente recuento de sucesos históricos sirva de apoyo para dicho fin.

- La naturaleza corpuscular de la materia y las leyes de la combinación química, como ya se mencionó, son prerequisites conceptuales necesarios para abordar la enseñanza de la estequiometría (Balocchi *et al*, 2006); de hecho, en ellas se basan nuestra comprensión de los fenómenos químicos. Para que los estudiantes alcancen un buen entendimiento de la disciplina, es necesario apelar a que renuncien a sus percepciones intuitivas sobre la constitución de todo lo que los rodea. Por ello, es conveniente considerar la historia como recurso pedagógico desde el momento de introducir la teoría atómica y mostrar cómo estos conocimientos fueron construidos por un conjunto de ideas abstractas, formuladas por varios científicos en el transcurso de un periodo de cien años, valiéndose solamente de evidencias indirectas (Harrison & Treagust, 2002; Nussbaum, 2005; Viana & Porto, 2010). Si conseguimos que los estudiantes comprendan cómo se llegó al entendimiento de que los cambios químicos ocurren a nivel de partículas, nos encontraremos más próximos a que vislumbren cómo los científicos fueron desarrollando también, la habilidad de contar dichas partículas.

Evolución histórica de la estequiometría

La química es una ciencia cuantitativa, prueba de ello es el papel que desempeñó la balanza en la reformulación de la disciplina, pasando de ser un simple instrumento de precisión, a una pieza clave para descifrar la naturaleza que ofrecía además, la posibilidad de controlar los fenómenos (Bensuade-Vincent & Stengers, 1997).

Las teorías que surgieron de las rigurosas investigaciones de los químicos enfocados en medir las masas de las sustancias, Lavoisier, Richter, Proust y Dalton, contribuyeron a dilucidar, a nivel macroscópico, cómo reaccionan las sustancias en términos de su masa (Harrison & Treagust, 2002).

En 1789 Lavoisier, en continua interacción entre experiencia y teoría, establece la ley de conservación de la masa, “enfocando la atención de los químicos en la importancia del balance de masa en la reactividad química” (Usselman & Brown,

2015, p. 154). Por otro lado, Lavoisier reforma la nomenclatura partiendo de la definición de elemento como principio constituyente de los cuerpos.

Poco después, en 1791 Benjamin Richter, animado por las posibilidades de una matematización de la química, encuentra la regularidad en las proporciones de combinación de masa (que denomina estequiométricas), en las reacciones de neutralización entre ácidos y bases. Con ello formula la ley de las proporciones recíprocas, en la que introduce el concepto de “equivalente”, mismo que sirvió durante gran parte del siglo XIX a aquellos que se resistieron a aceptar la teoría atómica (Bensuade-Vincent & Stengers, 1997; Padilla & Furio-Mas, 2008).

En 1797 Joseph Proust establece experimentalmente que los compuestos químicos tienen una identidad, de manera que el óxido de mercurio, ya fuera producido en el laboratorio o procedente de las minas de Perú, tenía la misma composición. Esto lo plasma en la ley de las proporciones definidas, que sostiene que cuando se combinan dos elementos para producir un compuesto determinado, siempre lo hacen en la misma relación de masas, es decir en una proporción fija (Bensuade-Vincent & Stengers, 1997).

John Dalton, interesado por la composición de la atmósfera y las propiedades físicas de los gases que la constituyen y convencido de las ideas de Newton respecto a que los gases estaban formados por corpúsculos, parece haber llegado a la conclusión de que había que diferenciarlos por su peso. Es así como Dalton, retomando la química cuantitativa desarrollada por Richter, se enfrentó a la necesidad de determinar los pesos relativos de los gases, tomando como unidad el de menor proporción en peso, el hidrógeno (Bensuade-Vincent & Stengers, 1997). Sus experimentos con óxido nitroso, óxido nítrico y dióxido de nitrógeno comprobaron que cuando se encuentran las condiciones de reacción para cada óxido, sólo ese óxido resulta, lo cual obedece a la ley de las proporciones definidas. La evidencia de las tres diferentes proporciones de masa en que se combinan el nitrógeno y el oxígeno y el suponer que se cumplía la regla de máxima simplicidad, condujeron a Dalton a formular la ley de las proporciones múltiples (Harrison & Treagust, 2002; Viana & Porto, 2010).

La mente perspicaz de Dalton le permitió ver que la ley de la conservación de la masa, la ley de las proporciones definidas y la ley de las proporciones múltiples, evidenciaban que las relaciones proporcionales de combinación simples y predecibles, sólo podían ser explicadas si el hidrógeno, el nitrógeno, el oxígeno y los otros elementos conocidos, estaban hechos de partículas invisibles e indivisibles que se combinaban mediante unidades discretas, átomo por átomo (Bensuade-Vincent & Stengers, 1997; Harrison & Treagust, 2002).

Gracias a su creatividad científica, Dalton logró deducir las propiedades de lo inobservable, partiendo de entidades observables (Mandelbaum, citado en Weininger, 2011), construyendo así, una “relación operacional entre átomos y elementos” (Chamizo, 2014), que derivaron en los postulados básicos de su teoría atómica, publicada por primera vez en 1807.

A pesar de que muchos se negaron a comprometerse con los átomos, el peso atómico resultó muy atractivo para caracterizar, nombrar y clasificar la creciente población de sustancias simples y compuestas. Jöns Jacobs Berzelius se convirtió en toda una autoridad en este aspecto, ya que se consagró a determinar los pesos atómicos y a implementar una nueva notación, en la cual se basa la nomenclatura moderna.

Joseph Louis Gay Lussac reconoció el mismo patrón que Dalton en los volúmenes de combinación de los gases, observando que reaccionaban siempre en proporciones simples y constantes, esto mismo fue explicado por Amadeo Avogadro en 1811, quien además propuso la existencia de moléculas formadas por dos o más átomos del mismo elemento, formulando su hipótesis: “en condiciones iguales de presión y temperatura, volúmenes iguales de diferentes gases, poseen el mismo número de moléculas” (Padilla & Furio-Mas, 2008).

La aceptación de la teoría atómico-molecular después del congreso de Karlsruhe, en 1860, fue el origen de la magnitud cantidad de sustancia, con la mol como unidad. El significado original del concepto de mol fue relacionado con la masa de una sustancia y fue evolucionando al significado actual que se

relaciona más bien con cómo contamos entidades elementales, átomos y moléculas, de manera macroscópica (Padilla & Furio-Mas, 2008)

Todas estas investigaciones trastornaron por completo las condiciones de la práctica de laboratorio y con ello impactaron la disciplina. Los químicos vinculamos la masa de las sustancias, que continuamos midiendo con una balanza, con entidades elementales, lo que nos permite cuantificar las sustancias involucradas en un cambio químico y con ello optimizar los procesos.

II. OBJETIVOS

Objetivo general

Diseñar y aplicar una propuesta que propicie la construcción integral del tema de estequiometría, centrada en la idea de proporcionalidad.

Objetivos particulares

- Establecer una ruta crítica que permita abordar los conceptos involucrados en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría y conduzca a la correcta resolución de cálculos estequiométricos.
- Contextualizar el desarrollo del tema mediante la resolución de un problema que analice una situación conocida por los estudiantes y los motive a valorar la relevancia del pensamiento químico involucrado.
- Elaborar material didáctico que sirva de apoyo para la enseñanza-aprendizaje de los conceptos y modelos implicados en la cuantificación de las sustancias que participan en un cambio químico.
- Aplicar la propuesta didáctica diseñada en un grupo de educación media superior e identificar los factores que son necesarios considerar para atender las dificultades de la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría.

III. METODOLOGÍA

Pregunta de investigación

¿Qué factores hay que considerar al momento de aplicar una propuesta didáctica, que ha sido diseñada para atender las dificultades que enfrenta la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría?

Diseño de la propuesta didáctica

Partiendo de la información presentada en el marco teórico en relación a las dificultades en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría, así como algunas estrategias didácticas útiles para superarlas, se diseñó una propuesta didáctica. Dicha propuesta reúne una serie de actividades que conducen a desarrollar conceptos y modelos fundamentales para la comprensión de la estequiometría, centrando la mirada en la idea de proporción:

- La proporción en la que se encuentran los átomos de los elementos que componen las sustancias, lo cual se expresa mediante subíndices en la fórmula química.
- La proporción en la que participan las sustancias en una reacción química, lo cual se expresa mediante coeficientes en la ecuación química balanceada.

Comprender la proporción expresada en fórmulas y ecuaciones químicas nos permite establecer las relaciones necesarias para cuantificar los reactivos y productos involucrados en un cambio químico, lo cual es fundamental para optimizar y controlar los procesos y resulta relevante para la industria, el medio ambiente y la economía. Adicionalmente, con la finalidad de que los estudiantes se apropien del conocimiento y lo apliquen de manera significativa, su utilidad se contextualiza a través de la resolución de un problema de interés común, que explica el diseño de un sistema conocido por los alumnos: la “bolsa de aire” de los automóviles. El siguiente mapa conceptual resume la definición de estequiometría implicada en esta propuesta y marca la ruta crítica que la conduce.

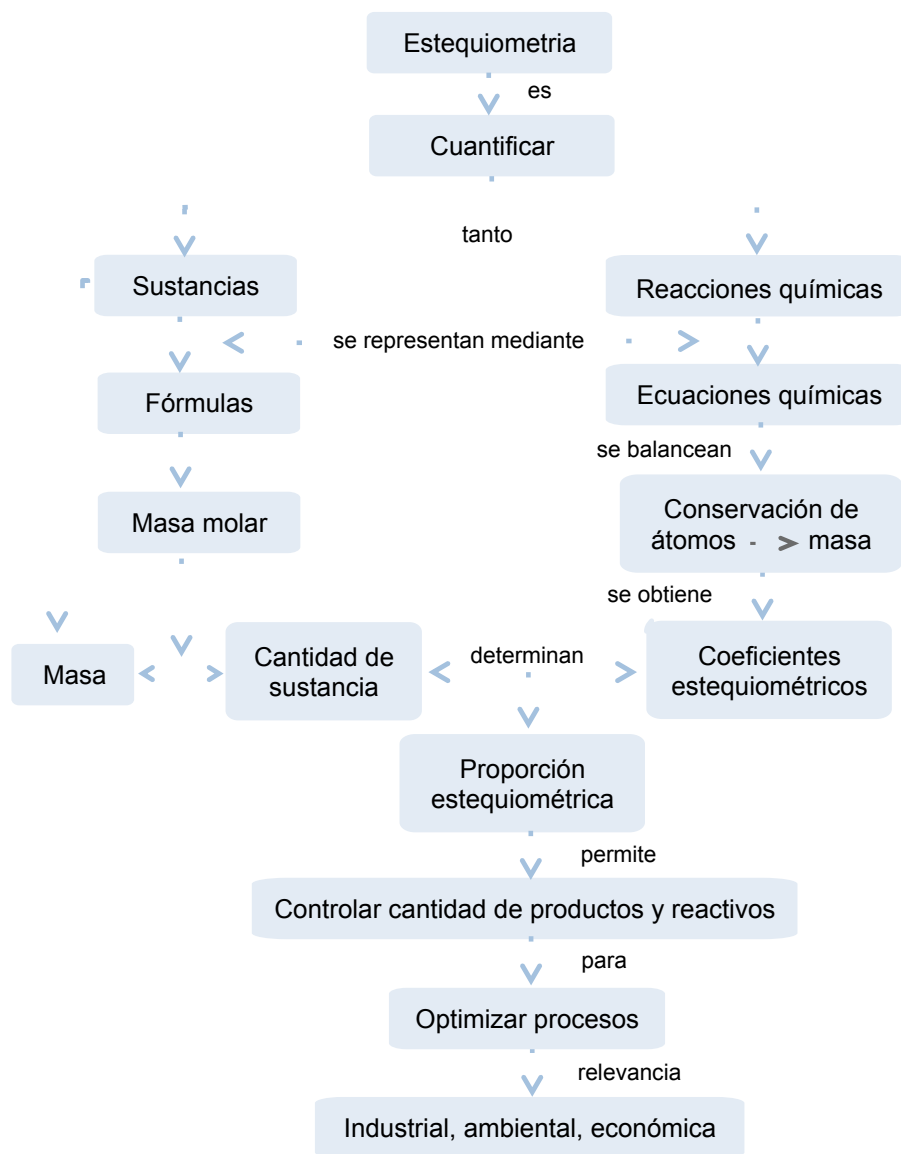


Figura 1. Mapa conceptual que marca la ruta crítica para la construcción del concepto de estequiometría

La propuesta consta de un conjunto de seis actividades diseñadas para ir dando respuesta al problema sugerido al inicio del tema y que acompañan la enseñanza de los conceptos de acuerdo al enfoque planteado. Además de la evaluación diagnóstica, se realizaron otras tres evaluaciones en distintos momentos de la intervención para dar seguimiento a la comprensión del tema. La descripción de las actividades, así como los propósitos que persiguen se presentan en el siguiente cuadro.

Cuadro 1. Estructura de la propuesta didáctica

	Descripción	Propósito
Evaluación diagnóstica		Evaluar habilidades aritméticas y conocimientos previos de reacción química.
Problema	Proponer una explicación del funcionamiento de las “bolsas de aire” de los automóviles-	Contextualizar el tema en una situación conocida por los estudiantes.
Actividad 1	Universo RAVAz.	Desarrollar conceptos y modelos relacionados con: <ul style="list-style-type: none"> • Fórmula química. • Masa molar.
Actividad 2	Fórmulas químicas.	
Actividad 3	Código fórmulas químicas.	
Problema	Expresar la fórmula de la sustancia presente en las “bolsas de aire”, así como su masa molar, partiendo de su composición química.	
Actividad 4	“Fierro viejo” sobre ruedas.	Desarrollar conceptos y modelos relacionados con: <ul style="list-style-type: none"> • Ecuación química. • Representaciones gráficas. • Balanceo de ecuaciones. • Ley de conservación de la masa.
Actividad 5	Modelaje de una reacción con clips de colores.	
Evaluación intermedia	¿Qué tanto van aprendiendo?	
Problema	Proponer la ecuación que expresa el cambio químico que ocurre al interior del sistema de “bolsa de aire”.	
Problema	Calcular la masa de Azida de Sodio que requiere la “bolsa de aire”.	Realizar cálculos estequiométricos empleando los conceptos y modelos desarrollados.
Problema	Analizar las reacciones secundarias que ocurren al interior de la “bolsa de aire”, plantear las ecuaciones químicas y calcular la masa de las sustancias involucradas.	
Actividad 6	Elaborar un informe final para explicar el funcionamiento de las “bolsas de aire” de los automóviles.	Analizar la importancia de la estequiometría.
Evaluaciones finales	Primer parcial (1ºp) realizado al final de la propuesta. Tercer parcial (3ºp) realizado dos meses después de aplicar la propuesta.	Evaluar el aprendizaje del tema estequiometría.

Aplicación de la propuesta didáctica

La estrategia didáctica se puso en práctica durante el semestre 2017-2, en un grupo de segundo semestre de bachillerato del Colegio de Ciencias y Humanidades, Plantel Sur. La muestra estuvo conformada por 18 estudiantes, con un promedio de edad de 16 años.

La intervención se realizó como parte de los temas correspondientes a la Unidad 1 del programa de estudio del CCH, Química II (Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades, 2016). La aplicación de la propuesta didáctica se llevó a cabo en el transcurso de cinco sesiones de clase, de dos horas cada una, además se ocuparon otros momentos de la clase para realizar una evaluación diagnóstica, al inicio del semestre y para su revisión. En dos de las evaluaciones que presentaron los estudiantes durante el curso (primer y tercer parcial), se incluyeron algunas preguntas y problemas de estequiometría.

La información obtenida en cada una de las actividades y evaluaciones de la propuesta didáctica, fue recabada en los documentos diseñados para tal fin, que se presentan en el Anexo. Esto nos permitió su posterior análisis y con ello documentar los hallazgos y observaciones que surgieron de la aplicación.

Análisis de resultados

Tomando como base el mapa conceptual mostrado en la figura 1 (pag. 42), se seleccionaron los conceptos a evaluar. La información reunida en los documentos de apoyo se leyó en repetidas ocasiones para encontrar las ideas de los estudiantes respecto a cada uno de los conceptos.

Los resultados de la aplicación de la propuesta didáctica, se analizaron desde la perspectiva de un estudio de caso, para identificar el nivel de comprensión que alcanzaron los estudiantes respecto a los conceptos relacionados con la estequiometría y la resolución de cálculos estequiométricos. De los hallazgos derivados de este análisis fue posible definir los factores que son necesarios considerar para atender las dificultades en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría con dicha propuesta.

IV. DESCRIPCIÓN DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA

Evaluación diagnóstica

Consiste en la aplicación de una serie de ejercicios que permiten evaluar las habilidades aritméticas útiles en el desarrollo del tema de estequiometría:

- Expresión de cantidades en diferentes unidades de conteo.
- Uso de notación exponencial.
- Planteamiento de relaciones proporcionales.
- Cálculo de una cantidad proporcional.

El objetivo de esta evaluación es, además de conocer sus habilidades aritméticas, propiciar la situación para recordar dichas operaciones y recurrir a ellas en el momento en que se requieran durante la enseñanza del tema. En el cuadro 2 se muestra de qué manera se integran éstas en la propuesta didáctica.

Cuadro 2. Integración de la aritmética en la propuesta didáctica

Habilidad aritmética	Relación con la estequiometría
Hay maneras más convenientes de agrupar ciertas cantidades	La mol es la manera conveniente de agrupar partículas químicas y por el número tan grande que agrupa, prácticamente no es conveniente para agrupar ninguna otra cosa
Un millón se expresa 1×10^6 , un billón 1×10^{12} , un trillón 1×10^{18}	Identificar que 6.022×10^{23} equivale a seiscientos dos mil doscientos trillones
Proporciones	Necesaria para comprender la relación que guardan los átomos en una sustancia y las sustancias en una reacción química
Problemas de proporcionalidad directa	Necesarios para realizar cálculos. Importante el uso de análisis dimensional para no perder de vista las proporciones involucradas

Además contiene algunas preguntas para develar conocimientos previos relacionados con reacción y ecuación química, temas por lo general abordados en cursos previos de química.

El instrumento utilizado puede consultarse en el Anexo, Documento 1.

Planteamiento del problema ¿cómo funcionan las “bolsas de aire” de los automóviles?

Para promover el análisis de una situación conocida por los estudiantes se les presenta un video en el cual se aprecia el funcionamiento de las “bolsas de aire” de un automóvil y se les solicita que se reúnan en equipos para discutir y explicar en una hoja de papel rotafolio el funcionamiento de dicho dispositivo. Para orientarlos en su propuesta, es posible sugerirles que enfoquen su reflexión alrededor de ciertas preguntas:

- ¿Con qué se infla la bolsa de aire?
- ¿Cómo se logra que la bolsa se infle en el transcurso de entre 20 y 40 milisegundos?
- ¿Cómo se asegura que la bolsa se llene completamente? (Dependiendo del modelo, la bolsa de aire del conductor alcanza un volumen promedio de 50 L y la del copiloto de 100 L).

Posteriormente, cada equipo expone su explicación y se propicia una discusión con el propósito de elaborar, en conjunto, la conclusión de que la bolsa se infla con un gas que se produce mediante una reacción química.

Actividad 1. El Universo RAVAz

Esta actividad tiene como propósito guiar la construcción del concepto de fórmula química mediante la analogía de modelar sustancias con clips de colores, para después expresarlas mediante fórmulas, donde cada color de clip representa un elemento. Este mismo ejercicio fue aprovechado para guiar la construcción del concepto de masa molar asignando una masa diferente a cada color de clip.

El texto que contiene las instrucciones de este ejercicio fue diseñado por Sosa (2007, pp. 47-48) y puede ser consultado en el Anexo, Documento 2, al igual que el documento proporcionado a los alumnos para registrar las fórmulas de las sustancias creadas.

El ejercicio es muy sencillo, no es conveniente invertir mucho tiempo en él para evitar que los alumnos subestimen el esfuerzo intelectual que amerita el tema. Sin embargo, sí es muy importante dedicar tiempo para analizar que de manera similar, los químicos utilizamos las fórmulas químicas para expresar la composición de las sustancias, ya que mediante símbolos representamos el tipo de átomos y mediante subíndices, el número de átomos de ese elemento presentes en la fórmula. Será fundamental enfatizar que, a diferencia del “Universo RAVAZ”, en la realidad no tenemos átomos visibles a simple vista y no solemos trabajar con una sola molécula o un solo par iónico, por lo tanto, los subíndices presentes en una fórmula química, establecen la proporción que guardan entre sí los átomos de los elementos que constituyen el compuesto, proporción que no cambia y se mantiene fija independientemente del estado físico, de la manera en que éste haya sido obtenido y de la cantidad de masa que se tenga de este compuesto.

Con esta actividad también se puede aprovechar para recordar el concepto de masa molar (M), destacando en qué no se asemeja la analogía a la realidad, ya que mientras en la actividad es posible calcular la masa de una “molécula” de sustancia construida, en química, la Tabla Periódica no reporta la masa de un átomo de cada elemento, ni de una docena, o una gruesa de átomos, sino de un número gigantesco de átomos al que llamamos mol. Así, la masa molar de un compuesto, es la suma de las masas de una mol (o el número de moles que indiquen los subíndices) de átomos, de los elementos que componen la fórmula del compuesto.

Con la finalidad de introducir el tema, es importante comentar que una docena tiene doce unidades, una gruesa ciento cuarenta y cuatro unidades; pero ¿cuántas unidades contiene una mol? 602,200 trillones de unidades.

Actividad 2. Fórmulas Químicas

El propósito de esta actividad es transferir la analogía del “universo RAVAZ” a la química, para enfatizar la función de los subíndices en una fórmula química

como aquello que manifiesta la proporción en la que se encuentran los átomos de los elementos que la componen. Para ello, se proporciona una fórmula y se pide que escriban lo que ella expresa, o al revés, se describe la composición de una sustancia y se solicita que escriban la fórmula que la representa. Para los fines de este ejercicio no es importante que la fórmula esté correctamente escrita, siempre y cuando exprese adecuadamente la proporción de átomos de cada elemento y el subíndice se ubique al lado derecho del elemento al que corresponda.

A la pregunta ¿qué expresa una fórmula química? se espera que respondan que una fórmula química expresa de qué elementos está compuesta la sustancia que representa y en qué proporción se encuentran sus átomos.

El documento utilizado para esta actividad puede consultarse en el Anexo, Documento 3.

Actividad 3. Construcción del código que define las fórmulas químicas

El ejercicio pretende que describan lo que expresan las letras, los subíndices y los coeficientes en una fórmula química, para que de esta manera y como lo indica el título de la actividad, logren construir el código que define el lenguaje de las fórmulas químicas.

Nuevamente se reitera el papel que juegan los subíndices para expresar proporción de átomos y no cantidad de los mismos, de hecho se puede pedir a los alumnos que construyan cinco moléculas de una sustancia cualquiera, por ejemplo metano; que cuenten cuántos hidrógenos y cuántos carbonos hay en total y que lo comparen con la fórmula. De esta manera los alumnos caerán en cuenta que no pueden decir que solamente hay un carbono y cuatro hidrógenos. Enfrentarlos a que reformulen su respuesta puede aproximarlos a pensar en lo que en realidad indican los subíndices, la asistencia del profesor será de gran ayuda para arribar al concepto de proporción.

Otra estrategia para abordar esta dificultad, consiste en presentar dos muestras de la misma sustancia, de diferente masa, por ejemplo cuarzo (figura 2), para

con ellas argumentar que es evidente que en dos muestras con masas tan diferentes no podemos tener el mismo número de átomos de silicio. Sin embargo, considerando la información contenida en su fórmula química (SiO_2), sí podemos tener la certeza de que el número de átomos de silicio en ambas muestras, será la mitad del número de átomos de oxígeno.



Figura 2. Muestras de cuarzo (SiO_2)

En esta actividad, se introduce el uso del coeficiente para representar el número de veces que está presente una especie química, pero nuevamente es importante mencionar que como no podemos contar moléculas o redes iónicas aisladas, esta cantidad se expresa en moles, o dicho de otra manera, en grupos de 602,200 trillones de dicha sustancia y es por ello que nos referimos a los coeficientes como aquello que indica la cantidad de sustancia presente.

Esta actividad se complementó con un experimento de co-regulación, en el cual se solicitó a los alumnos que una vez completada la columna señalada como “primer borrador”, intercambiaran el documento con otro equipo que completara la columna “comentarios para mejorar el trabajo” y con ello reconsiderar las respuestas iniciales para complementarlas y responder en la columna “definitivo”. Esto se llevó a cabo considerando a Jorba y Sanmartí (1994) quienes refieren que:

Es difícil para un estudiante reconocer inicialmente qué aspectos no son correctos en su producción; pero cuando examina la de los compañeros, acostumbra a identificar tanto los aciertos como los errores y ello le induce, por comparación, a reconocer qué aspectos son los que debe mejorar. (p. 234)

Consideraré importante introducir este tipo de estrategias para desarrollar en los alumnos recursos de regulación de su propio aprendizaje de forma colaborativa. Esto, de acuerdo a Sanmartí (2009), es un proceso largo que requiere cambiar los hábitos de enseñanza tradicionales, ya que pretende que la regulación de los aprendizajes sea, de manera progresiva, responsabilidad de los estudiantes.

El documento utilizado para esta actividad, puede consultarse en el Anexo, Documento 4.

De vuelta al problema...

Es ahora momento de aplicar los conocimientos adquiridos de fórmula química y masa molar para orientar la resolución del problema planteado al inicio de la propuesta: ¿cómo funcionan las “bolsas de aire” de los automóviles?

Sabemos que la “bolsa de aire” se infla con un gas, producto de una reacción química. Este gas es producido por una sustancia constituida por un átomo de sodio, por cada 3 átomos de nitrógeno, la azida de sodio.

¿Qué fórmula expresa la composición de esta sustancia?

¿Cuál es su masa molar? o ¿Cuántos gramos se necesitan para reunir 602,200 trillones de redes iónicas de azida de sodio?

Con la participación de todo el grupo, se debe llegar a la fórmula NaN_3 y a la conclusión de que una mol de dicha sustancia tiene una masa de 65 g, o dicho de otra manera, la masa molar de la azida de sodio es 65 g/mol.

Se puede aprovechar para reflexionar que la fórmula química expresa que el número de átomos de nitrógeno será siempre el triple del número de átomos de sodio.

Actividad 4. “Fierro viejo” sobre ruedas

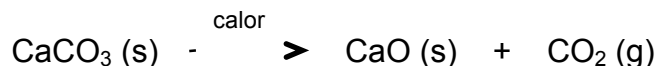
Esta actividad persigue guiar la construcción del concepto de ecuación química como una representación de un proceso químico, mediante la analogía del proceso de armado de bicicletas.

El ejercicio recurre como elemento análogo a un objeto familiar para los estudiantes, en el que sus componentes se pueden identificar fácilmente y conduce a lo largo del cuestionario a pensar en algunas maneras de representar de forma simbólica el proceso de armado de bicicletas completas, primero con imágenes de sus componentes y luego con un código de letras. El objetivo es que los estudiantes visualicen la información que estas representaciones ofrecen respecto al proceso y de manera particular, enfatizar la función de los coeficientes en la representación, como aquello que manifiesta la proporción en la que se requieren los componentes para armar una bicicleta.

Posteriormente se establece de forma plenaria, la correspondencia de la analogía con el tema, ya que la ecuación química es también una representación simbólica de un proceso, en este caso, un cambio químico, proceso que queda representado mediante una flecha, al lado izquierdo de ella se representan los reactivos y al lado derecho los productos. Así, la ecuación química representa el rearrreglo que ocurre entre los átomos de los elementos que componen a las sustancias involucradas en el proceso.

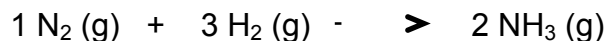
Para ofrecer otra manera de representar y entender el rearrreglo que ocurre a nivel submicroscópico, es oportuno apoyarse en dibujos esquemáticos que representan gráficamente átomos y moléculas “como si se pudieran ver”. Esto permite atender la idea del balance de materia que debe mantenerse en el proceso, de manera que a ambos lados de la flecha el número de átomos de cada elemento sea igual y como consecuencia, la masa también sea la misma (ley de conservación de la masa). De esta manera, es posible justificar el por qué realizamos el balanceo de ecuaciones colocando coeficientes al lado de las fórmulas que así lo requieren en la ecuación química, los cuales a su vez expresan la proporción en la que participan las diferentes especies en el cambio químico. Es importante mencionar que, por convención, una ecuación química debe mostrar la mínima proporción de coeficientes, mientras que, en las representaciones gráficas, es válido variar el número de partículas representadas, siempre y cuando no se pierda la proporción que indican los coeficientes estequiométricos.

Es fundamental reflexionar con los alumnos que la ecuación que representa el proceso de armado de bicicletas la podemos leer como: “se requieren un manubrio, un cuadro, un asiento y un par de ruedas para producir una bicicleta”. Aquí, los coeficientes nos indican que los componentes se requieren en una proporción uno a uno y debido a que las bicicletas son objetos cuyos componentes podemos observar, distinguir y contar a simple vista, es posible tomar una sola unidad de cada componente para producir una sola unidad de bicicleta, o una docena de cada componente para producir una docena de bicicletas. Sin embargo, cuando se trata de sustancias, cuyas partículas son tan extremadamente pequeñas y se encuentran en cantidades tan inmensamente grandes, no podemos considerar un número reducido de partículas como es el caso de unidades aisladas, docenas o gruesas; los químicos nos referimos a la cantidad presente de sustancia en grupos de 602,200 trillones, pues de esa magnitud es la cantidad de partículas implicadas en los procesos químicos cuyos efectos percibimos. Por ejemplo, la ecuación que representa la descomposición del carbonato de calcio:



Se leería: “602,200 trillones de moléculas de carbonato de calcio sólido en presencia de calor, se descomponen en 602,200 trillones de moléculas de óxido de calcio sólido y 602,200 trillones de moléculas de dióxido de carbono gaseoso”. O de manera más simple: “una mol de carbonato de calcio sólido en presencia de calor, se descompone en una mol de óxido de calcio sólido y una mol de dióxido de carbono gaseoso”. En términos de masa, solamente 100 g de carbonato de calcio se descomponen con el calor en 56 g de óxido de calcio y 44 g de dióxido de carbono (Sosa, 2007). Así la ecuación expresa la manera en que se reordena la mol de átomos de calcio, la mol de átomos de carbono y las tres moles de átomos de oxígeno presentes en el carbonato de calcio una vez realizado el calentamiento.

De este ejercicio también se desprende, la noción de proporción o razón estequiométrica en la que participan las sustancias en una reacción química, por ejemplo, en el caso de la ecuación que representa la síntesis del amoníaco:



se ve que la proporción estequiométrica entre el nitrógeno y el hidrógeno es:

$$\frac{1 \text{ mol de moléculas de N}_2}{3 \text{ mol de moléculas de H}_2}$$

Además, el ejercicio también puede aprovecharse como un primer acercamiento a los conceptos de reactivo limitante y reactivo en exceso.

El documento utilizado para esta actividad fue adaptado del ejercicio propuesto por Sosa, Méndez & Islas (2013, pp. 154-155) y puede consultarse en el Anexo, Documento 5.

Actividad 5. Modelaje de un cambio químico

Esta actividad permite visualizar el rearrreglo de partículas que ocurre en la reacción de combustión del metano, modelándola con clips de colores y al mismo tiempo evidenciar que una ecuación balanceada, manifiesta la conservación del número de átomos a ambos lados de la flecha, lo que trae como consecuencia que la ley de conservación de la masa se cumpla. Para comparar la masa involucrada en ambos lados del proceso, los estudiantes son guiados para calcular las masas molares de reactivos y productos, contribuyendo así a reforzar este concepto.

El documento diseñado para esta actividad puede consultarse en el Anexo, Documento 6.

Evaluación. ¿Qué tanto van aprendiendo?

Esta evaluación pretende conocer qué tanto se han incorporado los conocimientos relacionados con ecuación química. Los aspectos evaluados son:

- Información que aporta una ecuación química.
- Balanceo de ecuaciones.
- Proporción estequiométrica.
- Representaciones gráficas.

Aunque no se aprecia dificultad en el contenido evaluado, el propósito es obtener información que nos ayude a tomar decisiones para continuar con la estrategia didáctica, reforzar conceptos que no hayan sido comprendidos, o realizar modificaciones en la propuesta para lograr concretar el aprendizaje de la estequiometría.

El documento utilizado como evaluación puede ser consultado en el Anexo, Documento 7.

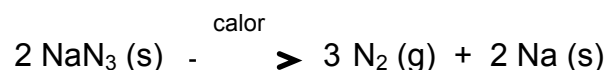
Continuemos resolviendo el problema...

Para continuar resolviendo el problema planteado al inicio de la propuesta, se proporciona la siguiente información:

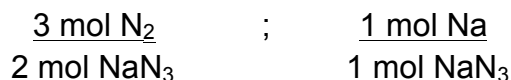
La azida de sodio (NaN_3), es un sólido blanco estable a temperatura ambiente, pero a más de $275\text{ }^\circ\text{C}$, se descompone súbitamente.

De manera plenaria, se debe orientar a los alumnos a contestar las siguientes preguntas:

¿Qué ecuación química balanceada expresa esta reacción?



¿En qué proporción se encuentran los productos, respecto al reactivo?



Inclusive, es conveniente solicitarles que alguien pase al pizarrón a proponer una representación gráfica que exprese el proceso de descomposición de la azida de sodio.

Y para apelar a su creatividad y si el tiempo lo permite, podemos preguntarnos ¿cómo deberá estar diseñado el dispositivo para que esto ocurra? ¿de dónde se obtiene el calor necesario? Los automóviles cuentan con un sensor de colisión que se activa cuando el vehículo desacelera rápidamente, activando un circuito eléctrico que dispara un pulso de calor. El calor es la energía que provoca la descomposición de la azida de sodio, produciéndose así el nitrógeno que infla la bolsa de poliamida que se encuentra plegada dentro del volante y en el tablero.

La investigación en casa de las propiedades de las sustancias producidas (sodio e hidrógeno), permitirá agilizar la siguiente sección de resolución del problema.

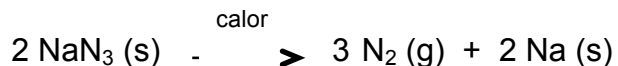
Más sobre le problema... ¿qué tanta azida de sodio requerimos?

Considerando que la bolsa del conductor requiere 50 L de gas nitrógeno para inflarse completamente y la del copiloto 100 L, podemos estimar que estos volúmenes equivalen a 2.23 mol y 4.46 mol de N_2 respectivamente (esta cantidad de sustancia se les proporciona como dato a los estudiantes). ¿Cómo podemos saber qué masa de NaN_3 requiere cada bolsa de aire?

Con los conceptos revisados hasta este punto, los estudiantes deben de estar preparados para cuantificar la reacción que ocurre al interior de la “bolsa de aire” con sólo enfocarse en establecer las proporciones pertinentes, derivadas de las actividades previas. Por tratarse del primer enfrentamiento a cálculos estequiométricos, es importante mostrar los pasos necesarios y el razonamiento utilizado detrás del procedimiento planteado.

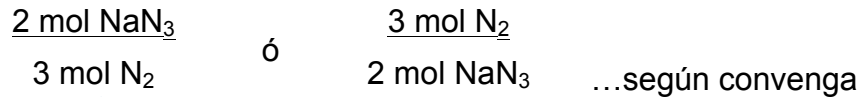
Comenzamos reuniendo la información con que contamos:

1. Ecuación que describe el proceso de descomposición de la azida de sodio:

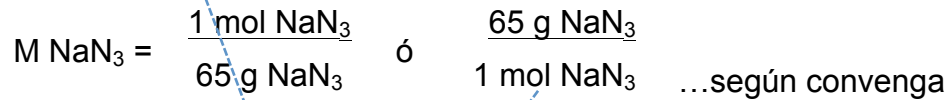


2. Proporción estequiométrica en que participan las sustancias en la reacción:

- N_2 (conocemos la cantidad de sustancia que necesitamos producir)
- NaN_3 (es la sustancia de la que queremos calcular su masa)



3. Masa molar de la azida de sodio: 65 g/mol, que podemos expresar como:



Ahora podemos relacionar todos estos datos para resolver el problema:

$$2.23 \text{ mol } N_2 \times \frac{2 \text{ mol } NaN_3}{3 \text{ mol } N_2} = \boxed{1.486 \text{ mol } NaN_3} \quad \text{cantidad de sustancia de } NaN_3$$

$$1.486 \text{ mol } NaN_3 \times \frac{65 \text{ g } NaN_3}{1 \text{ mol } NaN_3} = \boxed{96.6 \text{ g } NaN_3} \quad \text{masa de } NaN_3$$

Lo que significa que se necesitan 96.6 g de azida de sodio para que se produzca el volumen suficiente de gas nitrógeno (50 L), para inflar la “bolsa de aire” del volante. Los alumnos pueden ahora, intentar calcular la masa de azida de sodio requerida en la “bolsa de aire” del copiloto. Aunque resulta evidente que para producir el doble de volumen de gas, se necesitará el doble de masa de azida de sodio, es conveniente que realicen los cálculos sin emplear el dato de la “bolsa de aire” del piloto.

Conviene analizar que, para realizar estos cálculos, se utilizaron dos proporciones aprendidas en actividades anteriores:

- La proporción estequiométrica definida en la ecuación química, que permite relacionar la cantidad de sustancia conocida de N_2 , con la cantidad de sustancia correspondiente de NaN_3 .
- La masa molar de NaN_3 , que expresada como factor unitario permite convertir cantidad de sustancia (mol), en masa (g).

La resolución de cálculos estequiométricos conviene realizarse empleando análisis dimensional y factores unitarios, entre otras cosas debido a que permite a los alumnos visualizar las proporciones implicadas en el problema, lo cual constituye el enfoque principal de esta propuesta didáctica, para dilucidar los conceptos implicados en el tema de estequiometría.

Pero eso no es todo...

Para continuar comprendiendo el funcionamiento de estos dispositivos, será interesante considerar las propiedades químicas de las sustancias producidas tras la descomposición de la azida de sodio: el sodio y el nitrógeno. Si los alumnos las investigan con antelación, les será posible contestar las siguientes preguntas: ¿existirá algún riesgo de que el gas liberado provoque un incendio? ¿los pasajeros se intoxicarán con el nitrógeno que infla las bolsas de aire? ya que después de que el conductor y el copiloto golpean contra las bolsas infladas, las bolsas se desinflan rápidamente a través de unas perforaciones que tienen las bolsas en la base, liberándose el gas al interior del habitáculo del automóvil.

En cambio, el sodio que es altamente reactivo, es necesario retirarlo del sistema. Para ello el dispositivo contiene también cierta cantidad de nitrato de potasio, KNO_3 que reacciona con el sodio producido, en una reacción en la que se produce óxido de sodio y óxido de potasio y un poco más de gas nitrógeno. ¿Qué ecuación expresa esta reacción? En caso de que los alumnos aún no manejen la nomenclatura necesaria para escribir las fórmulas de los óxidos, convendrá auxiliarlos describiendo su composición, de manera que lleguen a:

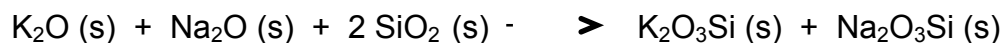


Para continuar ejercitando la resolución de cálculos estequiométricos, abordamos ahora la siguiente pregunta: ¿Qué cantidad de nitrato de potasio requiere cada dispositivo para eliminar todo el sodio presente? Primero será necesario calcular la masa de sodio que se produce en la primer reacción.

Se diseñó un documento para recabar los resultados de los estudiantes, el cual puede consultarse en el Anexo, Documento 8.

Más información sobre el diseño de las "bolsas de aire"...

Inmediatamente después de la reacción que elimina el sodio del sistema, se efectúa una tercera reacción en la que dióxido de silicio transforma los óxidos de sodio y potasio, que también son muy reactivos. En ella se produce vidrio de silicato, inofensivo y estable, la ecuación que describe este proceso es:



Las "bolsas de aire" son prácticamente 100% seguras. A lo largo de 10 años de pruebas, se ha comprobado que sólo un coche entre un millón puede tener algún defecto en su funcionamiento. Esto se debe a que todos los componentes están perfectamente sellados, no pueden moverse ya que el alambre de la conexión eléctrica tiene un recubrimiento de una aleación de oro y plata para evitar su corrosión.

Esta última reacción puede también cuantificarse, o puede simplemente ocuparse para reflexionar en todo el pensamiento químico implicado en el diseño de este sistema de seguridad, que ha reducido en un 30% el riesgo de muerte en accidentes automovilísticos, durante las últimas décadas.

Será oportuno cuestionar a los alumnos sobre la relevancia de poder cuantificar las sustancias que intervienen en un fenómeno químico y analizar cómo repercute la estequiometría también en la industria y en el medio ambiente.

El problema puede extenderse para suponer qué ocurriría si el fabricante colocara una masa menor de nitrato de potasio en el dispositivo (o una masa mayor), para introducir el tema de reactivo limitante y reactivo en exceso, lo cual

además contribuye a evidenciar la importancia de la estequiometría en la optimización del funcionamiento de la “bolsa de aire” y de todos los procesos. Aquí, una estrategia útil es recurrir a las representaciones gráficas para que el alumno visualice la situación en las que no todos los reactivos se consumen.

Actividad 6. Elaboración de un informe

Con la motivación de que los estudiantes contrasten su explicación inicial del funcionamiento de las “bolsas de aire”, con una explicación más profunda, apoyada en los conocimientos adquiridos y en la información proporcionada sobre el diseño del dispositivo, se solicita que redacten un informe final para responder a la pregunta ¿cómo funcionan las “bolsas de aire” de los automóviles? en el que incluyan los siguientes conceptos:

- Estequiometría
- Fórmula química
- Masa molar
- Ecuación química
- Cantidad de sustancia
- Proporción estequiométrica
- Balanceo de ecuaciones
- Ley de conservación de la masa
- Cálculo de masa de una sustancia
- Optimización de procesos
- Importancia de la estequiometría

Evaluación final

Para evaluar el tema de estequiometría, se diseñaron algunas preguntas para indagar si se habían adquirido las principales ideas conceptuales, además de problemas cuya resolución exige la aplicación de cálculos estequiométricos. Estos ejercicios, aplicados en dos evaluaciones diferentes (primer y tercer parcial) se incluyen en el Anexo, Documento 9 y 10.

V. RESULTADOS DE LA APLICACIÓN DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA

Evaluación diagnóstica

Se aplicó al inicio del semestre, la resolvieron 16, de los 18 alumnos inscritos. En ella se consideraron los siguientes aspectos:

a) Expresión de cantidades en diferentes unidades de conteo

En el cuadro 3 se presentan los resultados de las primeras cuatro preguntas, diseñadas para evaluar esta habilidad.

Podemos observar que los alumnos presentan especial dificultad para agrupar números grandes (6 mil millones), particularmente en grupos grandes (millones).

Cuadro 3. Resultados de las preguntas 1-4.
Expresión de cantidades en diferentes unidades de conteo (% de logro).

	docenas	tercias	gruesas	millones
1928	75	68	75	62
6 mil millones	62	50	37	37
6	87	87	75	68
0.36	87	81	62	62
144	100	93	100	62
0.00840	81	81	62	56

Aún cuando la resolución de estos ejercicios solamente involucra una operación fundamental, conocida por los estudiantes, la división; los resultados reflejan que manejar cifras del orden de miles de millones se les dificulta, probablemente debido a que comúnmente no las utilizan y a la falta de confianza en el uso de notación exponencial. Sorprende que no recurran simplemente a la lógica en el caso de agrupar 6 mil millones, en millones. Sin embargo, resulta inesperado que no muestren tanta dificultad para el manejo de cantidades pequeñas (0.00840), excepto en el caso de agruparlas en cantidades grandes (millones).

El 75% de los alumnos selecciona la manera más conveniente de agrupar las cantidades en cuestión, los alumnos restantes no contestaron (pregunta 5).

b) Uso de notación exponencial.

Los resultados de las preguntas relacionadas (preguntas 6 y 7), arrojaron un porcentaje de logro del 33%, lo cual puede ser una explicación de los resultados observados en las primeras cuatro preguntas. Este bajo desempeño, refleja que los estudiantes no expresan, ni interpretan adecuadamente cantidades representadas en potencias de diez.

c) Planteamiento de relaciones proporcionales.

Las primeras tres preguntas del ejercicio 8, solicitan a los alumnos que establezcan la relación proporcional entre dos ingredientes de una receta de cocina, los chiles en nogada, en el cual muestran un 66% de logro. Del total de alumnos que realizaron esta evaluación, el 18% no responde estas preguntas.

d) Cálculo de una cantidad proporcional.

En el contexto de la misma receta de cocina, en dos preguntas del ejercicio 8, se le pide a los alumnos que calculen la cantidad de uno de los ingredientes necesarios en la receta, ahora suponiendo que se desea preparar un número diferente de chiles en nogada. A este ejercicio respondieron con un 59% de éxito y de igual manera el 18% no responde estas preguntas.

e) Conocimientos previos relacionados con reacción y ecuación química.

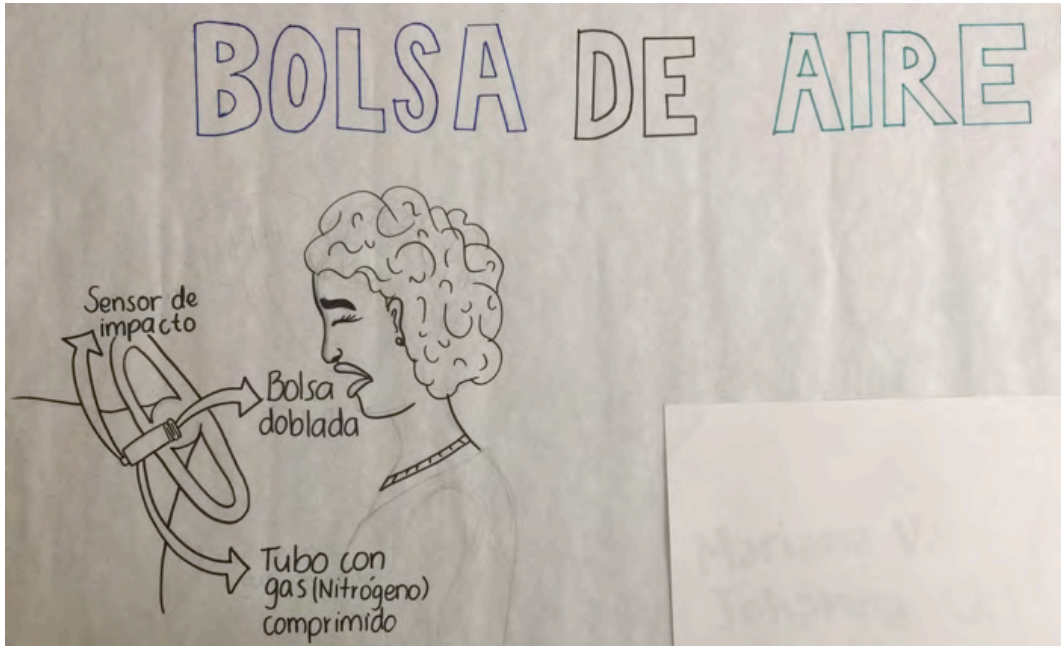
Los resultados de las preguntas 9 a 12 muestran un 40% de logro. Si bien algunos alumnos definen correctamente reacción y ecuación química, no consiguen interpretar información contenida en una ecuación química dada.

En general estos resultados indican que los alumnos no contaban con los antecedentes de aritmética necesarios para abordar el tema de estequiometría, por ello se consideró necesario resolver los ejercicios en conjunto y aprovechar las oportunidades que se presentaban durante el desarrollo de la clase, para hacer referencia a dichas habilidades.

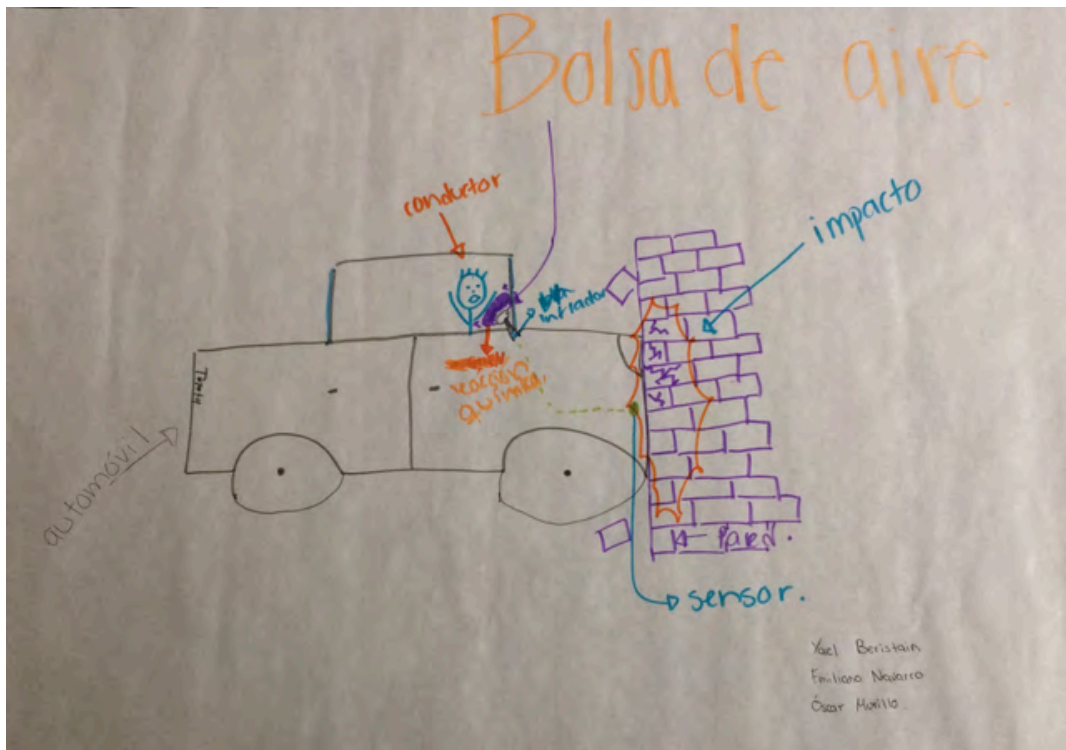
Planteamiento del problema ¿cómo funcionan las “bolsas de aire” de los automóviles?

Una sesión previa al inicio de la aplicación de la propuesta didáctica, se tomaron como referencia cifras del perfil nacional de accidentes de tránsito del año 2013, para ejercitar sobre el uso, interpretación e importancia de las relaciones proporcionales en la comprensión de este tipo de información. Este ejercicio nos sirvió, para introducir el tema de las “bolsas de aire” de los automóviles como un desarrollo tecnológico que ha repercutido importantemente en la disminución de las cifras de muertos como resultado de accidentes automovilísticos. Presentamos entonces el video de su funcionamiento y los chicos se agruparon en equipos de 3 para dar respuesta a la pregunta planteada.

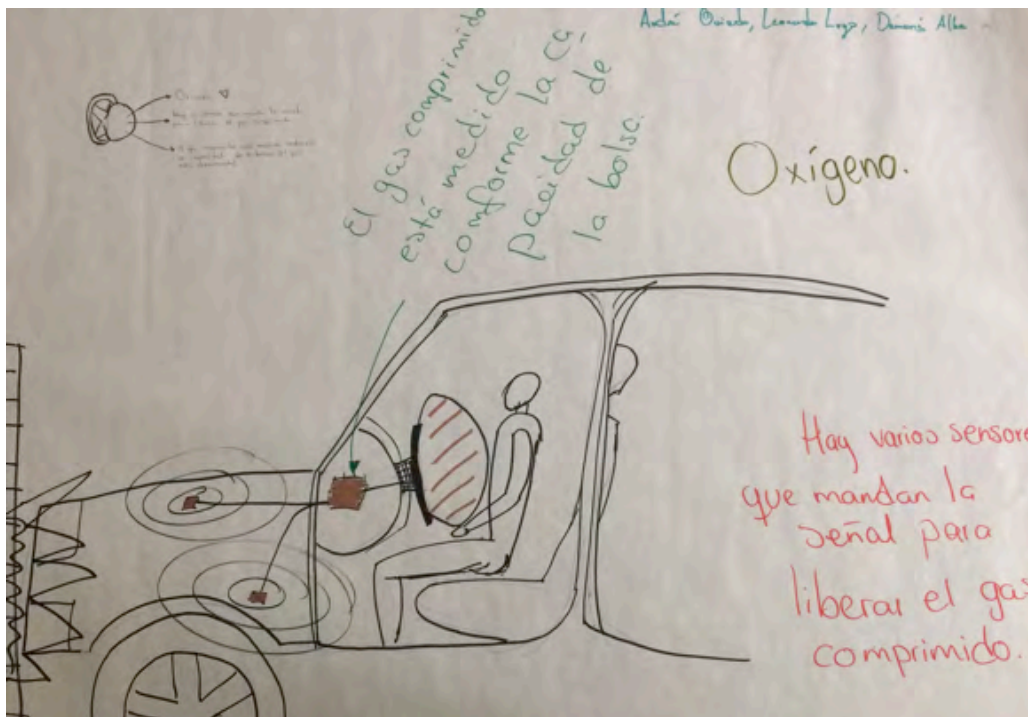
De la exposición de los 6 equipos formados, se observó que la mayoría concebía el funcionamiento de las “bolsas de aire” como un sistema que utilizaba un gas almacenado en el automóvil para inflar las bolsas en caso de una colisión, solamente un equipo propuso que el gas responsable de llenar las bolsas era producto de una reacción química. Respecto a la naturaleza del gas, mencionaron oxígeno, aire y nitrógeno comprimidos al interior del vehículo, pero sin tener una idea clara de su procedencia. En la figura 3 se muestran algunos ejemplos de las explicaciones presentadas por los alumnos.



“En el sistema hay gas comprimido que con la presión hace que salga la bolsa como en una olla express...”



“Para que la bolsa se infle en cuestión de milisegundos, debe haber diferentes sustancias que al reaccionar producen otro gas...”



“Sistemas de sensores provocan que se libere aire comprimido recolectado, la presión hace que se suelten la bolsa y el aire...”

“La bolsa no se llena completamente para amortiguar el golpe...”

Figura 3. Ejemplos de explicaciones presentadas por los alumnos.

La propuesta del gas producido mediante una reacción química resultó convincente a los alumnos, tras los cuestionamientos que surgieron al imaginar la masa y el volumen que tendría un tanque de gas instalado en el interior del automóvil y el riesgo que éste representaría a los ocupantes.

Actividad 1. El Universo RAVAz

Los alumnos realizaron esta actividad en parejas, fácilmente armaron las construcciones que se solicitaron, asignaron la fórmula que correspondía en cada caso y realizaron el cálculo de la masa de cada “sustancia”.

El ejercicio se revisó en el pizarrón y se analizó que, así como sus fórmulas eran una representación de las construcciones de clips de colores y expresaban su composición, las fórmulas químicas también representan y expresan la composición de las sustancias.

Además se introdujo el concepto de masa molar, cómo calcularla y se analizaron las similitudes y diferencias respecto a lo que hicieron en la actividad. En la figura 4 se muestra una selección de los ejercicios presentados por los alumnos.

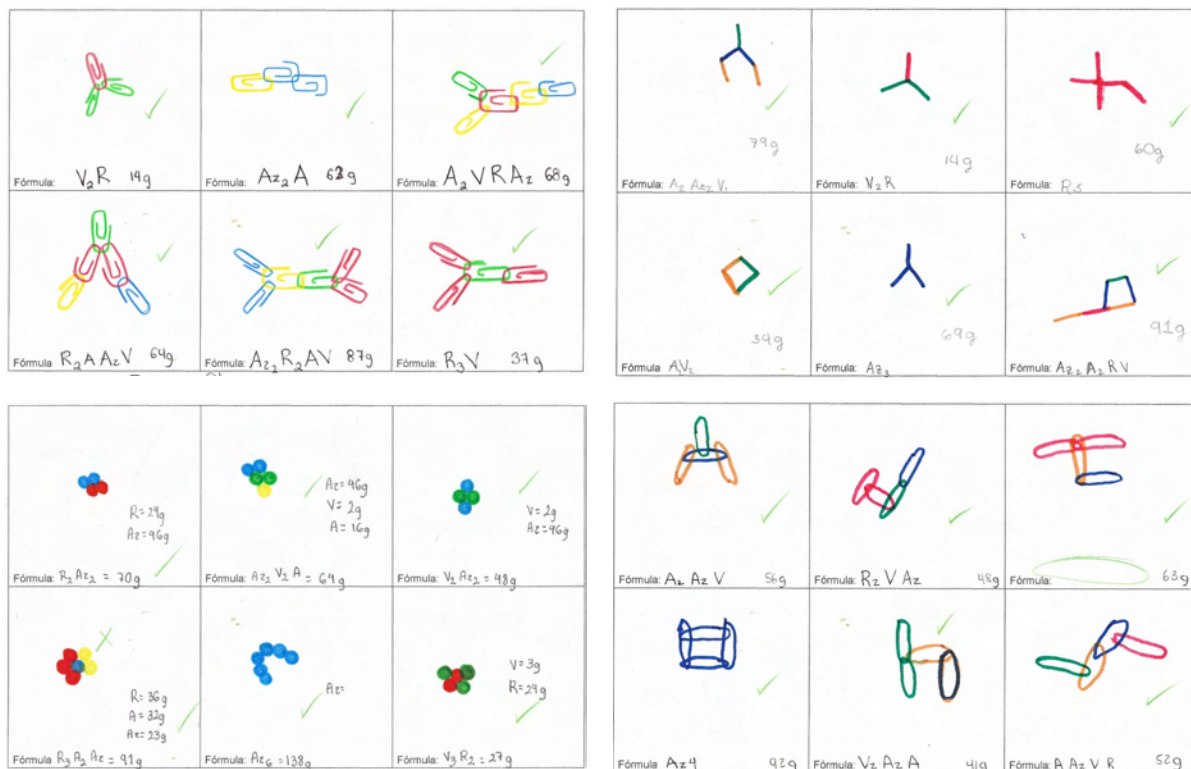


Figura 4. Ejemplos de ejercicios presentados por los alumnos

Actividad 2. Fórmulas Químicas

Esta actividad se realizó en parejas. El ejercicio de describir la composición de una sustancia mediante lo que expresa su fórmula química, o representar mediante una fórmula la composición de una sustancia, se realizó sin mayor dificultad. Aunque no se percibe una absoluta conciencia de que la fórmula química expresa la proporción en la que se combinan los elementos que constituyen la sustancia, más que la cantidad de átomos de cada elemento presente. Esto claramente se refleja en la respuesta que dan a la pregunta ¿qué expresa una fórmula química?, en la que seis equipos de un total de nueve (66.6%), la responden como “la cantidad de átomos de un elemento presente en

la sustancia”. En la figura 5 se muestra una selección de los ejercicios presentados por los alumnos, en donde se aprecian ambos tipos de respuestas.

Fórmula	Expresa un compuesto constituido por:
Na_2S	2 átomos de sodio por cada átomo de azufre
H_2SO_4	2 átomos de hidrógeno por cada átomo de azufre y 4 de oxígeno
CO_2	2 átomos de oxígeno por cada átomo de carbono
H_3N	3 átomos de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno
KClO_3	3 átomos de oxígeno por cada átomo de potasio y cloro
$\text{C}_2\text{O}_4\text{H}_6$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Fe_2O_3	2 átomos de hierro por cada 3 átomos de oxígeno
H_2O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Cl_2Ca	2 átomos de cloro por cada átomo de calcio

¿Qué expresa una fórmula química?
 un compuesto químico, sus componentes y la proporción en la que se encuentran

Fórmula	Expresa un compuesto constituido por:
Na_2S	2 átomos de sodio por cada átomo de azufre
H_2SO_4	2 átomos de hidrógeno por uno de azufre, 4 átomos de oxígeno por uno de azufre.
$\text{O}_2\text{C} = \text{CO}_2$	2 átomos de oxígeno por cada átomo de carbono
H_3N	3 átomos de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno
KClO_3	1 átomo de potasio por cada uno de cloro, 3 átomos de oxígeno por cada uno de cloro.
$\text{H}_6\text{C}_2\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Fe_2O_3	2 átomos de hierro por cada 3 de oxígeno.
H_2O	$\begin{array}{c} \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
Cl_2Ca	2 átomos de cloro por cada átomo de calcio

¿Qué expresa una fórmula química?
 la cantidad de átomos que conforman una fórmula química.

Figura 5. Ejemplos de ejercicios presentados por los alumnos.

Actividad 3. Construcción del código que define las fórmulas químicas

Nuevamente se observa confusión al definir lo que expresan los subíndices en una fórmula química, solamente dos parejas de las nueve formadas para resolver esta actividad (22.2%) los definen correctamente como “la proporción de átomos de cada elemento”, las siete restantes (77.8%) recurren a las palabras “cantidad” o “número” para expresar su respuesta.

Respecto a los coeficientes, tres parejas (33.3%) definen de manera adecuada que expresan “cantidad de sustancia” o “número de moles”, las seis parejas restantes (66.7%) no utilizan la mol como recurso, refieren su respuesta a “número” de veces que se repite la sustancia, o “número” de moléculas (55.5%), lo cual también sugiere que los alumnos confunden los términos mol y molécula y los utilizan de manera indistinta.

El ejercicio de co-evaluación, salvo en pequeñas excepciones, no fue tomado con la seriedad que requiere una actividad de esta naturaleza. Los alumnos

revisaron las respuestas de otros equipos de manera superficial y escribieron comentarios poco críticos respecto a las definiciones dadas por los compañeros; como consecuencia, en general no aprovecharon los comentarios de los compañeros para mejorar su trabajo. Este ejercicio de manera aislada no pretendía provocar una transformación en el comportamiento de los alumnos respecto a la regulación colaborativa de su aprendizaje, esto requiere un esfuerzo continuo para crear conciencia en los estudiantes y cosechar sus frutos, sin embargo constituye un ejemplo de una herramienta que nos permite cambiando los hábitos de evaluación tradicionales. En la figura 6 se muestran algunos ejemplos de los ejercicios presentados por los alumnos.

Primer borrador	Comentarios para mejorar el trabajo	Definitivo (considerando los comentarios)
<p>Letras: Elemento</p> <p>Subíndices: Cantidad de átomos del elemento</p> <p>Coefficientes: Cantidad de la sustancia</p>	<p>Los elementos de la sustancia</p> <p>Bien hecho 😊</p> <p>Cantidad de veces que se repite la sustancia</p>	<p>Símbolo del elemento</p> <p>Cantidad de átomos del elemento</p> <p>Veces que se repite la sustancia</p>
<p>Letras: Elemento</p> <p>Subíndices: Cantidad de átomos</p> <p>Coefficientes: Número de mol</p>	<p>En el segundo y tercero pudieron ampliar su respuesta</p>	<p>La letra representa el elemento.</p> <p>Significa la cantidad de átomos de un elemento</p> <p>Significa la cantidad de mol.</p>

Figura 6. Ejemplos de ejercicios presentados por los alumnos.

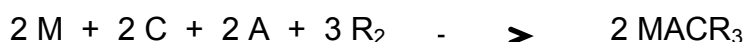
De vuelta al problema...

De acuerdo con lo planteado en la propuesta didáctica y partiendo de la proporción de átomos que constituyen a la sustancia, los alumnos, guiados por el docente, propusieron una fórmula para la azida de sodio que expresaba acertadamente su composición y calcularon correctamente su masa molar.

Actividad 4. “Fierro viejo” sobre ruedas

En general, este ejercicio fue fácil de resolver, considero que el hecho de que la ecuación de armado de bicicletas presente coeficientes iguales, no permite a los alumnos enfrentar la necesidad de la proporción.

El ejercicio tampoco permite observar que “R₂” expresa el componente “par de ruedas” y es un componente diferente a “R”, lo cual influye en la proporción (coeficiente) de dichos componentes en el proceso. Esta reflexión se llevó a cabo de manera grupal, aprovechando para cuestionar sus respuestas a la pregunta 14, ¿qué ecuación expresaría el proceso de construcción de triciclos?, a la que todos respondieron utilizando “R₃” para expresar el componente ruedas. Para profundizar en este análisis les planteé distintas ecuaciones que podrían representar el proceso:



Aunque las tres ecuaciones describen correctamente el proceso de armado de triciclos, la representación del componente rueda es diferente: “trío de ruedas” (R₃), “ruedas” (R) y “par de ruedas” (R₂), lo cual en el mundo de la química expresaría tres sustancias diferentes y por tanto procesos químicos diferentes, con diferentes proporciones estequiométricas. Algunos ejemplos de esta actividad se muestran en la figura 7.

Fierro viejo sobre ruedas

El dueño de un centro de acopio de "fierro viejo" ha encontrado y guardado piezas de bicicletas. La imagen muestra cómo las acomodó en contenedores, ya que planea aprovecharlas para armar estos vehículos y posteriormente venderlos. Ayúdale a encontrar el número de bicicletas que puede construir.

- ¿Cuántas bicicletas podrá armar con las piezas recolectadas?
✓ 4 bicicletas completas.
- ¿Por qué no podrá armar más?
✓ Porque solo hay 4 manubrios.
- Representa mediante una ecuación el proceso de reúso, el número total de piezas separadas que se tienen al inicio y el número de bicicletas que se construyeron con ellas.
✓ $4 \text{ manubrios} + 6 \text{ cuadros} + 5 \text{ asientos} + 12 \text{ ruedas} \rightarrow 4 \text{ bicicletas}$
- Para cada tipo de pieza, cuenta el número que hay antes y después de la flecha. ¿Es el mismo número de piezas? ¿Cuántas y cuáles sobraron?
✓

	antes	después	sobran
manubrios	4	4	0
cuadros	6	4	2
asientos	5	4	1
ruedas	12	8	4

5. Puedes abreviar esta ecuación usando el siguiente código:

C = cuadro R₂ = par de ruedas M = manubrio
A = asiento MCAR₂ = bicicleta

$$4M + 4C + 4A + 4R_2 \rightarrow 4MCAR_2$$

- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de esta representación en comparación con la anterior? Las ventajas de esta ecuación son que incluye los elementos necesarios para armar el número posible de bicicletas. Para nuestro punto de vista no hay desventajas.
- ¿Cuántas ruedas se requieren para construir cuatro bicicletas?
✓ 8 ruedas. $4R_2$
- ¿Qué significa el subíndice 2 que aparece junto al símbolo de rueda? Es la cantidad absoluta que se requiere para armar cierto número de bicicletas.
- Si el dueño del centro de acopio quisiera construir 6 bicicletas ¿cómo cambiaría la ecuación?
✓ $6M + 6C + 6A + 6R_2 \rightarrow 6MCAR_2$
- Elabora una ecuación general que exprese el proceso de construcción de 1, 5, 6 o más bicicletas
✓ $M + C + A + R_2 \rightarrow MCAR_2$
- ¿Qué sucedería si los asientos vinieran unidos al cuadro? ¿Cómo representarías la ecuación general?
✓ $MC + A + R_2 \rightarrow MCAR_2$ $\Delta MC?$
- Si ahora los cuadros vinieran con las ruedas integradas ¿Cómo representarías la ecuación general?
✓ $MCR_2 + A \rightarrow MCR_2A$ $\Delta MCR_2?$
- Si se pudieran utilizar las mismas piezas para armar triciclos ¿Cuántos podría armar?
✓ ~~4 triciclos~~ 4 triciclos.
- ¿Qué ecuación expresaría el proceso de construcción de triciclos?
✓ $2M + 2C + 2A + 2R_3 \rightarrow 2MCA R_3$
- ¿Piensas que los números que se escriben a la izquierda de cada símbolo son importantes para saber cuántas triciclos o bicicletas pueden armarse? ¿Por qué?
✓ Sí, porque es la cantidad que se requiere para armar las bicicletas.
- ¿En qué proporción se encuentran las ruedas respecto a los cuadros en la ecuación de armado de triciclos?
 $\frac{1 \text{ cuadro}}{3 \text{ ruedas}}$

Fierro viejo sobre ruedas

El dueño de un centro de acopio de "fierro viejo" ha encontrado y guardado piezas de bicicletas. La imagen muestra cómo las acomodó en contenedores, ya que planea aprovecharlas para armar estos vehículos y posteriormente venderlos. Ayúdale a encontrar el número de bicicletas que puede construir.

- ¿Cuántas bicicletas podrá armar con las piezas recolectadas?
✓ 4
- ¿Por qué no podrá armar más?
✓ por que le faltarian piezas (volante, asiento)
- Representa mediante una ecuación el proceso de reúso, el número total de piezas separadas que se tienen al inicio y el número de bicicletas que se construyeron con ellas.
✓ $4 \text{ manubrios} + 6 \text{ cuadros} + 4 \text{ asientos} + 8 \text{ ruedas} \rightarrow 4 \text{ bicicletas}$
- Para cada tipo de pieza, cuenta el número que hay antes y después de la flecha. ¿Es el mismo número de piezas? ¿Cuántas y cuáles sobraron?
✓

	antes	después	sobran
manubrios	4	4	0
cuadros	6	4	2
asientos	5	4	1
ruedas	12	8	4

5. Puedes abreviar esta ecuación usando el siguiente código:

C = cuadro R₂ = par de ruedas M = manubrio
A = asiento MCAR₂ = bicicleta

$$4M + 4C + 4A + 4R_2 \rightarrow 4MCAR_2$$

- ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de esta representación en comparación con la anterior? Es más fácil la anterior por sus ejemplos usuales.
- ¿Cuántas ruedas se requieren para construir cuatro bicicletas?
✓ 8, 4 pares
- ¿Qué significa el subíndice 2 que aparece junto al símbolo de rueda? Proporción en la que se encuentran (pares)
- Si el dueño del centro de acopio quisiera construir 6 bicicletas ¿cómo cambiaría la ecuación?
✓ $6M + 6C + 6A + 6R_2 \rightarrow 6MCAR_2$
- Elabora una ecuación general que exprese el proceso de construcción de 1, 5, 6 o más bicicletas
✓ $M + C + A + R_2 \rightarrow MCAR_2$
- ¿Qué sucedería si los asientos vinieran unidos al cuadro? ¿Cómo representarías la ecuación general?
✓ $M + CA + R_2 \rightarrow MCA R_2$
- Si ahora los cuadros vinieran con las ruedas integradas ¿Cómo representarías la ecuación general?
✓ $M + A + CR_2 \rightarrow MCA R_2$
- Si se pudieran utilizar las mismas piezas para armar triciclos ¿Cuántos podría armar?
✓ 4
- ¿Qué ecuación expresaría el proceso de construcción de triciclos?
✓ $4M + 4C + 4A + 4R_3 \rightarrow 4MCA R_3$
- ¿Piensas que los números que se escriben a la izquierda de cada símbolo son importantes para saber cuántas triciclos o bicicletas pueden armarse? ¿Por qué?
✓ Sí, porque representan la cantidad de objetos (mo.)
- ¿En qué proporción se encuentran las ruedas respecto a los cuadros en la ecuación de armado de triciclos?
1 a 3

1 cuadro por cada 3 ruedas.

Figura 7. Ejemplos de ejercicios presentados por los alumnos.

Actividad 5. Modelaje de un cambio químico

Los alumnos, organizados en parejas modelaron de manera lúdica el proceso de combustión del metano utilizando clips de colores, solo un equipo cometió el error de no mostrar la proporción mínima de coeficientes en su representación, lo cual se aprovechó para comentar a todo el grupo que esa representación no era del todo equivocada, ya que la proporción estequiométrica era correcta, sin embargo, el modelo no cumplía la convención utilizada en química. La figura 8 muestra algunos ejemplos de las fotos capturadas por los alumnos.

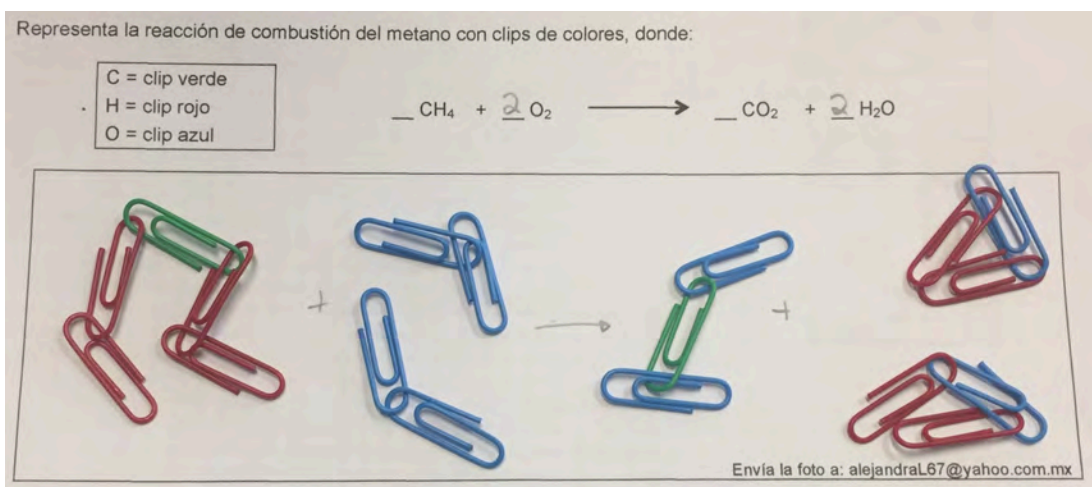
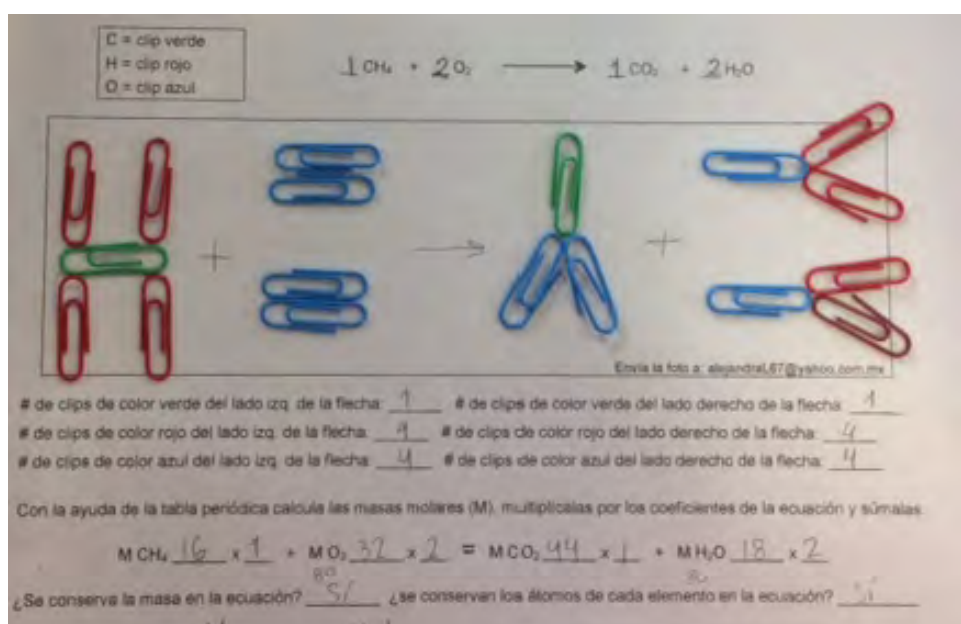


Figura 8. Modelaje con clips de colores de la reacción de combustión del metano.

Evaluación intermedia. ¿Qué tanto van aprendiendo?

Esta evaluación se respondió en grupos de dos estudiantes, los aspectos que evalúa y los resultados obtenidos se muestran en el siguiente cuadro:

Cuadro 4. Resultados de la evaluación (% de logro).

Aspectos a evaluar	Categoría	Resultados
Información que contiene una ecuación química. (pregunta 3)	– Cantidad de sustancia	88.9
	– Nombre de sustancia	88.9
	– Estado de agregación	88.9
	– Reacciona con../Se produce...	77.8
Balanceo de ecuaciones. (pregunta 5)	Coefficientes correctos en su mínima proporción.	100
Los coeficientes indican proporción entre sustancias involucradas. (preguntas 6 – 9)	Proporción estequiométrica entre sustancias.	77.8
Representaciones gráficas de reacciones químicas. (preguntas 4 y 10)		

Como podemos ver, los resultados muestran una buena comprensión de los contenidos que considero más relevantes relacionados con el tema de ecuación química.

Los alumnos interpretan y expresan adecuadamente la información que aporta la ecuación química, aunque olvidan en ocasiones el significado del signo “+” y de la flecha, utilizándolos de forma similar a una ecuación matemática, por ello aproveché para comentarles que la ecuación constituye parte del lenguaje desarrollado por la química, donde se utiliza el símbolo de la adición para expresar la participación de varias sustancias, ya sean reactivos o productos y la flecha, que significa “produce” o “forma”, para expresar el hecho de que ocurre un proceso, la reacción química. Además, mencioné que se denomina “ecuación” por que muestra la conservación de la masa, a través de la igualdad en el número de átomos a ambos lados de la flecha.

Comúnmente el balanceo trivial de ecuaciones no constituye una dificultad para la mayoría de los alumnos, esto coincide con los resultados que se aprecian en el cuadro 4, con relación a esta actividad.

Para evaluar la habilidad de reconocer la proporción estequiométrica se diseñaron varias preguntas en las que se solicitó tanto de manera directa, la proporción en la que se encontraba un reactivo respecto a otro, como de manera indirecta, a través de representaciones gráficas. En este aspecto también se desempeñaron satisfactoriamente.

Las preguntas relacionadas con la definición de reacción y ecuación química no fueron incluidas en el cuadro 4, por considerarlas preguntas tradicionales que los estudiantes suelen memorizar. En la figura 9 podemos ver algunos ejemplos de esta evaluación.

1. Explica qué es una reacción química
Es cuando varios elementos reaccionan entre sí.

2. Explica qué es una ecuación química
Es la representación gráfica de la reacción.

3. Describe sólo con palabras, (no uses signos) cómo se leen las siguientes ecuaciones químicas:


$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$

1 mol de nitrógeno en fase gaseosa reacciona con 3 moles de hidrógeno en fase gaseosa y produce 2 moles de hidruro de nitrógeno.

$$\text{KBr}(\text{ac}) + \text{AgNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{AgBr}(\text{s})$$

1 mol de bromuro de potasio acuoso reacciona con nitrato de plata acuoso y produce nitrato de potasio acuoso y bromuro de plata sólido.
¿Se produce algún precipitado? ¿Cuál?
Sí el $\text{AgBr}(\text{s})$.

4. En la siguiente representación gráfica de la reacción de producción de amoníaco, completa el recuadro de los reactivos, de manera que se conserve la proporción representada en los productos y en la ecuación química correspondiente



5. Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas:

$$1\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$3\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{CrCl}_3(\text{ac}) \rightarrow 3\text{MgCl}_2(\text{ac}) + 2\text{Cr}(\text{s})$$

6. De acuerdo con la ecuación balanceada ¿en qué proporción se encuentran el gas propano y el agua?

$$\frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{4 \text{ mol H}_2\text{O}}$$

7. ¿Y el dióxido de carbono y el oxígeno?

$$\frac{3 \text{ mol CO}_2}{5 \text{ mol O}_2}$$

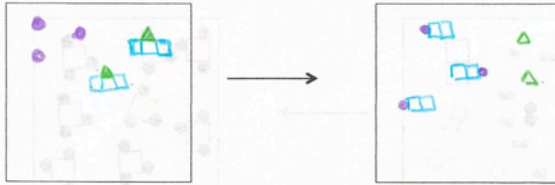
8. ¿En qué proporción se encuentran el cloruro de cromo III y el magnesio (Mg)?

$$\frac{2 \text{ mol CrCl}_3}{3 \text{ mol Mg}}$$

9. ¿En las ecuaciones químicas balanceadas, ¿qué es lo que te indica las proporciones que respondiste en las preguntas 6, 7 y 8?

el coeficiente

10. Elabora una representación de partículas de alguna de las dos ecuaciones que balanceaste



1. Explica qué es una reacción química
 cuando dos átomos en la cual se reacomodan los enlaces y libera energía. for man nuevas sustancias

2. Explica qué es una ecuación química
 Representación de una reacción química

3. Describe sólo con palabras, (no uses signos) cómo se leen las siguientes ecuaciones químicas:

$$\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$$
 un mol de nitrógeno gaseoso, más 3 moles de hidrógeno gaseoso, reacciona y forma 2 moles hidruro de nitrógeno gaseoso.

$$\text{KBr}(\text{ac}) + \text{AgNO}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{KNO}_3(\text{ac}) + \text{AgBr}(\text{s})$$
 1 mol de Bromuro de potasio en disolución acuosa más 1 mol de nitrato de plata en disolución acuosa reaccionan formando 1 mol de nitrato de potasio en disolución acuosa y 1 mol de Bromuro de Plata precipitado. ¿Cual? Si Bromuro de Plata

4. En la siguiente representación gráfica de la reacción de producción de amoníaco, completa el recuadro de los reactivos, de manera que se conserve la proporción representada en los productos y en la ecuación química correspondiente

5. Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas:

$$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2(\text{g}) + 4\text{H}_2\text{O}(\text{g})$$

$$\text{Mg}(\text{s}) + \text{CrCl}_3(\text{ac}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{ac}) + \text{Cr}(\text{s})$$

$$3\text{Mg}(\text{s}) + 2\text{CrCl}_3(\text{ac}) \rightarrow 3\text{MgCl}_2(\text{ac}) + 2\text{Cr}(\text{s})$$

6. De acuerdo con la ecuación balanceada ¿en qué proporción se encuentran el gas propano y el agua?
 1 mol C₃H₈ for Un mol de F
 4 mol H₂O 4 de agua.

7. ¿Y el dióxido de carbono y el oxígeno?

$$\text{C}_3\text{H}_8 + 5\text{O}_2 \rightarrow 3\text{CO}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$$

8. ¿En qué proporción se encuentran el cloruro de cromo III y el magnesio (Mg)?
 3 mol Mg
 2 mol CrCl₃

9. ¿En las ecuaciones químicas balanceadas, ¿qué es lo que te indica las proporciones que respondiste en las preguntas 6, 7 y 8?
 el número de moles que se utilizan

10. Elabora una representación de partículas de alguna de las dos ecuaciones que balanceaste

Figura 9. Ejemplos de evaluaciones realizadas por los alumnos

Continuemos resolviendo el problema...

Los alumnos, ante la descripción del proceso de descomposición que sufre la azida de sodio, propusieron exitosamente una ecuación química balanceada que expresa este proceso.

Más sobre le problema: ¿qué tanta azida de sodio requerimos?...

Para calcular la masa de azida de sodio que requiere la “bolsa de aire” del piloto, se efectuaron los cálculos en el pizarrón, de acuerdo al procedimiento que se muestra en la metodología. Una vez obtenida la masa de azida de sodio necesaria para el sistema del piloto, realicé con la participación de los alumnos, los cálculos para la del copiloto.

Pero eso no es todo...

Los alumnos continuaron resolviendo el problema, proponiendo una ecuación para representar el proceso en el que sodio, producto de la descomposición de la azida de sodio, es transformado en óxidos de sodio y potasio gracias a la reacción con nitrato de potasio. Cuantificaron tanto la cantidad de sustancia de sodio producida, como la masa de nitrato de potasio requerida para eliminarlo por completo. Debido a que nuevamente requirieron mucho apoyo para relacionar adecuadamente las proporciones de las que nos podemos valer para calcular las cantidades solicitadas, este ejercicio no fue evaluado.

Ya que el programa de estudios del CCH no considera el tema de reactivo limitante dentro de los temas a desarrollar en el curso de Química II, no nos detuvimos a analizar qué repercusiones tendría que el fabricante emplea mayor o menor cantidad de nitrato de potasio en el sistema.

Más información sobre el diseño de las "bolsas de aire"...

La última reacción implicada en el funcionamiento de la "bolsa de aire", para dejar como residuos sustancias estables e inofensivas para los ocupantes del vehículo que sufre una colisión, no fue cuantificada. Sólo se mostró la ecuación química, se balanceó y se proporcionó la información relacionada con la eficiencia de este dispositivo, para que los alumnos dimensionaran toda la química involucrada en su diseño y cómo la estequiometría juega un papel fundamental en su adecuado desempeño.

Actividad 6. Elaboración de un informe

Los alumnos elaboraron en grupos de hasta cuatro integrantes un informe final para dar respuesta al problema, en general parecían muy entusiasmados de poder proporcionar una explicación sobre el funcionamiento de un sistema cuyo diseño se fundamenta en reacciones químicas que ocurren en su interior tanto para liberar el gas que llena las "bolsas de aire", como para asegurar que los residuos no arriesguen la seguridad de las personas que sufren el accidente

automovilístico. Todos los estudiantes enfocaron el informe para resolver el problema, desarrollando poco los conceptos químicos abordados durante la aplicación de la propuesta didáctica.

Evaluación del tema (primer parcial)

Dos semanas después de haber concluido la intervención didáctica, la maestra responsable del grupo realizó la evaluación de la unidad, en ella se incluyeron preguntas conceptuales y un problema para resolver mediante la aplicación de cálculos estequiométricos, todo ello relacionado con la producción del amoníaco. La evaluación la respondieron los alumnos en parejas y los aspectos evaluados, así como los resultados obtenidos se muestran en el siguiente cuadro.




Cuadro 5. Resultados de la evaluación, primer parcial (% de logro).

Aspectos a evaluar	Resultados
Balanceo de ecuaciones.	100
Cálculos estequiométricos (masa). *	44.4
Proporción estequiométrica (2 preguntas).	88.9
Conservación de la masa.	88.9
Proporción estequiométrica (representaciones gráficas). **	66.7
Información que contiene una ecuación química.	100
Cálculos estequiométricos (masa).	55.5
Manejo adecuado de notación exponencial (números grandes).	44.4

Como podemos ver los resultados son aceptables, con excepción del rubro de cálculos estequiométricos. El manejo de notación exponencial fue enlistado de manera independiente, con la intención de identificarlo como otro aspecto en el que los alumnos muestran dificultad y que como bien sabemos, constituye una habilidad necesaria para resolver problemas de estequiometría.

En el cuadro 5 se señalan con asteriscos los aspectos que fueron interpretados por los alumnos de manera diferente a la esperada, mismos que se detallan en el cuadro 6. La instrucción solicitaba indicar si los enunciados eran falsos o verdaderos (F o V), en caso de ser falsos, escribirlos en forma correcta. En ambos casos, los enunciados eran falsos.

Cuadro 6. Preguntas interpretadas de manera diferente a la esperada

* Enunciado	Para producir 2 g de amoniaco, se necesitan 1 g de N ₂ y 3 g de H ₂ .
Respuesta esperada	Para producir 2 moles de amoniaco, se necesitan 1 mol de N ₂ y 3 mol de H ₂ .
Respuesta obtenida 100%	Para producir 2 g de amoniaco, se necesitan 1.64 g de N ₂ y 0.35 g de H ₂ .
** Enunciado	Es una representación gráfica de la reacción: 
Respuesta esperada	
Respuesta obtenida 83.3%	

Como se puede observar, la pregunta marcada como *, pretendía evaluar si los chicos interpretaban adecuadamente la información expresada en la ecuación química, sin embargo los cuatro equipos que respondieron acertadamente (100%), la interpretaron como una pregunta que solicitaba realizar los cálculos pertinentes para saber la masa requerida de reactivos (hidrógeno y nitrógeno),

para producir 2 g de amoníaco. Esta interpretación convierte una pregunta de fácil respuesta en una de mayor complejidad, interpretada de esta manera menos del 50% responde con éxito esta pregunta.

En la pregunta marcada como ** ocurre el fenómeno inverso, la pregunta pretendía que completaran la representación gráfica añadiendo un esquema en el cuadro de los productos, esto respetaría la proporción estequiométrica de la ecuación sin que el número de esquemas coincidiera con el número indicado por los coeficientes. Aunque seis de las nueve parejas de alumnos respondieron acertadamente (66.7%), cinco de ellas (83.3%) recurren a resolverlo de manera que el número de esquemas coincida con el número indicado por los coeficientes, lo cual, aunque correcta, es una respuesta de menor grado de complejidad que quizá refleja falta de comprensión en que la proporción entre las sustancias representadas con esquemas se conserva aun cuando los coeficientes se encuentren multiplicados por un factor común (2).

El problema propuesto fue contestado correctamente por sólo el 55.5% de los equipos, lo cual coincide con los resultados obtenidos en la pregunta en que calcularon la masa necesaria de reactivos para obtener 2 g de amoníaco. Es decir, sólo aproximadamente el 50% de alumnos resuelve con éxito este tipo de cálculos. El problema se tornó más complicado al incluir cifras del orden de cientos de millones, que obliga a los alumnos a utilizar notación exponencial para realizar los cálculos con menor riesgo de error, esto de acuerdo con los hallazgos aportados por la evaluación diagnóstica practicada al inicio del semestre, es un aspecto que se le dificulta a los alumnos de manera notable.

Evaluación final de semestre (tercer parcial)

Esta evaluación se realizó para examinar los aprendizajes obtenidos en relación al tema de “Alimentos, proveedores de sustancias esenciales para la vida”, dentro de este mismo contexto, se introdujeron algunas preguntas conceptuales y de cálculos estequiométricos, para evaluar el tema de estequiometría dos meses después de haber concluido la intervención didáctica. Esta evaluación fue

respondida de manera individual por los dieciocho alumnos inscritos en el curso, los aspectos evaluados, así como los resultados obtenidos se muestran en el cuadro 7.

Cuadro 7. Resultados de la evaluación, tercer parcial (% de logro).

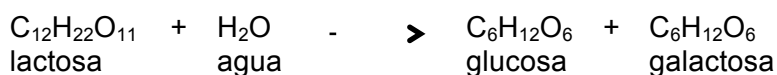
Aspectos a evaluar	Resultados
Isómeros poseen igual fórmula condensada.	100
Isómeros poseen la misma masa molar.	61
Información que contiene una ecuación química.	88.9
El subíndice en una fórmula química, expresa la proporción de átomos.	22.2
Reacción química ocurre un rearrreglo de átomos.	77.8
Conservación de la masa. *	33.3
Cálculos estequiométricos (masa).	50
Masa molar, consecuencia de fórmula química.	88.9
Masa → Cantidad de sustancia.	38.9
Importancia de la estequiometría. **	50

Son varios los aspectos que preocupan de acuerdo con los resultados mostrados en el cuadro 7, el primero, codificado con la afirmación: “el subíndice en una fórmula química, indica la proporción de átomos”, se refiere a un aspecto que se enfatizó mucho en la sesión consagrada a comprender la fórmula química, en la cual analizamos la diferencia entre cantidad y proporción de átomos para definir lo que expresan los subíndices en una fórmula química. Se solicitaba indicar si el enunciado era falso o verdadero (F o V) y en caso de ser falso, escribirlo en forma correcta: “La fórmula química del agua indica que en cualquier muestra de agua la cantidad de átomos de hidrógeno es dos”, el

instrumento fue respondido como falso (F) y redactado correctamente, solamente por cuatro alumnos (22.2%).

Otro aspecto que preocupa es el presentado como “conservación de la masa”, mismo que señalo mediante un asterisco por haber sido interpretado por los alumnos de manera diferente a la esperada y se muestra en el siguiente cuadro. El enunciado del instrumento es falso.

Cuadro 8. Pregunta interpretada de manera diferente a la esperada.



*	Enunciado	M lactosa = M glucosa + M galactosa (M = masa molar).
	Respuesta esperada	M lactosa + M agua = M glucosa + M galactosa.
	Respuesta obtenida 33.3%	Los alumnos calcularon la masa molar de cada sustancia.

Seis alumnos (33.3%) recurrieron al cálculo masas molares de cada sustancia expresada en la fórmula, de los cuales solamente uno (5.5%) se percató de que el enunciado era falso por no considerar la masa molar del agua. Sorprende que los otros cinco alumnos (27.8%) después de realizar el cálculo, aunque identificaron que el enunciado era falso, no hayan logrado plantear un enunciado correcto. Otros cinco alumnos (27.8%) respondieron correctamente sin necesidad de realizar el cálculo de masas molares. Esto puede ser indicativo de que aún cuando se trata de un concepto fácil de adquirir, no todos lo asimilan tan sólidamente, mostrándose inseguros cuando la pregunta diseñada indaga indirectamente su comprensión.

Los resultados relacionados con los cálculos estequiométricos, permanecen constantes en relación a la evaluación previa, sólo el 50% de los alumnos adquieren la habilidad de realizarlos con éxito. Es importante mencionar que

siete (38.9%) de los alumnos que no contestan bien, ni siquiera intenta realizar los cálculos.

Respecto a la pregunta que refiere la masa a la que equivale una mol de galactosa, los resultados arrojan que sólo siete de los dieciocho alumnos evaluados (38.9%) comprenden la relación que existe entre la masa y la cantidad de sustancia y plantean correctamente el enunciado que corrige la pregunta, una vez que calculan la masa molar de la galactosa.

La pregunta, “Explica por qué es importante poder cuantificar las sustancias involucradas en una reacción química”, fue respondido con variedad de respuestas, nueve de ellas correctas. Dos alumnos no responden la pregunta y sorprende que las respuestas incorrectas coinciden en dos categorías:

- “La estequiometría es importante porque permite comprobar que la masa se conserva (16.7%)”.
- “La cantidad de reactivos puede alterar la identidad del producto (22.2%)”.

Aunque es posible que los que dieron una respuesta que cae dentro de la última categoría, quisieron decir que “dependiendo de la cantidad de reactivos, se puede alterar la cantidad de productos”, lo cual podría considerarse una respuesta correcta.

VI. ANÁLISIS DE RESULTADOS

Para analizar los resultados obtenidos, se seleccionaron los conceptos a evaluar, tomando como base el mapa conceptual mostrado en la figura 1 (pag. 42), los cuales se muestran a continuación:

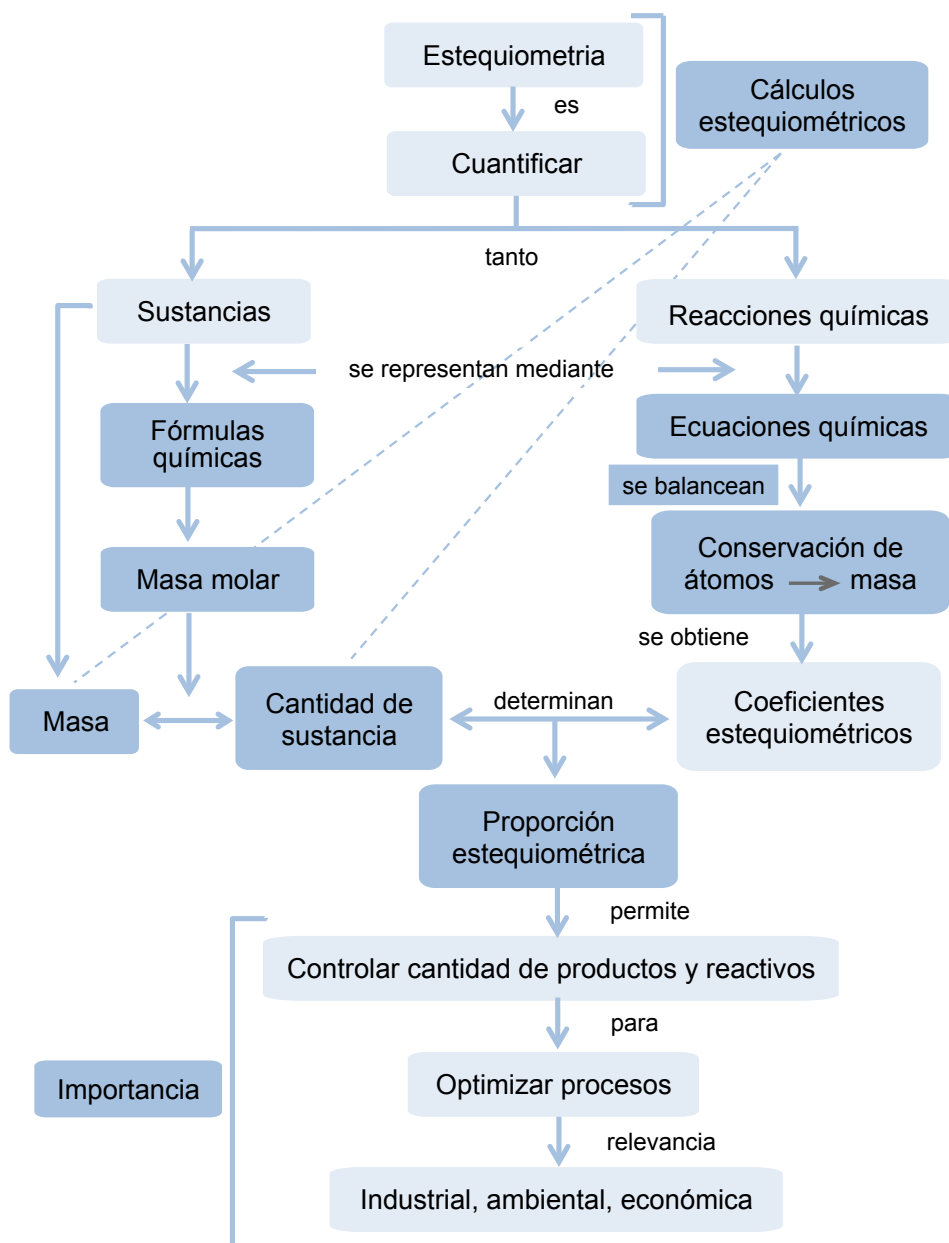


Figura 10. Mapa conceptual que muestra los conceptos evaluados (color azul)

Estos conceptos fueron considerados en las evaluaciones finales, primer y tercer parcial (1ºp y 3ºp), los instrumentos utilizados se muestran en el cuadro 9, así como el porcentaje de logro alcanzado por el grupo de alumnos en el que fue aplicada la propuesta.

Cuadro 9. Conceptos y contenidos implicados en los instrumentos utilizados en las evaluaciones (ver Anexo, documentos 9 y 10) (*instrumento eliminado)

Concepto	Instrumento	Contenido	Logro (%)
Fórmula química	3ºp (A1)	Los isómeros tienen la misma fórmula química*	400
	3ºp (A4)	Los subíndices expresan la proporción en la que se encuentran los átomos de los elementos que constituyen la sustancia.	22.2
Masa molar	3ºp (A2)	La masa molar es consecuencia de la composición de la sustancia, expresada mediante su fórmula química.	61
	3ºp (A8)		88.9
	3ºp (A9)	Cálculo de la masa de una mol de compuesto.	38.9
Ecuación química	1ºp (A7)	¿Qué expresa?	100
	3ºp (A3)		88.9
	3ºp (A5)	Expresa el reacomodo de los átomos de las sustancias participantes en una reacción química.	77.8
Balanceo de ecuaciones	1ºp (A1)	Asignar coeficientes de acuerdo con el balance de materia involucrada.	100
Conservación de la masa	1ºp (A5)	Igual masa a ambos lados de la flecha.	88.9
	3ºp (A6)	La suma de masas molares de reactivos es igual a la suma de masas molares de productos.	33.3
Proporción estequiométrica	1ºp (A3)	Proporción estequiométrica entre un producto y un reactivo.	88.9
	1ºp (A4)	Proporción estequiométrica entre reactivos.	88.9
	1ºp (A6)	Proporción entre reactivos y productos expresados en una representación gráfica.	66.7
Cálculos estequiométricos	1ºp (A2)	Cálculo de la masa de reactivos requerida para producir cierta masa de producto.	44.4
	1ºp (B)		55.5
	3ºp (A7)	Cálculo de la masa de producto formada al reaccionar cierta masa de reactivo.	50
Importancia	3ºp (B)	Relevancia de cuantificar las sustancias involucradas en una reacción química.	50

Para su análisis, cada uno de los conceptos evaluados se clasificaron en un esquema de tres categorías que los ubican en diferentes niveles de comprensión, de acuerdo con el porcentaje de logro alcanzado por el grupo, el criterio utilizado se muestra en el cuadro 10. Se utilizó además un código de colores para identificar visualmente cada uno de los conceptos, de acuerdo con el grado de comprensión mostrado por los alumnos, el cual puede apreciarse en el cuadro 11.

Cuadro 10. Categorías y códigos mediante los que se clasificaron los conceptos, de acuerdo con el porcentaje de logro mostrado en el grupo

Categoría	Logro (%)	Código
Adecuada comprensión	Mayor a 80	Verde
Comprensión inconsistente	Entre 80 y 45	Amarillo
Baja comprensión	Menor a 45	Rojo

Así, los conceptos evaluados quedarían clasificados de la siguiente manera:

Cuadro 11. Grado de comprensión de cada concepto evaluado

Concepto	Grado de comprensión
Fórmula química	22.2
Masa molar	62.9
Ecuación química	88.9
Balanceo de ecuaciones	100
Conservación de la masa	61.1
Proporción estequiométrica	81.5
Cálculos estequiométricos	50
Importancia	50

Mediante este código de colores, es posible visualizar los “focos rojos” que se presentan en los procesos de enseñanza y de aprendizaje del tema, según se aprecia en el mapa conceptual desarrollado originalmente.

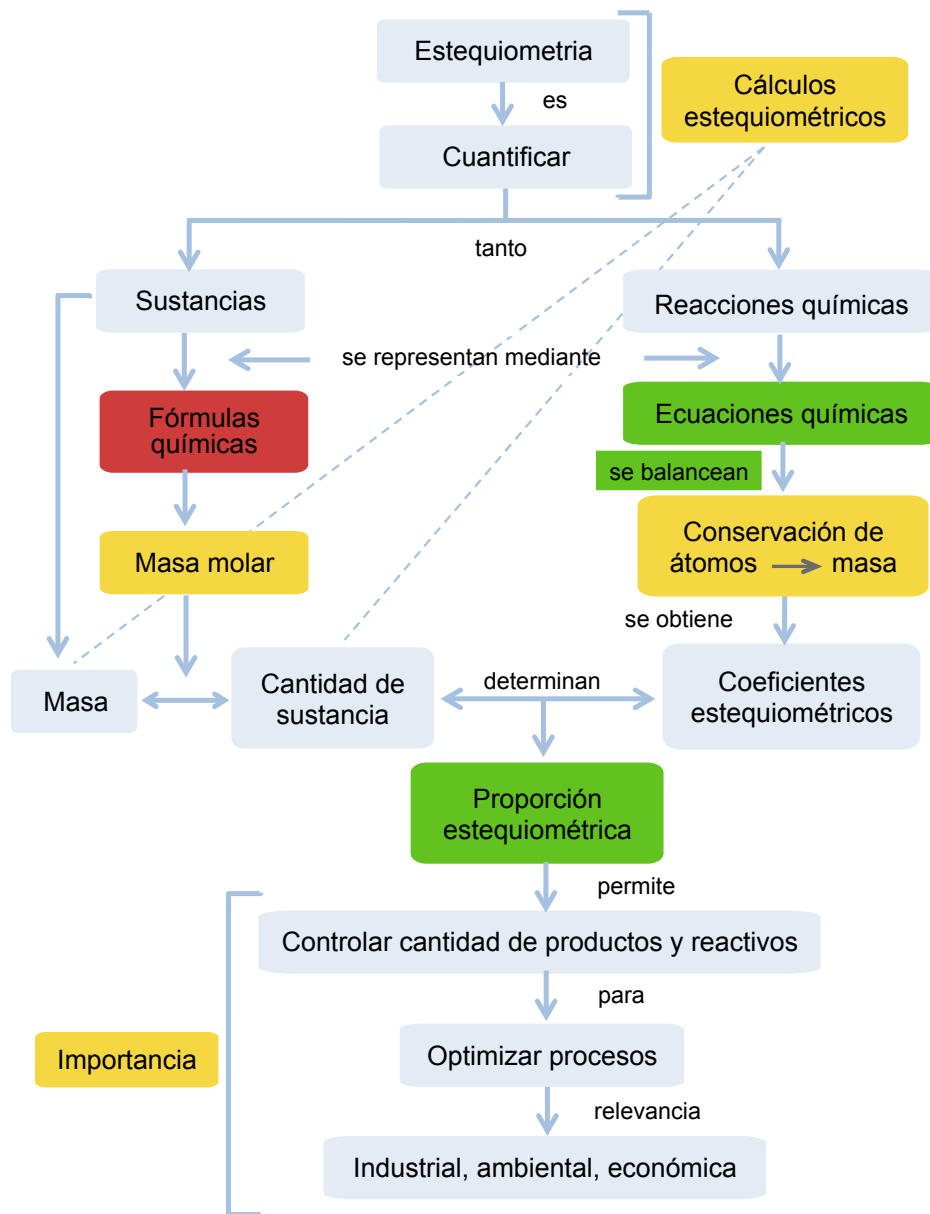


Figura 11. Mapa conceptual que muestra el grado de comprensión de los conceptos involucrados en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría.

De acuerdo con el mapa conceptual de la figura 11, podemos apreciar el grado de comprensión alcanzado para cada uno de los conceptos analizados, una vez

aplicada la estrategia didáctica para la enseñanza del tema, lo cual torna pertinente analizar cada uno de los conceptos involucrados, considerando no sólo las evaluaciones realizadas, sino también, todas las actividades de la propuesta.

Fórmula química

Este concepto fue evaluado mediante dos instrumentos incluidos en el tercer parcial. Uno de ellos, el instrumento 3ºp(A1) (cuadro 9), fue tachado por no contener una carga conceptual sustanciosa para el tema de fórmula química, ya que más bien define el concepto de isomería, lo cual resultó útil para contextualizar la evaluación del tema de estequiometría, a dos meses de haber concluido la intervención didáctica, en el marco del tema que se deseaba evaluar en ese momento, “Alimentos y medicamentos: proveedores de compuestos del carbono para el cuidado de la salud”. De esta manera, el concepto de fórmula química fue evaluado por un solo instrumento, el 3º(A4) (cuadro 9), el cual vemos que muestra una muy baja comprensión conceptual (22.2%).

El enunciado: “La fórmula química del agua indica que en cualquier muestra de agua la cantidad de átomos de hidrógeno es dos”, fue considerada verdadero por el 60.1% de los alumnos. El 38.9% responde que el enunciado es falso, de los cuales sólo el 22.2%, proporcionan un enunciado correcto respecto a lo que expresa el subíndice 2 en la fórmula química del agua:

- “La fórmula química del agua muestra que por cada átomo de O hay 2 de H”.
- “La fórmula química del agua nos indica que en cada molécula de agua hay dos hidrógenos por cada oxígeno”.
- “La cantidad de átomos es dos por cada molécula de agua, así que depende de la cantidad de agua, los átomos de hidrógeno que habrá en una muestra”.
- “La cantidad de átomos de hidrógeno dependerá de cuánta agua haya en la muestra”.

De los otros tres alumnos que consideraron falso el enunciado original, uno no proporcionó ningún enunciado y los otros dos, proporcionaron uno erróneo, pues aparentemente confunden los términos “mol” y “molécula”, lo cual se aprecia en sus enunciados:

- “La fórmula química del agua muestra que en una mol de agua hay dos átomos de hidrógeno”.
- “La cantidad de átomos de hidrógeno es dos en una mol de agua”.

Estos resultados coinciden con los de las actividades 2 y 3 de la propuesta, en las que los estudiantes recurrentemente (66.6% y 77.8% respectivamente) definen la fórmula química como una expresión de la cantidad de átomos de cada uno de los elementos que componen la sustancia representada.

Lo anterior nos sitúa ante dos posibles problemas: por un lado, que los alumnos no están pudiendo relacionar el modelo desarrollado para expresar la composición de la sustancia agua, es decir, la fórmula química H_2O , con el agua misma, esa sustancia que utilizan cotidianamente y que conocen perfectamente. Esto quizá les impide cuestionarse si en realidad habrá el mismo número de átomos de hidrógeno en una muestra de 2 mL o en una de 400 L y centran su atención en una sola molécula, en la que sin duda hay solamente dos átomos de hidrógeno, sin embargo, hablar de una molécula constituye una abstracción imperceptible a los sentidos, que no podemos considerar “una muestra de agua”. Nos encontramos ante la dificultad de vincular el nivel de pensamiento macroscópico y tangible, con el nivel submicroscópico o explicativo, e inclusive con el nivel representacional o simbólico.

Por otro lado, los resultados sugieren que la mayoría de los alumnos no están convencidos de que todos los materiales que los rodean, incluyendo el agua, están constituidos por una cantidad inmensa de partículas de diminuto tamaño y, por tanto, no caen en la necesidad de interpretar los subíndices de la fórmula del agua, como la proporción en la que se combinan los átomos de los únicos dos elementos que la componen: hidrógeno y oxígeno. Es decir que, sin importar el

volumen de la muestra, la cantidad de átomos de hidrógeno presentes siempre será el doble respecto a la cantidad de átomos de oxígeno.

Aunque los conceptos cantidad de sustancia y mol, no se analizan en esta propuesta, durante la intervención se definieron y utilizaron. En repetidas ocasiones se hizo alusión a la mol como una unidad que nos permite contar partículas en grupos de 602,200 trillones. El hecho de que los estudiantes confundan los términos “mol” y “molécula”, que también se aprecia en los resultados de las actividades 2 y 3, nos conduce nuevamente al contraste de lo imperceptible, una molécula; con lo tangible, cantidades molares. Aunque en este caso, siempre cabe la posibilidad de que el problema se limite a una cuestión semántica, por el parecido de los términos. Sin embargo, no debe perderse de vista este aspecto, para prestarle la atención debida.

Masa molar

Este concepto se trabajó sin que se detectara mayor problema en su comprensión durante las actividades de la propuesta, particularmente en la actividad 5, en la que se les solicita calcular las masas molares como un paso necesario para comprobar que la masa se conserva en una ecuación química modelada con clips de colores. Sin embargo, en los instrumentos empleados para evaluar este concepto, se observa una diversidad de resultados inconsistentes.

El primero, el instrumento 3ºp(A2) (cuadro 9), tiene la intención de indagar si dos isómeros, la glucosa y la galactosa tienen igual masa molar, pese a que poseen una estructura diferente. Ya que la masa molar es una consecuencia de la fórmula química, es decir, de su composición, y no lo es de la estructura de la sustancia; el enunciado: “La glucosa y la galactosa tienen estructura diferente y como consecuencia tienen diferente masa molar” fue acertadamente considerado falso por el 94% de los alumnos, sin embargo, solamente el 66.6% de estos proporciona una explicación o enunciado correcto.

El segundo instrumento utilizado para evaluar este concepto, el instrumento 3ºp(A8) (cuadro 9): “La masa de glucosa producida es igual a la masa de galactosa producida”, pretendía evaluar si los estudiantes se percatan de que se trata de dos sustancias isómeras, por tanto, con igual fórmula condensada, lo que trae como consecuencia que tengan la misma masa molar, además, ambas sustancias presentan un coeficiente uno. Por todo ello, las masas producidas de ambas sustancias deben ser iguales. El 88.9% de los alumnos consideraron acertadamente, verdadero el enunciado.

El instrumento 3ºp(A9) (cuadro 9), requiere calcular la masa molar de la galactosa, para poder responder que el enunciado: “Si me piden una mol de galactosa debo medir en la balanza 280 g de este carbohidrato” es falso, pues ésta es 180 g/mol, así que tendría que pesar 180 g en la balanza. Aunque el 66.7% considera el enunciado falso, solamente el 38.9% ofrece un enunciado correcto. Es de fundamental importancia que el alumno se percate que la masa molar, tal como se aprecia en el mapa conceptual utilizado en este trabajo, es el modelo que nos posibilita transitar entre la masa de las sustancias (en gramos), la cual medimos mediante una balanza desde los inicios de la química moderna, y la cantidad de sustancia (en moles), lo cual vincula el mundo macroscópico y el submicroscópico de la química.

Tanto los resultados de los tres instrumentos, como su promedio, nos habla de una comprensión inconsistente de este concepto.

Ecuación química

Aparentemente para los estudiantes, interpretar lo que expresa una ecuación química, no representa mayor dificultad. Esto lo podemos constatar tanto en la evaluación intermedia como en las evaluaciones finales.

Los instrumentos 1ºp(A7) y 3ºp(A3) (cuadro 9), consisten en enunciados verdaderos que describen lo que expresan la reacción de síntesis del amoníaco y la reacción de hidrólisis de la lactosa, ambos muestran un logro del 100 y 88.9%, lo cual coincide con los resultados de la evaluación intermedia (cuadro 4,

pag. 71) que analiza con mayor detalle cada uno de los aspectos que deben considerar los alumnos para interpretar la información contenida en una ecuación química. Aquí se aprecia que en lo que más suelen fallar es en leer el signo “+” y la flecha de reacción, ya que frecuentemente lo hacen como si se tratara de una ecuación matemática.

El instrumento 3ºp(A5) (cuadro 9), hace alusión a la ecuación química como un modelo que representa el rearrreglo de los átomos presentes en las sustancias reactivas, en las sustancias que se forman como producto de la reacción, a lo cual los alumnos respondieron con un éxito del 77.8%. De igual manera, la actividad 5 de la propuesta, pretende que los alumnos visualicen el rearrreglo que sufren los átomos de las sustancias, al solicitarles que modelen con clips de colores la reacción de combustión del metano.

La importancia de estos ejercicios, reside en que los alumnos se percaten de toda la información que se encuentra implícita en la ecuación química; un modelo que si bien comunica lo que ocurre en un cambio químico determinado mediante símbolos, es decir, a un nivel simbólico de pensamiento de la química, también tiene una función explicativa, situándose así en un nivel de pensamiento submicroscópico de la disciplina, sin dejar de lado que representa un fenómeno químico real, entre sustancias reales (nivel macroscópico). De esta manera, el análisis de la ecuación química ofrece una oportunidad más para construir puentes conceptuales entre los distintos niveles de pensamiento de la química. Con el apoyo de estrategias didácticas como los diagramas gráficos de partículas, podemos ayudarles a visualizar la proporción en que se combinan las diferentes sustancias para dar origen a sustancias nuevas de diferente composición, o bien, mediante el uso de analogías que representen ensambles que les sean familiares, podemos manipular la idea de formar un producto final a partir de otras piezas, ya sean aisladas, o que provengan de otro ensamble. La intención principal es ayudar a los alumnos a construir el concepto de la ecuación química, como un modelo que nos permite representar y explicarnos mejor una reacción química real.

Para aprovechar mejor la analogía empleada en la actividad 4, conviene replantear el ejercicio propuesto, explotando más el recurso de construir triciclos a partir de bicicletas, esto por un lado evocaría mejor la idea de rearmar las partes que constituyen la bicicleta, para formar un producto diferente y por el otro, obligaría a emplear coeficientes diferentes a uno, lo cual enfrentaría a los estudiantes a proporciones más complejas.

Balanceo de ecuaciones

Este concepto se evaluó mediante el instrumento 1ºp(A1) (cuadro 9), aunque también se realizaron ejercicios de balanceo en la evaluación intermedia y en la actividad 5. En todos ellos se obtuvo un logro del 100%, lo que significa que no constituye una dificultad para los alumnos, probablemente porque exige a una habilidad con la que se sienten muy cómodos: contar. Sin embargo, no estoy segura de poder afirmar que poseen una adecuada comprensión de lo que significa el hecho de tener igual número de átomos de cada elemento a ambos lados de la flecha, pues de ser así, esto debería de verse reflejado en el siguiente concepto a analizar, la ley de conservación de la masa.

Conservación de la masa

La evaluación de este concepto se realizó considerando los instrumentos 1ºp(A5) y 3ºp(A6) (cuadro 9), cuyos resultados muestran una comprensión inconsistente. Si analizamos ambos instrumentos, podemos ver que el primero indaga de manera directa sobre este concepto mediante el enunciado: “A ambos lados de la flecha se conserva una masa de 34 g de sustancia”, a lo cual respondieron correctamente el 88.9% de los alumnos. Sin embargo, el enunciado empleado en el tercer parcial “ $M_{\text{lactosa}} = M_{\text{glucosa}} + M_{\text{galactosa}}$ ($M = \text{masa molar}$)” pretende que se percaten de que para que se cumpla la ley de conservación de la masa, faltaría considerar la masa molar del agua en la ecuación, esto tomando en cuenta que el coeficiente de todas las sustancias participantes en la ecuación que representa la hidrólisis de la lactosa es uno. Este instrumento, contestado correctamente sólo por el 33.3% de los

estudiantes, ameritó mayor reflexión que el anterior y en la mayoría de los casos un esfuerzo innecesario, ya que, como se explica en la sección de resultados, la mayoría de los alumnos recurrió al cálculo de todas las masas molares y sólo algunos llegaron a concluir por esa vía, que el enunciado era falso.

En cuanto a los resultados observados en la actividad 5, los alumnos balancearon la ecuación de combustión del metano adecuadamente (100%), la modelaron con clips de colores y comprobaron mediante el cálculo de las masas molares de las sustancias involucradas, que la suma de las masas relativas a ambos lados de la flecha era la misma.

Es importante asegurarnos que los estudiantes comprenden cuál es la relevancia del hecho que la masa se conserve en todo proceso químico que ocurra en sistemas cerrados. Como se menciona en el marco teórico, la idea de que una reacción química implique el rearrreglo de los átomos de las sustancias involucradas en el proceso, trae como consecuencia que los átomos implicados sean los mismos, independientemente de cómo éstos se reacomoden. Ya que la masa de los átomos de un mismo elemento es siempre la misma, y que contamos al final del proceso, con los mismos átomos con los que comenzamos, es de esperarse que la masa sea la misma al principio y al final de dicho proceso.

Proporción estequiométrica

Los resultados de los instrumentos empleados para evaluar este concepto indican una adecuada comprensión.

Mediante los instrumentos 1°p(A3) y 1°p(A4) (cuadro 9), se pudo comprobar que un elevado porcentaje de alumnos (88.9%), entiende que la proporción de las sustancias involucradas en un cambio químico, es posible determinarla mediante los coeficientes expresados en la ecuación química, lo cual corresponde con lo que indican los enunciados correspondientes: “La proporción de amoníaco respecto al nitrógeno molecular es 3 a 1” y “Se requieren 9 mol de H_2 para reaccionar completamente con 3 mol de N_2 ”. Sin embargo, suele parecerles más

complicado cuando se les pide definir la proporción estequiométrica entre sustancias partiendo de una representación gráfica, como es el caso del instrumento 1ºp(A6) (cuadro 9), que solicita interpretar si es correcta una representación gráfica dada, a lo que los estudiantes respondieron con un 66.7% de éxito, lo que implica que interpretar este tipo de representaciones conlleva un pensamiento más complejo que leer correctamente una ecuación y detectar en ella la proporción de combinación de las sustancias, por ello conviene ejercitarlos lo más posible. Utilizarlos permite enfrentar a los alumnos más profundamente a la idea de proporción y cómo ésta se conserva, aún cuando variemos la cantidad de representaciones, esta idea puede apreciarse en la siguiente figura:

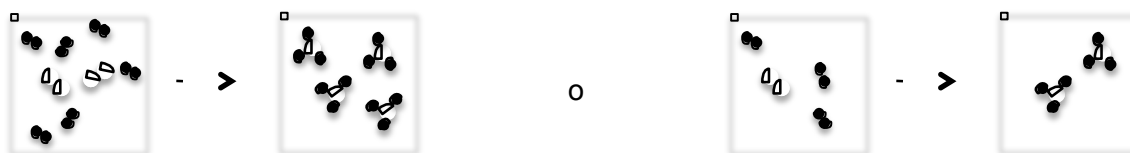


Figura 12. Algunas posibles respuestas al instrumento A6 (1ºp)

Además, también es evidente que la opción de la izquierda implica no solamente leer los coeficientes de la ecuación química, como ocurre en la representación de la derecha, sino también interpretar que en esta representación (izquierda), la proporción se mantiene aunque el total de esquemas se encuentre en mayor cantidad, ya que se aumentó el número de esquemas de manera proporcional. Estas estrategias acerca más a los alumnos a concebir los coeficientes en un nivel macroscópico, como aquello que indica la proporción en la que participan las sustancias en un proceso químico, en términos de grupos de 602,200 trillones de moléculas (o redes iónicas) y no los limita a interpretarlos solamente a nivel submicroscópico, en términos de cantidad de moléculas (o redes iónicas).

Como se menciona en el marco teórico, es conveniente proveer a los estudiantes de múltiples representaciones, para ayudarles a construir modelos mentales que les permitan comprender más profundamente la idea de la proporción de combinación de las sustancias.

Cálculos estequiométricos

Para analizar la habilidad de resolver cálculos estequiométricos, analicé de manera individual a los dieciocho alumnos que participaron en la intervención. El cuadro 12 muestra para cada alumno, el total de aciertos alcanzados en las dos evaluaciones parciales, que sumaban un total de 21 aciertos, y el total de aciertos alcanzados particularmente en los instrumentos relacionados con cálculos estequiométricos, que se reducen a 3, los instrumentos 1ºp(A2), 1ºp(B) y 3ºp(A7) (cuadro 9).

Cuadro 12. Relación entre número total de aciertos en evaluaciones y número total de aciertos en instrumentos relacionados con cálculos estequiométricos, por alumno

Alumno	Total de aciertos en evaluaciones	Total de aciertos cálculos estequiométricos
A	20	3
B	19.5	3
C	19	3
D	18	3
E	17	3
F	16.5	3
G	16	2
H	14	3
I	14	0.5
J	14	1
K	13	0.5
L	10	1
M	10	0
N	10	0
O	9.5	0
P	8.5	1
Q	5.5	0
R	4.5	0

Este cuadro refleja una correlación entre los alumnos que logran resolver los tres instrumentos utilizados para evaluar cálculos estequiométricos, y los que tienen un número elevado de aciertos en las dos evaluaciones, de esto se puede inferir que para resolver cálculos estequiométricos se requiere una buena comprensión de los demás conceptos involucrados en esta propuesta.

Estos resultados nos motivan a pensar que, en la medida que logremos aumentar la comprensión de los conceptos relacionados con el tema de estequiometría, conseguiremos que los alumnos desarrollen la habilidad para realizar este tipo de cálculos.

Considero importante mencionar que, enseñar a resolver este tipo de problemas mediante análisis dimensional, permite a los estudiantes dar seguimiento de cómo se integran los conceptos relacionados con la estequiometría, particularmente la proporción en la que participan las sustancias en la reacción química y la relación entre la masa molar de las sustancias y las cantidades de masa involucradas en el proceso. Para ello es indispensable también, ayudarlos a reforzar las habilidades aritméticas requeridas, ya que, de acuerdo con los resultados de la evaluación diagnóstica, los estudiantes comúnmente adolecen de las herramientas matemáticas que les permiten manipular las cantidades en las que ocurren estos fenómenos de manera eficiente, además de tratarse de una valiosa oportunidad para darle uso a dichas habilidades en un contexto real.

Importancia de la estequiometría

Un solo instrumento fue aplicado para evaluar por qué consideran importante poder cuantificar las sustancias involucradas en un cambio químico, al cual sólo el 50% contestan correctamente.

El propósito de resolver el problema de las “bolsas de aire”, a la par que se desarrollaban las actividades planteadas, reside justamente en que los alumnos valoren la importancia de la estequiometría en el diseño de este dispositivo, que se utilizó como ejemplo. Debido a que el plan de estudios del CCH, no contempla la enseñanza de reactivo limitante y reactivo en exceso en el segundo

semestre, se decidió no continuar utilizando este problema para incitarlos a pensar qué sucedería si en la “bolsa de aire” los reactivos no se encontraran en las cantidades calculadas. De esta manera resultaría evidente para los alumnos, que una cantidad menor de nitrato de potasio en el sistema dejaría libre cierta cantidad de sodio, exponiendo a los pasajeros al riesgo de una reacción violenta al entrar esta sustancia en contacto con agua; o bien, que si se colocara una cantidad menor de azida de sodio en el dispositivo, no se produciría el gas suficiente para inflar la “bolsa de aire” al volumen calculado para amortiguar el golpe de los pasajeros contra el tablero, etc. Estoy convencida de que, al enfrentarlos a este tipo de situaciones, podemos ayudarles a entender por qué esta rama de la química es indispensable para optimizar los procesos que involucran reacciones químicas.

La frecuencia de respuestas de tipo: “la estequiometría es importante para comprobar que la masa se conserva” (16.7%), nos confirma que es necesario terminar con la enseñanza que abarca temas desvinculados entre sí y que carecen de sentido práctico, lo cual aleja al estudiante de adquirir una idea real de para qué les sirve aprender química y los desmotiva a acercarse más a la ciencia.

VII. CONCLUSIONES

Se diseñó una propuesta didáctica para la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría utilizando diversas estrategias didácticas, como son la contextualización mediante problemas cotidianos, el uso de analogías y de diagramas de partículas. Dicha propuesta didáctica atiende principalmente tres de las dificultades reportadas en el marco teórico de este trabajo, ya que se centra en desarrollar la comprensión de los conceptos relacionados con el tema, tomando en consideración las concepciones alternativas y pone en práctica las habilidades matemáticas necesarias para la resolución de cálculos estequiométricos. Sin embargo, si bien la propuesta integra los tres niveles de pensamiento de la química (otra de las dificultades descritas en el marco teórico), para que los estudiantes logren relacionarlos dinámicamente es necesario ayudarlos a construir puentes conceptuales entre los fenómenos que ven o experimentan (nivel macroscópico) y las herramientas intelectuales desarrolladas en química para explicarlos (nivel submicroscópico) y representarlos (nivel simbólico), lo cual amerita un esfuerzo continuo y sostenido a lo largo de todo el curso.

Del análisis de resultados de la aplicación de la propuesta didáctica en un grupo de educación media superior se puede concluir que:

- Los alumnos no cuentan con antecedentes de aritmética sólidos para abordar el tema de estequiometría (expresión de cantidades en diferentes unidades de conteo, uso de notación exponencial y relaciones de proporcionalidad).
- La contextualización del tema, mediante la vinculación con un problema familiar para los estudiantes, favoreció la atención y el trabajo en el aula, lo que puede indicar que esta estrategia fue eficaz para motivarlos a buscar explicaciones e incrementar su interés en el tema.

- Los alumnos interpretan sin dificultad la información contenida en la ecuación química e identifican adecuadamente la proporción estequiométrica en la que participan las sustancias en una reacción química.
- Existe una correlación directa entre los estudiantes que resuelven correctamente cálculos estequiométricos y los que presentan una comprensión más profunda de los conceptos relacionados con la estequiometría.
- El concepto de fórmula química es el que más baja comprensión presenta, su dificultad reside principalmente en la interpretación de los subíndices, ya que los alumnos no utilizan la fórmula química como un modelo que permite representar tanto una molécula aislada de una sustancia, como cantidades perceptibles de la misma.
- El concepto de masa molar refleja una comprensión inconsistente, ya que si bien los alumnos logran calcularla sin dificultad, no logran visualizarla como un modelo que posibilita vincular el mundo macroscópico y el submicroscópico de la química.
- La ley de conservación de la masa y el balanceo de ecuaciones, son conceptos y habilidades que en general los estudiantes manejan bien, sin embargo, se percibe falta de reflexión alrededor de cuáles son sus implicaciones en los fenómenos químicos.
- La confusión entre los términos “mol” y “molécula” es muy frecuente, intentando buscar una explicación, es posible que se trate simplemente de una confusión semántica entre ambos términos, o puede tener origen en la dificultad de visualizar a los coeficientes, tanto para expresar lo imperceptible (una molécula), como lo tangible (cantidades molares).
- En el mapa conceptual generado del análisis de resultados (página 84), se aprecia una disociación entre los conceptos evaluados, esto puede ser un reflejo de la complejidad de construir puentes conceptuales entre los tres niveles de pensamiento de la química.

Si bien el diseño metodológico de este trabajo no permite medir la efectividad de la propuesta didáctica en relación a la superación de las dificultades previstas, sí permite identificar los factores que hay que considerar a lo largo de todo un curso de química, para implementarla exitosamente en la enseñanza-aprendizaje de la estequiometría. Dichos factores se mencionan a continuación:

- Reforzar las habilidades matemáticas necesarias antes de iniciar el desarrollo del tema.
- Recurrir a problemas cotidianos que ayuden a contextualizar el tema, favorece a trasladar el énfasis del simple aprendizaje de los conceptos, a la utilidad del pensamiento químico involucrado. Ampliar la resolución de problemas a situaciones en las que haya reactivo limitante y reactivo en exceso, puede favorecer la visualización de las implicaciones que tiene la estequiometría en la optimización de los procesos.
- Comprender los conceptos relacionados con la estequiometría a mayor profundidad, junto con el desarrollo del pensamiento proporcional, redundará en una mayor habilidad para realizar cálculos estequiométricos.
- Desarrollar sólidamente la teoría corpuscular de la materia y motivar a los estudiantes a dimensionar las cantidades inmensas de partículas que constituyen a las sustancias, de esta manera se enfrentarán a la necesidad de recurrir a las proporciones para expresar cómo se combinan los átomos de los elementos que las componen. En este esfuerzo es muy importante explicitar en todo momento el tránsito entre los diferentes niveles de pensamiento de la química y ayudar a los alumnos a manipular significativamente, tanto el modelo de fórmula química, como el lenguaje al que recurre la disciplina para expresar la composición de las sustancias y representar sustancias reales.
- Desarrollar una idea más profunda del concepto de masa molar para que los alumnos dimensionen que se trata de un modelo que permite convertir masa a cantidad de sustancia y de esta manera contar partículas.

- Consolidar la comprensión del papel que desempeñan los coeficientes en la ecuación química para representar la proporción en que participan las sustancias en una reacción química, para conseguirlo son de gran utilidad tanto los diagramas de partículas, como las analogías. No hay que perder de vista los aspectos macroscópicos, submicroscópicos y simbólicos de la ecuación química cuando abordemos el tema, además de reflexionar sobre las limitaciones de la analogía que se establezca, para reducir la posibilidad de una mala interpretación.
- Analizar un proceso químico como el rearrreglo que ocurre entre las partículas que componen a las sustancias ayuda a los estudiantes a comprender las implicaciones del balanceo de ecuaciones y la ley de conservación de la masa. Para ello resultan convenientes las representaciones gráficas de partículas y el modelaje de reacciones con clips de colores (u otro tipo de piezas), aunque es importante considerar que si se recurre a esta estrategia, es fundamental analizar con los alumnos que este modelo nos remite a la representación submicroscópica, en la que evocamos moléculas aisladas y no moles de moléculas (nivel macroscópico).
- Indagar sobre el origen de la confusión entre los términos “mol” y “molécula” para desarrollar actividades que ayuden a disiparla, pues esta confusión se detecta frecuentemente.
- Desarrollar habilidades para que los alumnos manipulen los diferentes niveles conceptuales de la disciplina: *descriptivo* (macroscópico), *explicativo* (submicroscópico) y representacional (simbólico), ya que se trata de una dificultad que permea a lo largo de toda la intervención didáctica y constituye el común denominador en los conceptos en los que se no se alcanza una buena comprensión.

ANEXO

DOCUMENTOS DE APOYO EMPLEADOS EN LAS ACTIVIDADES Y EVALUACIONES DE LA PROPUESTA DIDÁCTICA

EVALUACIÓN DIAGNÓSTICA

1. ¿Cuántas docenas son los siguientes números?

1928		0.36	
6 mil millones		144	
6		0.00840	

2. ¿Cuántas tercias son estos mismos números?

1928		0.36	
6 mil millones		144	
6		0.00840	

3. ¿Cuántas gruesas? (1 gruesa = 12 docenas = 144)

1928		0.36	
6 mil millones		144	
6		0.00840	

4. ¿Cuántos millones?

1928		0.36	
6 mil millones		144	
6		0.00840	

5. Para los mismos números ¿cuál de estas maneras de agruparlos consideras más adecuada en cada caso, docenas, tercias, gruesas, millones? Explica

1928	
6 mil millones	
6	
0.36	
144	
0.00840	

6. Escribe las siguientes cantidades como potencias de 10

un millar		un billón	
un millón		mil trillones	
mil millones		un cuatrillón	

7. Escribe con letra lo que representan las siguientes cantidades, p.ej: $1 \times 10^3 = \text{mil}$

12×10^5	
1.07×10^9	
4×10^{13}	
2.01×10^{-3}	

8. Se acercan las fiestas patrias y Adela tiene que preparar la cena para una noche mexicana, el plato principal será chiles en nogada por su aspecto tricolor. Los ingredientes necesarios para preparar 24 chiles, son:

24 chiles poblanos	50 g almendras
100 nueces de castilla	4 pedazos de acitrón
½ L crema	½ kg jitomate bola
3 granadas	3 dientes de ajo
½ kg lomo de puerco molido	1 manojo de perejil
50 g piñones	8 huevos
50 g pasas	½ L de leche

¿Cuál es la relación entre nueces de castilla y chiles poblanos?

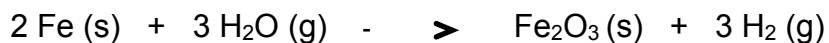
¿Cuál es la relación entre las granadas y los dientes de ajo?

¿Cuál es la relación entre los huevos y los pedazos de acitrón

¿Qué cantidad de nueces de castilla se necesitan para preparar 30 chiles?

¿Qué cantidad de trozos de acitrón se requieren para preparar 36 chiles?

9. ¿Qué es una reacción química?
10. ¿Qué es una ecuación química?
11. Describe con palabras cómo se lee la siguiente ecuación química:



12. ¿Se produce algún precipitado en la reacción? ¿Cuál?

Actividad 1

El Universo RAVAz

Imagina que tus compañeros y tú son parte de una importante misión espacial fuera de nuestra galaxia. Lamentablemente, han sido succionados por un hoyo negro que los ha proyectado a un universo paralelo al nuestro. En este extraño universo sólo existen cuatro elementos sin combinarse: R, A, V y Az. Para que pueda aparecer la vida es necesario que se formen nuevas y variadas sustancias. Tú y tus compañeros tienen que ayudar a formarlas. Afortunadamente, los átomos en este universo son tan grandes, que pueden apreciarse a simple vista. Y por lo mismo, pueden enlazarse unos con otros “a mano”.

Cada elemento está formado por átomos de distinto color:

El elemento R por átomos rojos

El elemento A por átomos amarillos

El elemento V por átomos verdes

El elemento Az por átomos azules

La misión de ustedes es enlazar unos átomos con otros para formar las moléculas de las nuevas sustancias. Pero... ¡cuidado!, la computadora de la nave espacial ha detectado que las moléculas donde algún átomo esté enlazado directamente a más de 4 átomos, no podrán ser estables. En la pantalla se muestra un ejemplo de molécula estable y otro de una molécula inestable para dicho universo.



También es necesario que lleven un registro minucioso de las nuevas sustancias que creen. Para ello se requiere apuntar la fórmula correspondiente a cada nueva sustancia. Por ejemplo, la fórmula de una sustancia cuyas moléculas estén formadas por dos átomos rojos y uno amarillo será: R_2A y la fórmula de un compuesto con dos átomos verdes y cinco azules será V_2Az_5 . Ahora sí, intrépidos químicos intergalácticos, ¡a sintetizar nuevas sustancias químicas!

Registro de sustancias

Dibuja las “sustancias” construidas con clips de colores.

Registra la fórmula que las representa.

Calcula la masa de las “sustancias”, para ello considera las siguientes masas:

clip verde: 1g

clip rojo: 12g

clip amarillo: 16g

clip azul: 23g

Fórmula:

Masa:

Fórmula:

Masa:

Fórmula:

Masa:

Actividad 2

Fórmulas químicas

Completa las celdas vacías escribiendo la fórmula que representa al compuesto o lo que expresa la fórmula química, según sea el caso.

Fórmula	Expresa un compuesto constituido por
	2 átomos de sodio por cada átomo de azufre
H ₂ SO ₄	
	2 átomos de oxígeno por cada átomo de carbono
	3 átomos de hidrógeno por cada átomo de nitrógeno
KClO ₃	
	$ \begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $
Fe ₂ O ₃	
	$ \begin{array}{c} \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array} $
	2 átomos de cloro por cada átomo de calcio

¿Qué expresa una fórmula química?

Actividad 3

Construcción del código que define el lenguaje de fórmulas químicas

Describe qué expresan letras, subíndices y coeficientes.

Intercambia el ejercicio con otro equipo para que comente tu trabajo.

Con los comentarios recibidos completa o mejora tu descripción inicial.

Primer borrador	Comentarios para mejorar el trabajo	Definitivo (considerando comentarios)
Letras:		
Subíndices:		
Coeficientes:		

Actividad 4

“Fierro viejo” sobre ruedas

El dueño de un centro de acopio de “fierro viejo” ha encontrado y guardado piezas de bicicletas. La imagen muestra cómo las acomodó en contenedores, ya que planea aprovecharlas para armar estos vehículos y posteriormente venderlos. Ayúdale a encontrar el número de bicicletas que puede construir.



1. ¿Cuántas bicicletas podrá armar con las piezas recolectadas?
2. ¿Por qué no podrá armar más?
3. Representa mediante una ecuación el proceso de rehúso, el número **total** de piezas separadas que se tienen al inicio y el número de bicicletas que se construyeron con ellas.

$$\underline{\quad} \text{ [manubrio] } + \underline{\quad} \text{ [cuadro] } + \underline{\quad} \text{ [sillín] } + \underline{\quad} \text{ [rueda] } - > \underline{\quad} \text{ [bicicleta] }$$

4. Para cada tipo de pieza, cuenta el número que hay antes y después de la flecha. ¿Es el mismo número de piezas? ¿Cuántas y cuáles sobraron?

	antes	después	sobran
manubrios			
cuadros			
asientos			
ruedas			

Puedes abreviar esta ecuación usando el siguiente código:

C = cuadro

R₂ = par de ruedas

MCAR₂ = bicicleta

A = asiento

M = manubrio



5. ¿Cuáles son las ventajas y desventajas de esta representación en comparación con la anterior?
6. ¿Cuántas ruedas se requieren para construir cuatro bicicletas?
7. ¿Qué significa el subíndice 2 que aparece junto al símbolo de rueda en los reactivos?
8. Si el dueño del centro de acopio quisiera construir 6 bicicletas ¿cómo cambiaría la ecuación?
9. Elabora una ecuación general que exprese el proceso de construcción de 1, 5, 6 o más bicicletas
10. ¿Qué sucedería si los asientos vinieran unidos al cuadro? ¿Cómo representarías la ecuación general?
11. Si ahora los cuadros vinieran con las ruedas integradas ¿Cómo representarías la ecuación general?
12. Si se pudieran utilizar las mismas piezas para armar triciclos, manubrio (M), cuadro (C), asiento (A) y par de ruedas (R₂) ¿Cuántos triciclos podría armar?
13. ¿Qué ecuación expresaría el proceso de construcción de triciclos?
14. ¿Piensas que los números que se escriben a la izquierda de cada símbolo son útiles? ¿Por qué?
15. ¿En qué proporción se encuentran las ruedas (R₂) respecto a los cuadros en la ecuación de armado de triciclos?

Actividad 5

Modelaje de un cambio químico

Representa la reacción de combustión del metano con clips de colores y realiza el balance de manera que tengas el mismo número de clips de cada color a ambos lados de la flecha.



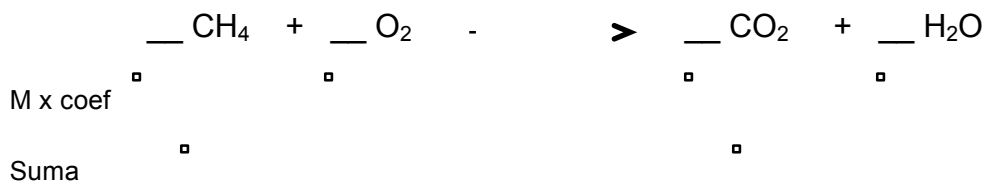
C = clip verde
H = clip rojo
O = clip azul

Acomoda en el recuadro tu representación y tómale una foto

	Lado izquierdo de la flecha	Lado derecho de la flecha
# de clips verdes		
# de clips rojos		
# de clips azules		

¿Se conservan los átomos de cada elemento (clips de color) en la ecuación?

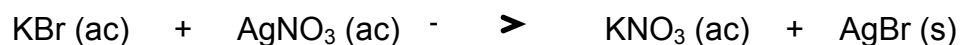
Con la ayuda de la tabla periódica calcula las masas molares (M), multiplícalas por los coeficientes de la ecuación y súmalas:



¿Se conserva la masa en la ecuación?

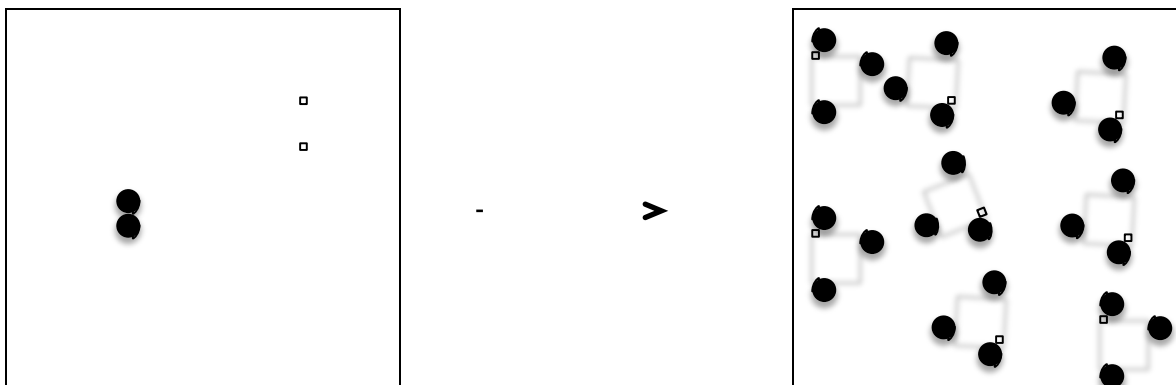
Evaluación intermedia

1. Explica qué es una reacción química
2. Explica qué es una ecuación química
3. Describe sólo con palabras, (no uses signos) cómo se leen las siguientes ecuaciones químicas:

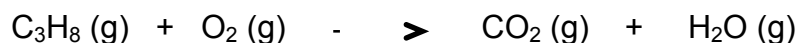


¿Se produce algún precipitado? ¿Cuál?

4. En la siguiente representación gráfica de la reacción de producción de amoníaco, completa el recuadro de los **reactivos**, de manera que se conserve la proporción representada en los productos y en la ecuación química correspondiente



5. Balancea por tanteo las siguientes ecuaciones químicas:



6. De acuerdo con la ecuación balanceada ¿en qué proporción se encuentran el gas propano y el agua?

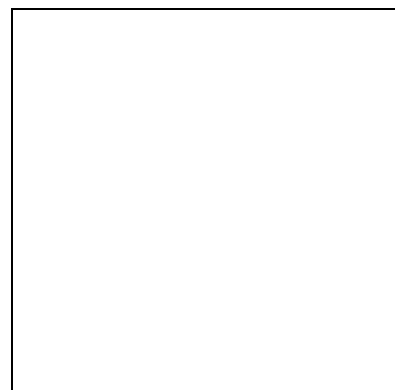
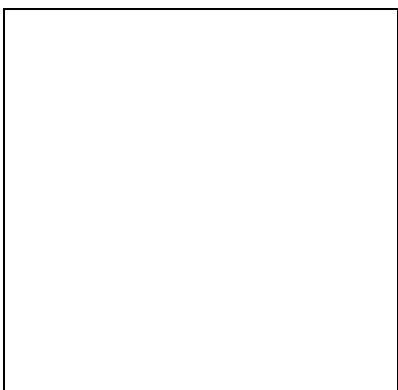
$$\frac{\text{mol C}_3\text{H}_8}{\text{mol H}_2\text{O}}$$

7. ¿Y el dióxido de carbono y el oxígeno?

8. ¿En qué proporción se encuentran el cloruro de cromo III y el magnesio (Mg)?

9. En las ecuaciones químicas balanceadas, ¿qué es lo que te indica las proporciones que respondiste en las preguntas 6, 7 y 8?

10. Elabora una representación de partículas de alguna de las dos ecuaciones que balanceaste



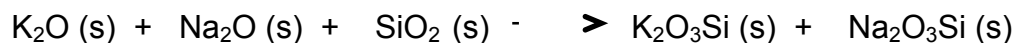
Documento 7

Pero eso no es todo...

Debido a que el sodio es altamente reactivo, es necesario retirarlo del sistema. Para ello el dispositivo contiene también cierta cantidad de nitrato de potasio, KNO_3 que reacciona con el Na producido, en una reacción en la que se produce óxido de sodio y óxido de potasio y un poco más de gas nitrógeno. ¿Qué ecuación expresa esta reacción? Escríbela balanceada.

¿Qué cantidad de nitrato de potasio requiere cada dispositivo para eliminar todo el sodio presente? (Primero es necesario que calcules la masa de sodio que se produce en la primer reacción)

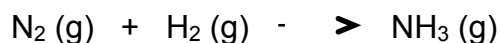
Inmediatamente después se efectúa otra reacción química más con dióxido de silicio (SiO_2), ya que los óxidos de sodio y potasio producidos en la segunda reacción también son muy reactivos, en ella se produce vidrio de silicato, inofensivo y estable. Balancea esta última ecuación:



Documento 8

Evaluación del tema (primer parcial)

El amoníaco, NH_3 es una de las sustancias químicas industriales de mayor producción anual en el mundo. Se utiliza en la producción de fertilizantes, medicamentos, refrigerantes, explosivos y productos de limpieza. Su síntesis la expresa la siguiente ecuación química:



A. Indica si las siguientes afirmaciones son falsas o verdaderas (F o V), en caso de ser falsas, escríbela en forma correcta.

- La ecuación balanceada es: $\text{N}_2(\text{g}) + 3\text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$
- Para producir 2 g de amoníaco, se necesitan 1 g de N_2 y 3 g de H_2
- La proporción de amoníaco respecto al nitrógeno molecular es 3 a 1
- Se requieren 9 moles de H_2 para reaccionar completamente con 3 moles de N_2
- A ambos de la flecha se conserva una masa de 34 g/mol de sustancia

- Es una representación gráfica de la reacción:



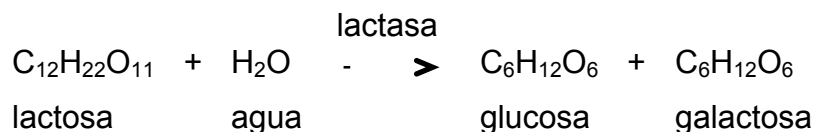
- La ecuación se lee: una mol de nitrógeno molecular gaseoso reacciona con tres moles de hidrógeno molecular gaseoso para producir dos moles de amoníaco gaseoso

B. Resuelve los siguientes cálculos:

Para la síntesis de amoníaco se utiliza nitrógeno que se obtiene separándolo del aire mediante licuefacción. Si se producen aproximadamente 100 millones de toneladas al año mundialmente ¿cuántas toneladas de N_2 se extraen del aire cada año?
(1 tonelada = 1,000 Kg)

Evaluación del tema (tercer parcial)

La lactosa, el azúcar de la leche, es un disacárido. En el cuerpo humano, la enzima lactasa ayuda a hidrolizar la molécula de lactosa en una molécula de glucosa y una de galactosa, este proceso se puede representar con la siguiente ecuación:



- A. Indica si los siguientes enunciados son falsos o verdaderos (F o V), en caso de ser falsos, escríbelo en forma correcta.
- () Sabemos que la galactosa es un isómero de la glucosa porque sus fórmulas condensadas son iguales.
 - () La glucosa y la galactosa tienen estructura diferente y como consecuencia tienen diferente masa molar.
 - () La ecuación nos indica que una mol de lactosa reacciona en presencia de lactasa con una mol de agua para producir una mol de glucosa y una mol de galactosa.
 - () La fórmula química del agua indica que en cualquier muestra de agua la cantidad de átomos de hidrógeno es dos.
 - () La ecuación de la hidrólisis de la lactosa muestra cómo se reacomodan los átomos de un disacárido en dos monosacáridos diferentes.
 - () $M_{\text{lactosa}} = M_{\text{glucosa}} + M_{\text{galactosa}}$ (M = masa molar)
 - () De acuerdo con la estequiometría de la reacción, el aporte de glucosa al consumir un helado que contiene 6 g de lactosa es de 2.5 g. (realiza los cálculos necesarios)
 - () La masa de glucosa producida es igual a la masa de galactosa producida.
 - () Si me piden una mol de galactosa debo medir en la balanza 280 g de este carbohidrato.
- B. Explica por qué es importante poder cuantificar las sustancias involucradas en una reacción química.

BIBLIOGRAFIA

- Aldana, L., Mikan, J. & Mejia, D. (2010) Implementaciones de la estrategia “aprendizaje por investigación” mediante un problema experimental de estequiometría. *Góndola*, 5(2), 55-66.
- Balocchi, E., Modak, B., Martínez, M., Padilla, K., Reyes, F & Garritz, A. (2005a). Aprendizaje cooperativo del concepto “cantidad de sustancia” con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. Parte I: El aprendizaje cooperativo. *Educación Química*, 16(3), 469-485.
- Balocchi, E., Modak, B., Martínez, M., Padilla, K., Reyes, F & Garritz, A. (2005b). Aprendizaje cooperativo del concepto “cantidad de sustancia” con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. Parte II: Concepciones alternativas de “reacción química”. *Educación Química*, 16(4), 550-567.
- Balocchi, E., Modak, B., Martínez, M., Padilla, K., Reyes, F & Garritz, A. (2006). Aprendizaje cooperativo del concepto “cantidad de sustancia” con base en la teoría atómica de Dalton y la reacción química. Parte III: Concepciones acerca de la “cantidad de sustancia” y su unidad “el mol”. *Educación Química*, 17(1), 10-28.
- Bennett, J. & Holman, J. (2002). Context-based approaches to the teaching of chemistry: What are they and what are their effects? En Gilbert, J., De Jong, O., Justi, R., Treagust, D. & Van Driel, J. (Eds.) *Chemical education: Towards research-based practice* (pp. 165-184). Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.
- Bensuade-Vincent, B. & Stengers, I. (1997). *Historia de la Química*. Madrid: Addison-Wesley Iberoamericana, S.A.
- Bodner, G. & Herron, J. (2002). Problem-solving in chemistry. En Gilbert, J., De Jong, O., Justi, R., Treagust, D. & Van Driel, J. (Eds.) *Chemical education: Towards research-based practice* (pp. 235-266). Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.

- BouJaoude, S. & Barakat, H. (2000). Secondary school students' difficulties with stoichiometry. *School Science Review*, 81(296), 91-98.
- BouJaoude, S. & Barakat, H. (2003). Students' problema solving strategies in stoichiometry and their relationship to conceptual understanding and learning approaches, *Electronic Journal of Sciece Education*, 7(3), 1-42.
- Brown, T., LeMay, E., Bursten, B. & Burdge, J. (2004). *Química. La Ciencia Central* (9ª edición). México: México: Pearson Educación.
- Bucat, B & Mocerino, M. (2009). Learning at the sub-micro level: Structural representations. En Gilbert, T & Treagust, D. (Eds.), *Multiple Representations in Chemical Education, Models and Modeling in Science Education, Volume 4*. (pp. 11-29). Springer Science+Business Media.
- Cabrera, H. & García, E. (2014). Historia de las ciencias en la enseñanza de las ciencias: el caso de la reacción química. *Revista Brasileira de Historia de Ciência*, 7(2), 298-313.
- Castelán, M. & Hernández, G. (2009). Estrategia didáctica para apoyar la comprensión de la estequiometría a partir del uso de analogías. Cartel participante en el *X Congreso Nacional de Investigación Educativa*, Veracruz, México.
- Chamizo, J. (2014). The role of instruments in three chemical' revolutions. *Science & Education*, 23, 955-982.
- Chandrasegaran, A., Treagust, D., Waldrip, B. & Chandrasegaran, A. (2009). Students' dilemas in reaction stoichiometry problema solving: deducing the limiting reagent in chemical reactions. *Chemical Education Research Practice*, 10, 14-23.
- Corradi, D., Elen, J., Schraepen, B. & Clarebout, G. (2014). Understanding possibilities and limitations of abstract chemical representations for achieving conceptual understanding. *International Journal of Science Education*, 36(5), 715-734.

- Dahsah, C. & Coll, R. (2007). Thai grade 10 and 11 students' conceptual understanding and ability to solve stoichiometry problems. *Research in Science and Technological Education*, 25(2), 227-241.
- Davidowitz, B. & Chittleborough, G. (2009). Linking the macroscopic and sub-microscopic levels: diagrams. En Gilbert, J. & Treagust, D. (Eds.), *Multiple Representations in Chemical Education, Models and Modeling in Science Education, Volume 4*. (pp. 169-191). Springer Science+Business Media.
- Davidowitz, B., Chittleborough, G. & Murray, E. (2010). Student-generated submicro diagrams: a useful tool for teaching and learning chemical equations and stoichiometry. *Chemistry Education Research and Practice*, 11, 154-164.
- DeMeo, S. (2008). *Multiple Solution Methods for Teaching Science in the Classroom. Improving Quantitative Problem Solving Using Dimensional Analysis and Proportional Reasoning*. Boca Ratón, FA: Universal Publishers.
- Dewey, J. (1995). *Democracia y Educación*. Madrid: Morata.
- Escuela Nacional Colegio de Ciencias y Humanidades, Programas de Estudio, Área de Ciencias Experimentales, Química I – II. Primera edición: 2016.
- Fach, M., de Boer, T. & Parchmann, I. (2007). Results of an interview study as basis for the development of stepped supporting tools for stoichiometric problems. *Chemistry Education Research and Practice*, 8(1), 13-31.
- Furió, C., Azcona, R., Guisasola, J. & Ratcliffe, M. (2000). Difficulties in teaching the concepts of “amount of Substance” and “mole”. *International Journal of Science Education*, 22(12), 1,285-1,304.
- Furió, M. & Padilla, K. (2003). La evolución histórica de los conceptos científicos como prerrequisito para comprender su significado actual: el caso de la “cantidad de sustancia” y el “mol”. *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*, 17, 55-74.

- Galagovsky, L. & Giudice, J. (2015). Estequiometría y la ley de conservación de la masa: una relación a analizar desde la perspectiva de los lenguajes químicos. *Ciência & Educação*, 21, 85-99.
- García, H., Alcocer, A., Campos, L., Chan, C., Mendoza, M. & Villanueva, I. (2008). 1 “moloch” de pulseras. Cantidad de sustancia, una estrategia didáctica para enseñar este concepto en secundaria. *Educación Química*, 19(1), 66-70.
- Garriz, A., Gasque, L., Hernández, G. & Martínez, A. (2002). El mol: un concepto evasivo. Una estrategia didáctica para enseñarlo. *Alambique Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 33, 99-109.
- Garriz, A., Gasque, L. & Martínez, A. (2005). *Química universitaria*. México D.F.: Editorial Prentice Hall.
- Garriz, A. (2010). La historia como una herramienta para promover el aprendizaje. *Educación Química*, 21(4), 266-269.
- González, A., Ortiz, E. & Medina, Z. (2014). A hands-on activity incorporating the threefold representation on limiting reactant. *Journal of Chemical Education*, 91, 1464-1467.
- Harrison, A. & Treagust, D. (2002). The particulate nature of matter: challenges in understanding the submicroscopic world. En Gilbert, J., De Jong, O., Justi, R., Treagust, D. & Van Driel, J. (Eds.) *Chemical education: Towards research-based practice* (pp. 189-212). Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.
- Izquierdo, M. (1994). ¿Cómo contribuye la historia de las ciencias en las actitudes del alumnado hacia el aprendizaje de las ciencias? *Aula de Innovación Educativa (versión electrónica)*, 27.
- Jorba, J. & Sanmartí, N. (1994). *Enseñar, aprender y evaluar: un proceso de regulación continua*. Barcelona: C.I.D.E.
- Kind, V. (2004). Más allá de las apariencias. *Ideas previas de los estudiantes sobre conceptos básicos de química*. México: Santillana.

- Laugier, A. & Dumon, A. (2004). The equation of reaction: A cluster of obstacles which are difficult to overcome. *Chemistry Education Research and Practice*, 5(3), 327-342.
- Marais, P. & Jordaan, F. (2000). Are we taking symbolic language for granted? *Journal of Chemical Education*, 77(10), 1,355-1,357.
- Mitchel, I. & Gunstone, R. (1984). Some student conceptions brought to the study of stoichiometry. *Research in Science Education*, 14, 78-88.
- Nakhleh, M., Polles, J. & Malina, E. (2002). Learning chemistry in a laboratory environment. En Gilbert, J., De Jong, O., Justi, R., Treagust, D. & Van Driel, J. (Eds.) *Chemical education: Towards research-based practice* (pp. 69-94). Dordrecht: Kluwer Academic Publishers.
- Niaz, M. & Montes, L. (2012). Understanding stoichiometry: towards a history and philosophy of chemistry. *Educación Química*, 23(E2), 290-297.
- Niaz, M. (2016). Understanding stoichiometry: Do scientific laws help in learning science? En Niaz, M. *Chemistry Education and Contributions from History and Philosophy of Science*, (pp. 125-141). Switzerland: Springer International Publishing.
- Nurrenbern, S. & Pickering, M. (1987). Concept learning versus problem solving: is there a difference?. *Journal of Chemical Education*, 64(6), 508-510.
- Nussbaum, J. (2005). History and philosophy of science and the preparation for constructivist teaching: the case of particle theory. En Mintzes, J.; Wandersee, J. & Novak, J. (Eds.) *Teaching Science for Understanding; A Human Constructivist View* (pp. 165-194). USA: Academic Press.
- Padilla, K. & Furio-Mas, C. (2007). The importance of history and philosophy of science in correcting distorted views of “amount of substance” and “mole” concepts in chemistry teaching. *Science & Education*, 17, 403-424.
- Padilla, K. & Garritz, A. (2011). The pedagogical content knowledge of university chemistry professors teaching stoichiometry. *NARST 2011 Annual Meeting*

- Paixão, M. & Cachapuz, A. (2000). Mass conservation in chemical reactions: the development of an innovative teaching strategy based on the history and philosophy of science. *Chemistry Education: Research and Practice in Europe*, 1(2), 201-215.
- Pozo, J., Gómez, M., Limón, M. & Sanz, A. (1991). *Procesos Cognitivos en la Comprensión de la Ciencia: Las Ideas de los Adolescentes Sobre la Química*. Madrid: Gráficas Juma.
- Pozo, J. (2003). *Adquisición de conocimiento*. Madrid: Ediciones Morata.
- Ramful, A. & Narod, F. (2014). Proportional reasoning in the learning of chemistry: levels of complexity. *Mathematics Education Research Journal*, 26, 25-46.
- Raviolo, A. & Garritz, A. (2007). Uso de analogías en la enseñanza de la química: necesidad de elaborar decálogos e inventarios. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 51, 28-39.
- Raviolo, A. & Lerzo, G. (2016). Analogías en la enseñanza de la estequiometría: revisión de páginas web. *Revista Electrónica de Investigación en Educación en Ciencias*, 9, 28-41.
- Raviolo, A. & Lerzo, G. (2016). Enseñanza de la estequiometría: uso de analogías y comprensión conceptual. *Educación Química*, 27, 195-204.
- Sanger, M. (2005). Evaluating students' conceptual understanding of balanced equations and stoichiometric ratios using a particulate drawing. *Chemical Education Research*, 82(1), 131-134.
- Sanmartí, N. (2009). La evaluación vista como un proceso de autorregulación. En J. Gairín & P. Díez (Coord.), *Nuevas funciones de la evaluación* (pp. 93-126). España: Ministerio de Educación Cultura y Deporte, Subdirección General de Información y Publicaciones.
- Schmidt, H. (1997). An alternative path to stoichiometry problem solving. *Research in Science Education*, 27(2), 237-249.

- Sjöström, J & Talanquer, V. (2014). Humanizing chemistry education: From simple contextualization to multifaceted problematization. *Journal of Chemical Education*, 91, 1125-1131.
- Solves, J. & Traver, M. (1996). La utilización de la historia de las ciencias en la enseñanza de la física y la química. *Enseñanza de las Ciencias*, 14(1), 103-112.
- Sosa, P. (2007). *Conceptos base de la química. Libro de apoyo para bachillerato*. México D.F.: Dirección General del Colegio de Ciencias y Humanidades.
- Sosa, P., Méndez, N. & Islas, R. (2013). *Ciencias 3. Química*. México D.F.: Macmillan/Ediciones Castillo.
- Talanquer, V. (2010). Construyendo puentes conceptuales entre las varias escalas y dimensiones de los modelos químicos. *Educación Química*, 5, 11-18.
- Talanquer, V. (2011). Macro, submicro and symbolic: The many faces of the chemistry “triplet”. *International Journal of Science Education*, 33(2), 179-195.
- Talanquer, V. (2016). Central ideas in chemistry: An alternative Perspective. *Journal of Chemical Education*, 93, 3-8.
- Talanquer, V. & Pollard, J. (2017). *Chemical Thinking*, 4th Edition. USA: University of Arizona.
- Taskin, V. & Bernholt, S. (2014). Students’ understanding of chemical formulae: A review of empirical research. *International Journal of Science Education*, 36(1), 157-185.
- Usselman, M. & Brown, T. (2015). Atomic theory and multiple combining proportions: The search for whole number ratios. *Annals of science 2015*. *Taylor & Francis*, 72, 153-169.

- Viana, H. & Porto, P. (2010). The development of Dalton's atomic theory as a case study in the history of science: Reflections for educators in chemistry. *Science Education*, 19, 75-90.
- Walker, J., Sampson, V., Zimmerman, C. & Grooms, J. (2011). A performance-based assessment for limiting reactants. *Journal of Chemical Education*, 88, 1243-1246.
- Weininger, S. (2011). Alan Rocke: Image and Reality: Kekulé, Kopp, and the Scientific Imagination. Book Review. *HYLE International Journal for Philosophy of Chemistry*, 17, 36-40.
- Wood, C. & Breyfogle, B. (2006). Interactive demonstrations for mole ratios and limiting reagents. *Journal of Chemical Education*, 8(5), 741-748.