



UNIVERSIDAD NACIONAL AUTÓNOMA DE MÉXICO

FACULTAD DE QUÍMICA

**DESARROLLO DE PREGUNTAS DE DOBLE ESCALÓN PARA DETECTAR
CONCEPCIONES ALTERNATIVAS SOBRE EL CONCEPTO DE CANTIDAD DE
SUSTANCIA Y ESTEQUIOMETRÍA.**

T E S I S

**QUE PARA OBTENER EL TÍTULO DE
QUÍMICA**

PRESENTA

NORMA MARÍA VELÁZQUEZ AVENDAÑO



MÉXICO, D.F.

2016



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: PLINIO JESÚS SOSA FERNÁNDEZ

VOCAL: KIRA PADILLA MARTÍNEZ

SECRETARIO: KARLA MERCEDES DÍAZ GUTIÉRREZ

1ER. SUPLENTE: FABIOLA GONZÁLEZ OLGUÍN

2° SUPLENTE: SILVIA MÓNICA MANERO BRITO

SITIO DONDE SE DESARROLLÓ EL TEMA:

INVESTIGACIÓN EDUCATIVA EN QUÍMICA

FACULTAD DE QUÍMICA UNAM

ASESOR:

DRA. KIRA PADILLA MARTÍNEZ

SUSTENTANTE:

NORMA MARÍA VELÁZQUEZ AVENDAÑO

Índice

Introducción	5
Capítulo 1	7
Marco Teórico	8
Historia	9
Secuencia histórica	13
Dificultades relacionadas con la cantidad de sustancia	14
Concepciones alternativas	16
Preguntas de doble escalón.	19
Objetivo	23
Objetivos particulares	23
Capítulo 2	24
Metodología	25
Primer Cuestionario.....	26
Objetivos de las preguntas del Primer Cuestionario	29
Segundo Cuestionario	32
Objetivos de las preguntas del Segundo Cuestionario.....	36
Cuestionario de doble escalón	39
Capítulo 3	44
Resultados y Análisis	44
Consideraciones para la correcta interpretación de los cuestionarios.....	45
Resultados y análisis del Primer Cuestionario.	47
Resultados y análisis del Segundo Cuestionario	66
Resultados y análisis del Cuestionario de doble escalón	100
Capítulo 4	116
Conclusiones y Recomendaciones	117
Bibliografía	120

Introducción

Introducción

Existen diversas concepciones alternativas alrededor de cantidad de sustancia. Dichas concepciones son compartidas por profesores y alumnos debido a la falta de comprensión de su origen y evolución, y debido también a cómo se presentan dichos conceptos en los libros de texto. (Hawthorne, 1973; Furió *et al.*, 1993, 1999; Padilla *et al.*, 2008)

Los libros de texto continúan introduciendo el concepto de mol directamente a través de cálculos y difícilmente se encuentra alguno que contenga el término cantidad de sustancia y que explique su relación. Dado que los libros son el material de apoyo de los profesores para la enseñanza, éstos también carecen de un entendimiento claro y completo acerca de los conceptos mencionados y así es como son transmitidas las concepciones alternativas a los estudiantes (Lybeck *et al.*, 1988; Padilla *et al.*, 2008).

Algunas de las concepciones alternativas y problemas que se han reportado respecto a cantidad de sustancia son:

- a) Se piensa en mol como sinónimo de número de Avogadro. (Balocchi, 2006)
- b) Se considera a la cantidad de sustancia como sinónimo de masa. (Gabel, 1984; Padilla, 2008)
- d) En lugar de cantidad de sustancia, los docentes enseñan número de moles. (Hawthorne, 1973; Furió *et al.*, 1999; Padilla, 2008)
- e) Dadas las definiciones relacionales de cantidad de sustancia, se suele pensar en éstas como definiciones conceptuales. Así, masa, número de Avogadro y volumen molar suelen ser definiciones de mol para los estudiantes.

Las concepciones alternativas deben ser detectadas por el profesorado para mejorar el aprendizaje y tratarlas de corregir tanto como sea posible. Se está usando el método de *preguntas de doble escalón de opción múltiple*, desarrollado por Treagust (1998), para detectar las concepciones alternativas que presentan

los estudiantes de los primeros dos semestres de la Facultad de Química de la UNAM.

En el primer escalón, se examina que el alumno tenga conocimiento del tema, y se pone a prueba por medio de una pregunta. En el segundo escalón se busca que el alumno justifique correctamente la respuesta anterior, señalando la justificación que considere más adecuada. Ambos escalones se diseñan a partir de las concepciones alternativas más comunes de los estudiantes. (Treagust, 1986; Treagust, 2006; Chandrasegaran et al, 2007).

Una vez probadas las preguntas, se introducirán a la aplicación ConSOL (Conceptions in Science on-line) en Canadá, con el equipo de trabajo de David Treagust, quien diseñó la herramienta.

Capítulo 1

Marco Teórico

Marco Teórico

Cantidad de sustancia es una de las siete magnitudes fundamentales del Sistema Internacional de Unidades, cuya unidad es el mol. A través de esta magnitud es posible relacionar al mundo submicroscópico con el mundo macroscópico, ya que se sitúa justo entre ambos, haciendo accesible el conteo de entidades elementales y es aquí donde radica su importancia.

La cantidad de sustancia difícilmente es conocida entre el alumnado, porque se presenta de una manera mecanística (Furió *et al.*, 1993), y se aprende más comúnmente como número de moles (Hawthorne, 1973; Furió *et al.*, 1993, 1999), entre otras concepciones alternativas que se presentan más adelante. A dicha magnitud no se le presta la misma atención que a otras desde el punto de vista cualitativo, es decir, no se analiza su origen ni se discute su función, sino más bien se utiliza para resolver cálculos químicos sin una perspectiva más profunda.

Es importante que no se pierda la cualitatividad de cantidad de sustancia, ya que es una magnitud única, que tiene un fin único, como las demás magnitudes y, si no se comprende su cualitatividad, se comienzan a tener concepciones alternativas de ella y sucede lo que vemos actualmente, que se confunde con su unidad, que se percibe como un número, una masa o un volumen, etc.

Lo peligroso de las concepciones alternativas es que se transmiten principalmente mediante los libros y los profesores, dando como resultado una educación en química deficiente al grado que incluso los mismos químicos desconozcan de manera cualitativa el significado de cantidad de sustancia y lo que es peor, que desconozcan esa omisión.

De acuerdo con Furió *et al.*, (2000) y Padilla *et al.*, (2008) para comprender el significado de un concepto, se debe conocer su historia, saber qué problema resuelve, dentro de qué contexto histórico-social surge, qué conceptos están relacionados con él y cómo es que han evolucionado.

Historia

A continuación se presenta una breve descripción histórica del contexto en que surge 'cantidad de sustancia' y 'mol'.

La teoría atómica de Dalton trajo consigo una fuerte polémica entre los científicos de la época, que perduró durante todo el siglo XX ya que la transición del equivalentismo al atomismo tuvo lugar durante el siglo XIX. (Padilla *et al.*, 2008)

“Los últimos treinta años del siglo XIX fueron una época en la que tuvieron lugar encarnizados debates sobre la existencia o no de los átomos”. (Hudson 1992, p. 208)

Durante todo el siglo XX existió una fuerte polémica entre equivalentistas y atomistas. (Furió *et al.*, 1999)

A finales del siglo XVIII se buscaba en el campo de la química, determinar la composición en masa de los compuestos y el cálculo cuantitativo de las proporciones en peso con que se combinaban las sustancias en las reacciones químicas. Fue entonces, gracias al químico alemán Jeremías Benjamín Richter (1762-1807), que nació la estequiometría. (Furió *et al.*, 1999)

Richter buscaba regularidades en las proporciones de masas de combinación, porque él consideraba la necesidad de matematizar a la química al igual que se había hecho con la física. En 1803 Richter estableció pesos equivalentes de ácidos y bases tomando al ácido sulfúrico como referencia y es entonces cuando surge la palabra 'equivalente' o 'peso de combinación'. Con estas relaciones equivalentes, Richter por fin introduce las matemáticas a la química y a esta nueva disciplina se le llama estequiometría. (Furió *et al.*, 1999)

El concepto de peso equivalente es un remanente de una visión equivalentista, ya que en un inicio se usaba para expresar cantidades de materia y quedaba definido por una reacción química en términos de masa. Hoy en día los químicos ya no

piensan en términos de masa, sino en términos de cantidad de sustancia. (Padilla *et al.*, 2008)

En ese entonces, se buscaba equiparar a la química, en cuanto a rigor matemático, con la física, por influencia de la obra de Newton. Entonces Proust (1799) establece la ley de las proporciones definidas según la cual, cuando se combinan elementos para formar un compuesto, lo hacen en una relación específica de sus pesos respectivos.

En 1810, Dalton postula su modelo atómico, el cual fue rechazado por muchos científicos como Dumas y Berzelius, y a finales de ese siglo seguía siendo rechazado por Ostwald, porque aunque parecía un excelente modelo que explica la construcción de sustancias simples y compuestas, el significado de reacción química, las leyes de la conservación de la masa y de las proporciones constantes, no se tenían pruebas de la existencia del átomo, ni tenía una base experimental. (Furió *et al.*, 1999)

Los científicos atomistas Dalton y Avogadro utilizaban conceptos como molécula y molécula-gramo. Ostwald aún no estaba convencido de la hipótesis atómica y la hipótesis molecular de Avogadro, por lo que usaba la terminología Richteriana, peso normal en lugar de peso molecular y peso de unión en lugar de peso atómico (Furió *et al.*, 1999; 2000).

“Los términos relacionados con la expresión ‘peso fórmula-gramo’ (peso átomo-gramo, peso molécula-gramo, peso equivalente-gramo) eran muy utilizados para referirse equivocadamente a la masa atómica, a la masa molecular y a la masa de combinación, la cual era definida como la suma de los pesos atómicos de una fórmula expresada en gramos” (Balocchi *et al.*, 2005)

Los conceptos *átomo-gramo*, *molécula-gramo*, *ion-gramo*, *fórmula-gramo*, *masa fórmula gramo*, *equivalente* y *equivalente-gramo*, se utilizaban para hacer converger las visiones equivalentista y atomista sobre las relaciones químicas, pero con la aceptación definitiva de la teoría atómica, seguido de la definición de

cantidad de sustancia y mol, la existencia de dichos términos perdió sentido, por lo que se consideran obsoletos. (Furió *et al.*, 1999)

De igual manera, la comunidad científica, a través de las publicaciones de la IUPAC, considera anacrónica la utilización del concepto de *equivalente* y de *normalidad* como forma de expresar la concentración de las disoluciones. (Furió *et al.*, 1999)

Una razón por la que se podría confundir cantidad de sustancia con masa es que en 1900, Wilhelm Ostwald introdujo el concepto de mol haciendo referencia a masa, y 61 años después, la comunidad científica define cantidad de sustancia y asigna al mol como su unidad, pero en todo ese tiempo se relacionó al mol con masa, por lo que se podría explicar la confusión de relacionar a cantidad de sustancia con ésta (Furió *et al.*, 2000). Además de que epistemológicamente, mol, se define como masa grande (Balocchi *et al.*, 2005).

Ostwald introdujo el concepto del mol debido a su escepticismo con respecto a la hipótesis atómica, como sigue:

“De esta manera hemos observado que si diluimos un ‘mol’ (el peso normal o molecular de una sustancia expresada en gramos, se llamará ‘mol’ de ahora en adelante) de cualquier sustancia en un litro o 1000g de agua, la disolución resultante congelará a - 1.850°”. (Ostwald 1900), citado por Furió, (1999).

A principios del s. XIX, se presentó al oxígeno como escala de los pesos atómicos (O=16) de los químicos. Giauque y Johnston descubrieron los isótopos ^{18}O y ^{17}O del ^{16}O . La escala de los químicos y de los físicos difería por un factor de 1.000275. Esta diferencia era un inconveniente tanto para los físicos como para los químicos, por lo que por aproximadamente 4 años, buscaron una escala apropiada para ambos. No fue sino hasta 1957, cuando Olander y Nier propusieron de manera independiente al ^{12}C como escala. En 1960 La IUPAP aprueba al ^{12}C como escala de pesos atómicos y en 1961, la IUPAC acepta dicha escala. (Guggenheim, 1961)

Ostwald como científico equivalentista, define por primera vez al mol, pero lo hace en términos de masa. El concepto del mol tendrá en 1958 un significado relacionado con el isótopo 16 del oxígeno, y en 1967 uno diferente y definitivo, relacionado con el carbono 12 y con la forma en cómo contaríamos entidades elementales, es decir el mol habrá pasado de ser definido dentro de un contexto equivalentista, a uno atomista. Desafortunadamente, la evolución de los conceptos no es un tema popular dentro de la educación de la química, por lo que a lo largo de los años se ha adoptado como única la primera definición de mol, con lo que se ha generado una fuerte concepción alternativa en la que se relaciona al mol con la masa (Furió *et al.*, 2000), (Padilla *et al.*, 2008).

En cuanto al origen de 'cantidad de sustancia', a partir de 1957 la IUPAP dio varias definiciones de *stoffmenge* (porción de sustancia en alemán) o lo que conocemos ahora como cantidad de sustancia. El nacimiento de este concepto fue muy discutido porque se decía que el término *sustancia* era inapropiado cuando se trataba de iones o electrones. Sin embargo, este significado se refiere al carácter macroscópico de la magnitud *cantidad de sustancia*. (Padilla *et al.*, 2008)

En 1961, la comunidad científica introduce la magnitud 'cantidad de sustancia' y define al mol como su unidad. "...El mol se define como la cantidad de sustancia que contiene tantas moléculas (o iones, o átomos, o electrones, según sea el caso) como átomos hay en exactamente 12 gramos de ^{12}C puro". (Guggenheim 1986, p.3, citado por Furió *et al.*, 1999).

Cantidad de sustancia surgió a partir de la necesidad de contar las partículas de alguna sustancia que participara en una reacción química, es decir, para identificar los cambios en la materia que ocurren en las reacciones. (Padilla *et al.*, 2008)

La teoría atómico-molecular explica, a través de una ecuación con las fórmulas químicas correspondientes a las sustancias que participan, lo que ocurre en una reacción química; donde a través de los coeficientes estequiométricos se indica la proporcionalidad entre los reactivos y productos. (Furió *et al.*, 2000)

Secuencia histórica

En la Tabla 1 se presentan los acontecimientos históricos de la transición del equivalentismo al atomismo, que dieron origen a lo que actualmente es la magnitud 'cantidad de sustancia' y su unidad 'mol'. Obsérvese que primero se introdujo el mol y después de 61 años, nace su magnitud.

1774	Antoine Lavoisier introduce la ley de la conservación de la materia.
1799	Joseph Proust establece la ley de las proporciones definidas.
1803	Richter establece pesos equivalentes de ácidos y bases y así surge la palabra 'equivalente'.
1808	John Dalton establece la ley de las proporciones múltiples y su teoría atómica.
1811	Avogadro establece su hipótesis <i>'En condiciones iguales de temperatura y presión, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas'</i> .
1812	Ampere y Avogadro suponen moléculas diatómicas de algunos gases.
1900	Ostwald introduce el concepto de mol en términos de masa.
1957	A partir de este año, la IUPAP dio varias definiciones de <i>stoffmenge</i> .
1957	Olander y Nier propusieron al ^{12}C como escala de pesos atómicos.
1960	La IUPAP aprueba al ^{12}C como escala de pesos atómicos.
1961	La IUPAC acepta dicha escala.
1961	La IUPAP reconoce a cantidad de sustancia como magnitud fundamental y al mol como su unidad.
1965	La IUPAC reconoce a cantidad de sustancia como magnitud fundamental y al mol como su unidad.

(Guggenheim, 1961; Furió *et al.*, 1999; Furió *et al.*, 2000; Garritz *et al.*, 2002; Petrucci *et al.*, 2003; Padilla *et al.*, 2008).

Como se ha visto, los conceptos nacen dentro de un cierto contexto socio-histórico, pero evolucionan con el tiempo e incluso pueden desaparecer, pero si no

se le da importancia a la historia de estos conceptos, se crean concepciones alternativas y dificultades en la comprensión cualitativa de ellos.

Dificultades relacionadas con la cantidad de sustancia

Dificultad por desarrollo cognitivo y deficiencias en matemáticas.

El mol resulta ser un concepto muy difícil para los estudiantes en la escuela secundaria. Según Herron (1975), la dificultad con el uso del mol para llevar a cabo cálculos químicos a nivel secundaria, se debe a que en esta etapa difícilmente se ha alcanzado el nivel intelectual de las operaciones formales y por lo tanto, no resultan fáciles las razones y las proporciones (Ceverlati *et al.*, 1982; Furió *et al.*, 1993; Balocchi *et al.*, 2005). “Los estudiantes deben alcanzar esta etapa del desarrollo conceptual antes de que puedan entender el tema y relacionarlo con el resto de su curso. Esta es la etapa en la que el álgebra se hace posible-los símbolos abstractos se usan para resolver problemas y después se trasladan de vuelta a la realidad” (Duncan y Johnstone, 1973).

Las proporciones matemáticas son una herramienta básica para comprender cantidad de sustancia; su falta de comprensión representa un fuerte impedimento para la resolución de problemas estequiométricos y de cantidad de sustancia. Los estudiantes necesitan más práctica en ciertas áreas matemáticas, para una adecuada resolución de problemas, como por ejemplo notación científica, problemas en dos etapas y problemas que involucren división (Gabel *et al.*, 1984).

Dificultad por la abstracción del concepto.

Aún más difícil que las matemáticas, es la comprensión cualitativa de cantidad de sustancia y de otros conceptos químicos. Los estudiantes pueden resolver correctamente cálculos estequiométricos, sin comprender los resultados. En matemáticas, para mejorar las habilidades de resolución de problemas, se propone presentar los problemas visualmente, pero en química esto resulta difícil, porque los conceptos involucran cantidades exageradamente grandes de partículas, que son extremadamente pequeñas en la naturaleza. (Dierks, 1981; Gabel *et al.*, 1984).

Cantidad de sustancia es un concepto abstracto que relaciona al modelo atómico con la realidad a la que los químicos se enfrentan en el laboratorio, ya que se llevan a cabo reacciones químicas, y después se representan con fórmulas para poder ser explicadas. (Lybeck *et al.*, 1988).

No resulta fácil imaginar la magnitud de la constante de Avogadro, los cálculos químicos requieren el concepto de proporcionalidad y es una magnitud que no está presente en la vida cotidiana. (Balocchi *et al.*, 2005).

Es común que existan estudiantes capaces de balancear una reacción química, pero no de trasladar ésta a nivel de partículas o moléculas porque presentan dificultades con aspectos estructurales e interactivos de las reacciones químicas. (Balocchi *et al.*, 2005).

Es importante que se desarrolle la habilidad de imaginar abstracciones de las que se habla en química, ya que aunque es cierto que en la labor de un químico no se requiera ni tenga sentido hablar de una reacción a nivel submicroscópico, el químico debe ser capaz de hacer representaciones mentales, con sus consecuentes representaciones gráficas, entre el mundo macroscópico y submicroscópico

Dificultad por una enseñanza mecanística

Según Furió y colaboradores (1993), dado que se introducen conceptos químicos de una manera mecanística, se pierde el significado químico y es ahí donde radica la dificultad de comprenderlos. Cuando se enseña cantidad de sustancia de manera operativa, no se puede tener una visión problemática del concepto. En la práctica de la enseñanza, 'número de moles' se usa en lugar de 'cantidad de sustancia', o se asocia a 'cantidad de materia', concepto que refiere a masa. Cuando en la enseñanza no se presenta la magnitud cantidad de sustancia y al mol como su unidad, surgen concepciones alternativas como que el 'número de moles' es sólo una 'cantidad de entidades elementales'.

Los estudiantes podrían comprender mejor cantidad de sustancia sabiendo que es una magnitud macroscópica que facilita el conteo de entidades elementales. Se les debe hacer ver que lo que es objeto de estudio, es la sustancia (pensada como un conjunto gigantesco de entidades elementales) y no una entidad elemental aislada, ya que es la primera, quien presenta propiedades específicas y medibles.

Concepciones alternativas

Tanto cantidad de sustancia como mol, son conceptos inventados por los científicos para llevar a cabo cálculos químicos, por lo tanto las concepciones alternativas alrededor de estos conceptos surgen por una instrucción insuficiente o de estrategias inadecuadas de enseñanza y no se consideran como concepciones intuitivas (Gabel y Buence, 1994; Furió *et al.*, 1999).

Se encuentra el mismo tipo de confusiones tanto en libros de texto como en profesores, lo que apunta a que son éstas las fuentes de confusión de los estudiantes. Dichas concepciones se deben a la falta de conocimiento que tienen los profesores con respecto al origen y evolución de los conceptos cantidad de sustancia y mol. (Lybeck *et al.*, 1988)

Entre los estudiantes difícilmente se maneja el concepto de 'cantidad de sustancia' y en su lugar se utiliza el término 'mol'. Incluso químicos avanzados, como los profesores, usan indistintamente la magnitud cantidad de sustancia y su unidad, el mol y es muy común que para el cálculo de cantidad de sustancia, se pregunte por el 'número de moles' (Lybeck *et al.*, 1988; Padilla *et al.*, 2008).

A continuación se presentan las concepciones alternativas más comunes que se han encontrado acerca de cantidad de sustancia.

Se piensa en mol (ya que como se ha mencionado, cantidad de sustancia es prácticamente omitida) como masa, como masa molar, como número de partículas o entidades elementales. Se le relaciona con volumen y con número de Avogadro, como algo que sirve para resolver problemas de química sin connotación alguna

en el mundo tangible, con un número que de alguna manera está relacionado con la masa, asimismo es considerado como una propiedad de la materia que se relaciona con la masa y con el número sin una clara distinción entre la magnitud (cantidad de sustancia) y la unidad (mol). (Lybeck *et al.*, 1988; Balocchi *et al.*, 2005).

La relación con masa y masa molar, se atribuye a la primera definición del mol dada por Ostwald. La relación del mol con número de partículas o entidades elementales se ha generado por libros de texto y profesores, ya que en los primeros se encuentra frecuentemente la analogía “el mol es como la docena del químico”. Usar este tipo de analogías no es incorrecto, la parte negativa es que se queda ahí cantidad de sustancia, y no se lleva más allá, es decir, no se le da al alumnado una perspectiva completa de la magnitud. En cuanto a la relación de mol con el volumen se puede deber a una extrapolación hacia los demás estados de agregación sobre la hipótesis de Avogadro. Es común también encontrar frases en los libros de texto que puedan conducir al lector a pensar que fue Avogadro quien introdujo el concepto del mol, además de que se enseña sólo como un número. Hawthorne (1973) analizó una centena de libros publicados entre 1891 y 1970, y encontró una relación entre el concepto de mol y número de Avogadro. (Balocchi *et al.*, 2005)

Otra concepción alternativa, aunque ya no tan frecuente, es que se utilizan términos como molécula-gramo, átomo-gramo y fórmula-gramo, como sinónimos de mol.

Y la más común entre las concepciones alternativas: Llamar a cantidad de sustancia ‘número de moles’. Se debe evitar esta muletilla pensando que no se llama a masa ‘número de kilogramos’. (Furió *et al.*, 2000)

Lo que debemos saber acerca de cantidad de sustancia

El alumno debe saber que ‘cantidad de sustancia’ es una magnitud macroscópica, extensiva, cuya unidad es el mol, y que sirve para contar entidades elementales con números pequeños y que no es ni masa, ni volumen, ni un número de

partículas, aunque es proporcional y se determina indirectamente a través de cualquiera de las tres magnitudes (Lybeck *et al.*, 1988; Furió *et al.*, 2000; Padilla *et al.*, 2008).

Relaciones entre cantidad de sustancia (n) y masa (m), volumen (V) y número (N)			
	m	V	N
n	m/M	V/Vm	N/N _A

Diferencia entre constante de Avogadro y número de Avogadro

La constante de Avogadro es una magnitud que se simboliza como N_A , y sus unidades son *entidades elementales/mol*.

$$N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades elementales/mol.}$$

El número de Avogadro es un número de entidades elementales y se simboliza como N_0 .

$$N_0 = 6,022 \times 10^{23} \text{ entidades elementales.}$$

(Balocchi *et al.*, 2005)

Importancia de la detección de concepciones alternativas en la enseñanza.

Las concepciones alternativas representan un fuerte obstáculo para el aprendizaje de las ciencias, ya que éste se va dando constructivamente, y si se aprende algo que no corresponde con la realidad difícilmente se podrán adquirir correctamente los conocimientos posteriores. (Wandersee, J.H., *et al.*, 1994)

Es importante que las concepciones alternativas sean detectadas para así poder aclarar los conceptos involucrados y que los alumnos no las sigan presentando, así como para que su conocimiento no se vea afectado por ellas y no se transmitan más.

Preguntas de doble escalón.

Investigadores sobre enseñanza de las ciencias han recurrido a pruebas escritas cortas como las preguntas de opción múltiple, las cuales evalúan únicamente el conocimiento de contenido, sin considerar los razonamientos que llevaron a los estudiantes a elegir la respuesta (Chandrasegaran *et al.*, 2007).

Tamir (1971) citado por Chandrasegaran (2007) propuso las preguntas de opción múltiple que incluyeran respuestas con las concepciones alternativas que se conocieran de los estudiantes y que también requiriera que los estudiantes justificaran sus opciones elegidas (Chandrasegaran *et al.*, 2007).

Dados los descubrimientos en las justificaciones de los estudiantes, se desarrollaron preguntas de doble escalón de opción múltiple para identificar las concepciones alternativas en áreas de contenido limitadas y claramente definidas. Son pruebas cortas y no requieren mucho tiempo para calificarse (Treagust, 2006; Chandrasegaran *et al.*, 2007).

Treagust (1986, 2006) considera que hay tres aspectos para el desarrollo de estas preguntas: (a) El contenido se define mediante la identificación de aseveraciones de conocimiento proposicional de contenido del tema que se va a enseñar y el desarrollo de un mapa conceptual en donde se acomoden tales aseveraciones; (b) se obtiene de la literatura, si es que se encuentra, información acerca de las concepciones alternativas que presentan los estudiantes o de lo contrario, esta información se obtiene de los mismos estudiantes dejando que expliquen su respuestas y llevando a cabo entrevistas informales a estudiantes que previamente se les haya enseñado el contenido o los conceptos; y (c) el desarrollo de las preguntas de doble escalón de opción múltiple.

El primer escalón consiste en una pregunta de contenido con varias opciones de respuesta, el segundo escalón consiste en un grupo de varias posibles justificaciones a la respuesta dada en la primera parte, lo que requiere una respuesta razonada. La respuesta correcta y las concepciones alternativas que se

encontró que presentan los estudiantes, forman parte de las justificaciones que se dan. Las justificaciones se toman de las respuestas de los estudiantes dadas en cada pregunta abierta, así como de la información encontrada en la literatura y si es el caso, de las entrevistas hechas a los alumnos. Con la parte de la justificación se evalúa de manera efectiva el aprendizaje significativo entre los estudiantes y se torna la prueba en una herramienta efectiva de diagnóstico (Treagust, 1986; Treagust, 2006; Chandrasegaran *et al.*, 2007).

La aplicación de instrumentos de diagnóstico de doble escalón por investigadores y el análisis de las respuestas ha conducido a la identificación de muchas concepciones alternativas que tienen los estudiantes acerca de varios temas de ciencia. (Treagust, 2006)

Este instrumento, aparte de identificar las concepciones alternativas de los estudiantes, les permite a los profesores descubrir si realmente tienen claros los conceptos o si acaso, sin intención, han transmitido a sus alumnos sus propias concepciones alternativas, es decir, permite a los profesores tener una mayor comprensión de los temas. (Tan, D. K. C., 2000)

Una vez que los profesores han descubierto que sus métodos para abordar las dificultades de los estudiantes son inadecuados, se vuelven más propensos a cambiar sus estrategias de enseñanza. (Tan, D. K. C., 2000)

Con la aplicación de este tipo de instrumentos al inicio o al final de un tema, los profesores pueden darse cuenta de las concepciones alternativas de los estudiantes sobre el tema y entonces pueden usar diferentes métodos de enseñanza que se enfoquen en dichas concepciones (Treagust, 2006).

Los profesores con más experiencia conocen las concepciones alternativas que presentan los estudiantes, pero los menos experimentados sólo las pueden apreciar después de terminada la enseñanza, por lo que no es posible incorporar estas concepciones en el proceso de enseñanza (Treagust, 2006).

Las investigaciones sugieren que profesores experimentados no aprecian los problemas que enfrentan los estudiantes cuando aprenden conceptos científicos complejos, porque los métodos regulares de enseñanza no exploran lo suficiente en el razonamiento de las respuestas y porque los métodos regulares de evaluación no demandan explicaciones detalladas de los conceptos. Sin embargo, el uso de estos instrumentos de diagnóstico y el subsecuente cambio de la enseñanza, no garantiza que las concepciones alternativas no serán construidas y retenidas por los estudiantes (Treagust, 2006).

Las preguntas de doble escalón de opción múltiple pueden aplicar para diversos temas, por ejemplo:

Chandrasegaran y colaboradores (2007, 2011) usaron preguntas de doble escalón de opción múltiple para evaluar la habilidad de estudiantes de alrededor de 15 años para describir y explicar reacciones químicas, usando representaciones macroscópicas, microscópicas y simbólicas.

Tan (2000) utilizó las preguntas de doble escalón de opción múltiple como instrumento diagnóstico para evaluar las concepciones de los estudiantes de secundaria acerca del análisis cualitativo.

Tan y colaboradores (2005) utilizaron preguntas de doble escalón de opción múltiple para determinar la comprensión que tienen estudiantes sobresalientes sobre la energía de ionización.

Treagust (2006), muestra una tabla resumida donde se muestran más ejemplos de temas en que diversos autores han buscado concepciones alternativas en biología, química y física.

Las preguntas de doble escalón han sido usadas por el Consejo Nacional de Ciencias en Taiwan como parte central de su proyecto nacional de evaluación, y la American Chemical Society como ejemplos recomendados para preguntas conceptuales. (Treagust, 2006)

Ya se ha explicado con anterioridad el impacto que pueden tener los instrumentos (escritos en papel) de diagnóstico de doble escalón de opción múltiple y que han sido ampliamente usados. Sin embargo se han encontrado ciertas limitaciones: Se presentan los dos escalones al mismo tiempo y los estudiantes pueden revisar todas las opciones que se les presentan sin importar la opción elegida del primer escalón, y entonces pueden hacer coincidir su justificación con la respuesta del primer escalón. (Vázquez, 2013)

Dentro del alcance de un proyecto multinacional que busca explorar y comparar las concepciones entre los estudiantes universitarios de Quebec, México y Australia, se ha desarrollado un instrumento que permite una más fina administración y análisis que la versión tradicional en papel, una aplicación en línea llamada ConSOL (Conceptions in Science on-line), que trata de superar las limitaciones previamente mencionadas. Usando ConSOL, los alumnos pueden seleccionar la respuesta del primer escalón y a partir de ésta, se despliegan únicamente sus justificaciones posibles (Vázquez, 2013). Se busca probar las preguntas de doble escalón de opción múltiple sobre cantidad de sustancia y estequiometría desarrolladas en este trabajo, en ConSOL.

En la facultad ya se ha iniciado con este proyecto, planteando preguntas de doble escalón dentro del tema de entropía, (Valera, R.K., 2014).

Objetivo

Elaborar un cuestionario de doble escalón para detectar las concepciones alternativas sobre cantidad de sustancia y estequiometría, a partir de cuestionarios de opción múltiple con justificaciones dadas por los estudiantes de los dos primeros semestres de la Facultad de Química.

Objetivos particulares

- Identificar las concepciones alternativas relacionadas con cantidad de sustancia y estequiometría que presentan los estudiantes de los dos primeros semestres de las carreras que ofrece la Facultad de Química, mediante la evaluación de preguntas de doble escalón.
- Desarrollar las preguntas de doble escalón para detectar dichas concepciones.
- Colaborar con el proyecto *Diagnóstico y estudio comparativo de concepciones presentes en estudiantes de ciencias a nivel medio superior y superior en Quebec y en México, con el fin de desarrollar material didáctico adecuado*, a través de la aplicación ConSOL (Conceptions in Science On Line), en la cual se busca introducir estas preguntas, ya que es donde se presentan las preguntas de doble escalón en un formato electrónico^{[1].1}

^[1] Poster presented on the Stand 12: on Educational Technology of the 86th International Conference of the National Association of Research in Science Teaching. (2013)

Capítulo 2

Metodología

Metodología

Con el fin de encontrar concepciones alternativas sobre cantidad de sustancia y estequiometría, se buscó en la literatura cuáles estaban reportadas y para comenzar a identificarlas, se analizaron las respuestas dadas por 43 estudiantes de Química General I de la Facultad de Química, de un cuestionario aplicado en clase por su profesora. El cuestionario se muestra a continuación.

Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia
1. Escribe lo que entiendes por cantidad de sustancia y expresa para qué sirve.
2. Escribe lo que entiendes por mol y expresa para qué sirve.
3. Imagínate que sobre la mesa tenemos dos montones de cobre y azufre: Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre, ¿qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo número de átomos de ambas? Marca con una cruz la respuesta que consideres correcta.
<input type="radio"/> La misma masa de ambas.
<input type="radio"/> El doble de masa de cobre que de azufre.
<input type="radio"/> El doble de masa de azufre que de cobre.
<input type="radio"/> Otra respuesta.
<input type="radio"/> No lo sé.
Justificación
4. Una sustancia está formada por azufre (S) y oxígeno (O) contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos dos elementos ¿Cuál es su fórmula química? Justifica tu respuesta.
5. Sobre una mesa de laboratorio se tienen dos vidrios de reloj,. En uno se tiene dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y en el otro cromato de potasio (K_2CrO_4). De ambos se tiene la misma masa. ¿De cuál crees que se tenga mayor cantidad de sustancia? Justifica tu respuesta.

Con las respuestas del cuestionario, se verificó la existencia de algunas concepciones alternativas de los estudiantes y sus dificultades en matemáticas, entonces se realizó un primer cuestionario de opción múltiple *Primer Cuestionario* y se aplicó a veintiséis alumnos del curso de Química General II del semestre 2013-II, incluyendo, aunque con algunos cambios en redacción para evitar ambigüedades, las preguntas del *Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia*. Las posibles respuestas del *Primer Cuestionario* surgieron a partir de las respuestas dadas por los alumnos en el *Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia*.

El Cuestionario se muestra a continuación.

Primer Cuestionario
1. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de cantidad de sustancia?
a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.
b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.
c) Es una magnitud creada para manejar cantidades macroscópicas.
Justifica tu respuesta o escribe lo que entiendes por cantidad de sustancia, en caso de no haber encontrado una definición adecuada.
2. El mol es:
a) 6.02×10^{23} partículas.
b) Unidad de cantidad de sustancia.
c) Cantidad de partículas en una reacción.
Justifica tu respuesta o escribe lo que entiendes por mol, en caso de no haberse encontrado la opción más cercana a tu concepción del término.
3. Se tienen dos montones, uno de cobre y otro de azufre. Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre,

¿qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo número de átomos de ambas?
a) El doble de masa de cobre que de azufre.
b) El doble de masa de azufre que de cobre.
c) La misma masa de ambas.
Justifica
4. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:
a) SO_2
b) SO
c) S_2O
Explica cómo llegaste a esa fórmula.
5. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$), y de cromato de potasio (K_2CrO_4). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?
a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia.
b) El dicromato de potasio.
c) El cromato de potasio.
Justifica
6. Considera la siguiente reacción: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$. ¿Qué puedes decir acerca de la masa y de la cantidad de sustancia?
a) La masa y la cantidad de sustancia se conservan.
b) La masa se conserva, pero la cantidad de sustancia no.
c) La masa no se conserva, pero la cantidad de sustancia sí.
Justifica tu respuesta.
7. ¿Qué cantidad de sustancia hay en 198g de cloroformo (CHCl_3)?

a) 119.35g/mol.
b) 9.99×10^{23} moléculas.
c) 1.66 mol.
Justifica tu respuesta.
8. $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ es:
a) Número de Avogadro.
b) Constante de Avogadro.
c) mol.
Justifica tu respuesta.
9. ¿Dónde hay más moléculas, en un tanque de 20L de H_2 (g) o en uno de 20L de O_2 (g)?
a) En el de H_2 (g).
b) En el de O_2 (g).
c) Hay igual número de moléculas en ambos tanques.
Justifica tu respuesta.
10. ¿Qué entiendes por cantidad de sustancia?
11. En una reacción química, ¿La cantidad de sustancia siempre se conserva?
a) Sí.
b) No.
Justifica tu respuesta.

*Nota: La pregunta que se propone para buscar una extrapolación de la hipótesis de Avogadro a los demás estados de agregación es la siguiente:

¿Dónde encontraríamos más cantidad de sustancia: En 8L de metanol ($\rho=0.81\text{g/mL}$) o en 8L de etanol ($\rho=0.83\text{g/mL}$)?

Objetivos de las preguntas del Primer Cuestionario

Con la pregunta 1 se buscan concepciones alternativas alrededor de cantidad de sustancia relacionadas con masa o número de partículas, ya que en la literatura se ha encontrado que en el concepto de mol que introduce Ostwald, está implicada la masa, por lo que hasta hoy se sigue arrastrando la idea de relacionar el mol con la masa (Gabel, 1984). Furió y colaboradores (1999) han encontrado que los profesores atribuyen a cantidad de sustancia los significados de número de átomos y masa. Asimismo, Padilla y Furió (2008) afirman que cantidad de sustancia no se ha comprendido del todo, por lo que se le identifica con masa y con número de entidades elementales.

Con la pregunta 2 se podría detectar que el alumnado concibe al mol como un número o como cantidad de partículas involucradas en una reacción química. Esta última concepción se encontró en las respuestas del Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia.

Furió y otros, (1999) han encontrado que diversos libros definen al mol “como un número” o que es “como la docena del químico”.

Hawthorne, (1973) encontró que entre los profesores existe una tendencia de enseñar que el mol es el número de Avogadro de moléculas.

De acuerdo con Balocchi, (2005) existe una porción importante de profesores que relacionan al mol con un número de partículas.

Con la pregunta 3 se pretende descubrir si los estudiantes son capaces de plantear problemas de manera matemática, además de descubrir si leen y comprenden de manera adecuada lo que se les pregunta.

De acuerdo con Balocchi y otros, (2005), los alumnos tienen problemas con la aplicación de las proporciones matemáticas.

“El uso de las matemáticas en química puede crear dificultades pedagógicas ya que muchos conceptos químicos fundamentales son expresados en términos matemáticos.” (Desjardins, 2008)

“Un obstáculo frecuente que encuentran muchos alumnos de primer ingreso y aún alumnos en los primeros años de las distintas carreras universitarias, es un serio déficit en las habilidades de lectocomprensión de los textos propios de este nivel educativo.” (Martínez, M.S. 2013)

En la pregunta 4, a través de la propuesta de una fórmula mínima, se pueden revelar dificultades matemáticas y estequiométricas.

De acuerdo con Furió y otros (2006), se facilita la introducción de cantidad de sustancia si se comprende que aportará una solución general a cálculos estequiométricos en las reacciones químicas. “Una situación problemática idónea y sencilla puede ser la determinación de la fórmula empírica de un compuesto formado por dos elementos.” (Furió et al, 2006)

Con la pregunta 5 se busca detectar si los estudiantes conciben a cantidad de sustancia como sinónimo de masa, o si relacionan a cantidad de sustancia con el número de átomos presentes en una especie. Esta última concepción se encontró en las respuestas del *Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia*.

Con las preguntas 6 y 11 se pretende detectar si a cantidad de sustancia se le relaciona con masa, atribuyéndole la propiedad de conservación.

De acuerdo con Balocchi y otros (2005), el término sustancia representa una limitante para el entendimiento del concepto de reacción y no les permite ver que existe un cambio en la identidad de las sustancias.

La pregunta 7 podría detectar si se confunde cantidad de sustancia con masa molar o con número de entidades elementales.

Furió y otros (1999), han encontrado que diversos libros definen al mol como “el peso molecular expresado en gramos”

De acuerdo con Padilla y Furió (2008) en los libros se identifica al mol con masa molar, concepción que se ha arrastrado desde la definición de Ostwald para el mol.

Con la pregunta 8 se busca detectar si se conoce como tal la constante de Avogadro.

“Hay que insistir en la diferencia que hay entre la constante de Avogadro N_A , cuyas unidades son entidades elementales/ mol y el número de Avogadro, N_0 , cuyas unidades son entidades elementales.” (Balocchi, 2006)

Con la pregunta 9 se podría saber si los estudiantes tienen presente la ley de Avogadro, para considerar una posterior pregunta que busque una extrapolación de la hipótesis de Avogadro a los demás estados de agregación. *Ver nota al final del *Primer Cuestionario*.

De acuerdo con Balocchi, et al (2006), algunos estudiantes piensan que el mol tiene que ver con el volumen debido quizá a la extrapolación de la hipótesis de Avogadro a los otros estados de agregación.

La pregunta 10 se dejó abierta para encontrar coincidencias en las concepciones alternativas o encontrar más.

Es importante destacar que esta prueba se llevó a cabo a finales del semestre, por lo que los resultados reflejan cierta influencia por la enseñanza.

El *Primer Cuestionario* se aplicó en Google Drive®, en formato de Formulario y la aplicación arroja las respuestas en una tabla similar a una de Excel, para su análisis.

Después se realizó una segunda prueba: *Segundo Cuestionario* con un grupo de setenta y cuatro alumnos del curso de Química General I del semestre 2014-I. En el cuestionario se incluyen algunas preguntas de los cuestionarios anteriores y algunas respuestas surgieron de las del *Primer Cuestionario*.

El análisis del Segundo Cuestionario se llevó a cabo manualmente, ya que con Google Drive ® se dificultaba la visualización de las respuestas.

El cuestionario se muestra a continuación.

Segundo Cuestionario
1. Señala la opción que ha ayudado a los químicos a facilitar los cálculos estequiométricos.
a) Cantidad de sustancia.
b) Número de Avogadro.
Justifica tu respuesta.
2. ¿Cuál de las siguientes es la unidad de cantidad de sustancia?
a) gramos.
b) mol.
c) entidades elementales.
d) gramos/mol.
Justifica tu respuesta.
3. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de cantidad de sustancia?
a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.

b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.

c) Es una magnitud creada para contar en cantidades macroscópicas.

Justifica tu respuesta.

4. El mol es:

a) 6.02×10^{23} partículas.

b) Unidad de cantidad de sustancia.

c) La masa de las sustancias en una reacción.

Justifica tu respuesta.

5. Se tienen dos montones, uno de cobre y otro de azufre. Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre, ¿qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo **número de átomos** de ambas?

a) El doble de masa de cobre que de azufre.

b) El doble de masa de azufre que de cobre.

c) La misma masa de ambas.

Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.

6. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:

a) SO_2

b) SO

c) S_2O

Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.

7. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y de cromato de potasio (K_2CrO_4). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?

a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia.

b) El dicromato de potasio.

c) El cromato de potasio.

Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.

8. Si hacemos reaccionar 25g de oxígeno con 40g de metano, ¿Qué masa se obtendría de CO_2 ? Escribe tu respuesta describiendo el procedimiento y razonamiento que seguiste para llegar a ella.

9. En un recipiente se ponen a reaccionar 8 átomos de A y 4 átomos de B, se generan 4 moléculas de C y 4 moléculas de D. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción?

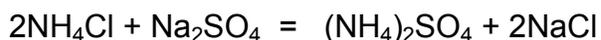
a) $8A+4B=C+D$

b) $4A+2B=4C+4D$

c) $2A+B=C+D$

Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.

10. Considera la siguiente reacción:



¿Qué masa debe haber de cada reactivo para producir 70g de $(NH_4)_2SO_4$?
Escribe el procedimiento y razonamiento que seguiste para llegar a la respuesta.

11. Si se obtienen 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, cuánto se obtiene de NaCl? Escribe el procedimiento y razonamiento que seguiste para llegar a la respuesta.
12. Suma las masas de los reactivos que se requieren para obtener los 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, después suma las masas de los productos y compara ambas sumas. Los resultados que obtuviste, respectivamente son:
Suma de las masas de reactivos:
Suma de las masas de productos:
13. En una reacción química la masa de las sustancias siempre se conserva, entonces la cantidad de sustancia:
a) Siempre se conserva.
b) A veces se conserva.
c) Nunca se conserva.
Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.
14. La dosis letal del fosgeno (CCl_2O) en humanos contiene 3×10^{25} moléculas. ¿Cuántos átomos de Cl hay en esta cantidad de moléculas? Escribe tu respuesta y explica el razonamiento que seguiste para llegar a ella.
15. Se tiene una muestra de 3.5g de un compuesto que tiene nitrógeno y oxígeno. Se sabe que dicha muestra contiene 1g de nitrógeno y 2.5g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?
a) NO_2
b) NO
c) N_2O

Justifica tu respuesta explicando tu razonamiento.
16. ¿Quién introdujo el concepto de mol?
a) Ostwald.
b) Avogadro.
c) Gay Lussac.

Objetivos de las preguntas del Segundo Cuestionario

Se han repetido algunas preguntas del Primer Cuestionario para descubrir si las concepciones alternativas y dificultades se repiten o si se encuentran nuevas.

La pregunta 1 podría revelar si los estudiantes saben qué problema resuelve cantidad de sustancia.

Según Furió y otros, (1999), el alumnado es capaz de resolver problemas que involucran el cálculo del 'número de moles' y sus variantes, pero es incapaz de comprender los problemas que resuelven la cantidad de sustancia y su unidad, el mol.

De acuerdo con Padilla, (2008), el significado del mol está relacionado con cómo contaríamos átomos y moléculas. También afirma que en los libros no se mencionan las razones por las cuales surge la unidad mol, ni lo que representa o para qué sirve.

Ya que "la magnitud cantidad de sustancia es prácticamente desconocida para la mayoría de los profesores" (Furió *et al.*, 2000), tampoco es un término común entre los estudiantes. La pregunta 2 revelaría si el alumnado conoce la magnitud cantidad de sustancia así como su unidad, el mol. También podría revelar tendencias en los estudiantes a pensar en cantidad de sustancia como masa, entidades elementales o masa molar.

De acuerdo con Furió (2000), cantidad de sustancia no se presenta de manera explícita en los libros.

Furió y otros (1999) han encontrado que en diversos libros difícilmente se introduce el término cantidad de sustancia y, en consecuencia, no se relaciona a la unidad mol con su magnitud.

De acuerdo con Padilla (2008) el término cantidad de sustancia no se emplea o por lo menos no con la frecuencia necesaria, pero en su lugar se usa al mol, y para el cálculo de cantidad de sustancia, se pregunta por el 'número de moles'.

La pregunta 3 es la pregunta 1 del Primer Cuestionario.

La pregunta 4 es la pregunta 2 del Primer Cuestionario, pero se le cambió la opción c) '*Cantidad de partículas en una reacción*' por '*La masa de las sustancias en una reacción*', dado que en las respuestas del formulario se encontró que ésta era una respuesta recurrente, caso contrario a la primera, que no tuvo incidencias.

La pregunta 5 es la pregunta 3 del Primer Cuestionario y no sufrió cambio alguno, salvo que se puso en negritas *número de átomos* porque los estudiantes daban respuestas pensando que debían llegar a la misma masa y no al mismo número de átomos, lo que revela un problema de comprensión de lectura.

La pregunta 6 es la pregunta 4 del Primer Cuestionario.

La pregunta 7 es la pregunta 5 del Primer Cuestionario.

Con las preguntas 8, 10 y 11 se pretende encontrar dificultades en estequiometría.

De acuerdo con Ramful (2014), existen dificultades con estequiometría porque se requiere simultáneamente los conocimientos de proporcionalidad y química para dar soluciones a reacciones químicas.

De acuerdo con Balocchi y otros (2005), los alumnos tienen problemas con los cálculos estequiométricos y con la aplicación de las proporciones matemáticas, que es una herramienta básica para aprender el mol.

Las preguntas 9 y 14 revelarían dificultades en matemáticas básicas que presentan los estudiantes.

Con la pregunta 12 los estudiantes podrían verificar que la masa se conserva.

Con la pregunta 13 se pretende detectar si a cantidad de sustancia se le relaciona con masa, atribuyéndole la propiedad de conservación.

Con la pregunta 15 se buscan dificultades matemáticas y estequiométricas al proponer una fórmula empírica.

Con la pregunta 16 se podría descubrir si los estudiantes piensan que fue Avogadro quien introdujo el concepto de mol.

“Existen frases en los libros de texto que pueden llevar a que los lectores piensen que fue Avogadro quien introdujo el concepto del mol.” (Padilla, 2008)

De acuerdo con Padilla (2008), en los libros de texto, cantidad de sustancia y mol se presentan con visiones ahistóricas y aproblemáticas.

Una vez aplicados los cuestionarios anteriores y analizadas las respuestas, se realizó y aplicó a 67 estudiantes del curso de Química General I el *Cuestionario de doble escalón*, el cual comprende las preguntas 2, 3, 6, 7, 10, 11, 13 y 14 del Segundo Cuestionario, pero ya en forma de doble escalón, a excepción de las preguntas 5, 6 y 8, ya que las primeras dos son preguntas abiertas en las cuales se busca revelar dificultades con estequiometría, y la última no tiene segundo escalón porque si los estudiantes no dan la respuesta correcta, es porque en los libros y en la enseñanza no se ve la parte histórica de los conceptos ‘cantidad de sustancia’ y ‘mol’.

El segundo escalón está en función de las respuestas que dieron los estudiantes en los cuestionarios anteriores y no se les asignó inciso, para evitar confusiones, por lo que se les pidió a los estudiantes que subrayaran sus justificaciones.

El cuestionario se muestra a continuación.

Cuestionario de doble escalón
Contesta las siguientes preguntas, subrayando las respuestas y justificación correspondiente.
1. ¿Cuál de las siguientes es la unidad de cantidad de sustancia?
a) gramos.
b) mol.
c) gramos/mol.
Justificación
Si seleccionaste el inciso a), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque la cantidad de sustancia tiene unidades de masa.
<input type="radio"/> Porque las sustancias se miden en gramos.
<input type="radio"/> Porque la cantidad de sustancia es la masa en relación a los moles.
Si seleccionaste el inciso b), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque es la unidad para cantidad de sustancia reconocida por el SI.
<input type="radio"/> Porque el mol nos permite conocer la cantidad de sustancia por unidad de masa.
<input type="radio"/> Porque es la cantidad de partículas en un gramo.
Si seleccionaste el inciso c), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque cantidad de sustancia son los gramos contenidos en un mol de sustancia.
<input type="radio"/> Porque cantidad se mide en gramos y sustancia en mol.
<input type="radio"/> Porque con la cantidad de sustancia cuantificamos la masa de las partículas que hay en 1g.
<input type="radio"/> Porque con la cantidad de sustancia calculamos la masa de las partículas.
2. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de

cantidad de sustancia?
a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.
b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.
c) Es una magnitud creada para contar en cantidades macroscópicas.
Justificación
Si seleccionaste el inciso a), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque es la suma de las masas de las partículas de una sustancia.
<input type="radio"/> Porque es la masa que comprende 6.022×10^{23} entidades elementales.
<input type="radio"/> Porque medimos la masa de las partículas por cada mol.
Si seleccionaste el inciso b), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque cantidad de sustancia cuenta el número de partículas.
<input type="radio"/> Porque las partículas tienen masa y esa masa se relaciona con el mol.
<input type="radio"/> Porque la masa y el tamaño de las sustancias pueden variar, pero el mol es constante.
Si seleccionaste el inciso c), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque se creó el mol para poder contar a nivel macroscópico, ya que es imposible contar una por una a las partículas.
<input type="radio"/> Porque el mol se usa para conocer el número de átomos de una sustancia.
3. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:
a) SO_2
b) SO
c) S_2O

Justificación.
Si seleccionaste el inciso a), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque dado que las masas de O y S son iguales, para cada átomo de azufre, hay dos átomos de oxígeno.
<input type="radio"/> Porque el azufre trabaja con (+4), el oxígeno con (-2), se cruzan las valencias y se simplifica.
Si seleccionaste el inciso b), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2).
<input type="radio"/> Porque las masas de azufre y oxígeno son las mismas.
<input type="radio"/> Porque en la fórmula mínima sólo se escriben los elementos que conforman el compuesto, sin tomar en cuenta cuántos átomos haya de cada uno.
Si seleccionaste el inciso c), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque por cada átomo de oxígeno, hay dos átomos de azufre.
<input type="radio"/> Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2).
<input type="radio"/> Porque el azufre trabaja con (+4) y el oxígeno con (-2).
4. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y de cromato de potasio (K_2CrO_4). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?
<input type="radio"/> a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia.
<input type="radio"/> b) El dicromato de potasio.
<input checked="" type="radio"/> c) El cromato de potasio.
Justificación.
Si seleccionaste el inciso a), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<input type="radio"/> Porque como las masas son iguales, también lo es la cantidad de sustancia.

<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque tenemos un mol de cada una, lo que varía es el peso atómico.
Si seleccionaste el inciso b), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque la masa molar del dicromato es mayor a la del cromato.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque el dicromato tiene más átomos que el cromato.
Si seleccionaste el inciso c), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque en condiciones de masas iguales, como el cromato tiene menor masa molar, mayor es su cantidad de sustancia.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque siempre que haya un compuesto con masa molar menor a otro, tendrá más cantidad de sustancia.
5. Considera la siguiente reacción: $2\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}_2\text{SO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 + 2\text{NaCl}$
¿Qué masa debe haber de cada reactivo para producir 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$? Escribe claramente (en orden y con letra legible) el procedimiento y razonamiento que seguiste para llegar a la respuesta.
6. Si se obtienen 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ¿qué masa de NaCl se obtiene? Escribe el procedimiento y razonamiento que seguiste para llegar a la respuesta.(En orden y con letra legible)
7. En una reacción química la masa de las sustancias siempre se conserva, entonces la cantidad de sustancia:
a) Siempre se conserva.
b) A veces se conserva.
c) Nunca se conserva.
Justificación.
Si seleccionaste el inciso a), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque la ley de conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la cantidad de sustancia es la masa.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque la ley de conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la cantidad de sustancia se relaciona con

la masa.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque el número de átomos de reactivos es el mismo que hay en los productos.
Si seleccionaste el inciso b), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque puede haber pérdidas en la práctica. Depende del cuidado que se tenga.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque se forman nuevos compuestos y la cantidad de sustancia cambia.
Si seleccionaste el inciso c), indica cuál de las siguientes opciones justifica tu respuesta:
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque los reactivos dan productos diferentes.
<ul style="list-style-type: none"> ○ Porque si la cantidad de sustancia se conservara, no habría reacción.
8. La dosis letal del fosgeno (CCl_2O) en humanos contiene 3×10^{25} moléculas. ¿Cuántos átomos de Cl hay en esta cantidad de moléculas? Justifica claramente y con letra legible tus respuestas.
a) 6×10^{25}
b) 6×10^{23}
c) 3×10^{25}
d) 1.5×10^{25}

Capítulo 3

Resultados y Análisis

Consideraciones para la correcta interpretación de los cuestionarios.

S/R: Sin Respuesta. Hay casos en que algunos estudiantes no seleccionaron ningún inciso y entonces se añade tanto al gráfico como a la tabla de desglose de información este código.

R/NV: Respuesta no válida. Hay casos en que algunos estudiantes dan respuestas no válidas y se añade este código. Se denomina respuesta no válida cuando dan respuestas que no tienen lógica. Cada que se presente este caso, se ponen ejemplos de las respuestas que se consideraron como no válidas.

S/J: Sin justificación. Hay casos en que los estudiantes no dan justificaciones a sus respuestas y se usa este código para indicar tal situación.

En cada análisis se muestra la pregunta, seguida de la representación gráfica de la incidencia de cada inciso. Bajo el gráfico se desglosa la información sobre cada inciso: El número de estudiantes que seleccionó cada respuesta y el porcentaje que representa.

Después se presentan las respuestas más comunes entre los estudiantes, o las que exhiben concepciones alternativas.

Se resaltan en color lila, tanto el inciso como la respuesta correcta que dieron los estudiantes.

Hay casos en los que aunque no seleccionaron el inciso correcto, la respuesta que dan sí lo es y por lo tanto también se resalta en color lila y se toma como correcta.

Se toma como correcta una respuesta, cuando ésta y la justificación son correctas, o cuando la justificación que da el estudiante, demuestra su conocimiento.

En general, cuando se tiene una respuesta correcta y una justificación que no sea la adecuada para tal respuesta, se ha encontrado una concepción alternativa.

Cuando tanto la respuesta como la justificación son incorrectas, se puede tratar de alguna concepción alternativa o de que el estudiante no tiene el conocimiento.

Una respuesta demuestra concepciones alternativas, cuando la respuesta y la justificación son incorrectas, o cuando la respuesta es correcta, pero la justificación demuestra que el estudiante presenta concepciones alternativas.

Es importante, analizar cada respuesta, ya que las consideraciones anteriores no pueden usarse como instrucciones de evaluación de preguntas de doble escalón para cualquier caso.

Resultados y análisis del Primer Cuestionario.

El *Primer Cuestionario* se aplicó a 26 alumnos del curso de Química General II del semestre 2013-II incluyendo, aunque con algunos cambios en redacción para evitar ambigüedades, las preguntas del *Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia*. Las posibles respuestas del *Primer Cuestionario* surgieron a partir de las respuestas dadas por los alumnos en el *Cuestionario previo sobre cantidad de sustancia*.

1. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de cantidad de sustancia?

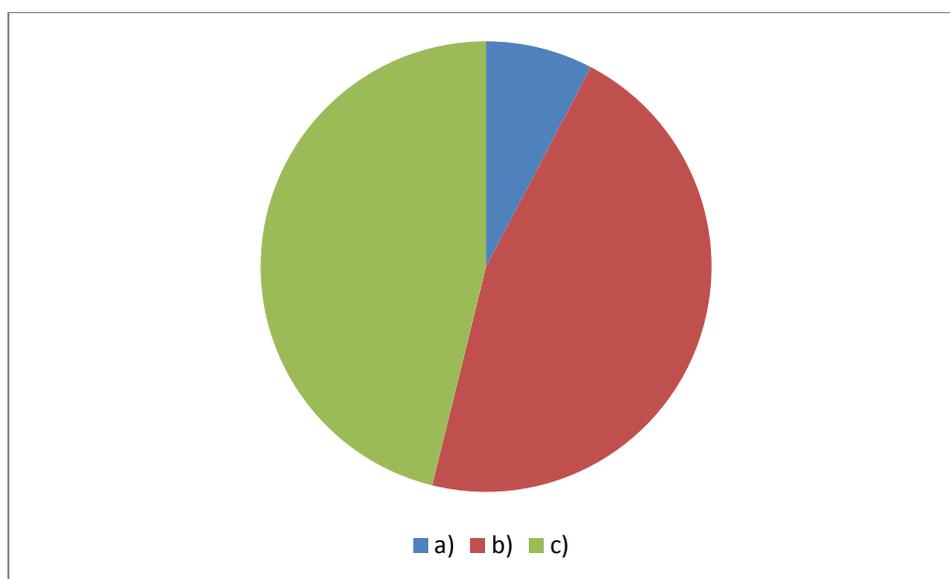


Gráfico 1. 1

Respuesta	Incidencia	%
a)	2	8%
b)	12	46%
c)	12	46%

Respuestas representativas

a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.	b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.	c) Es una magnitud creada para manejar cantidades macroscópicas.
Se refiere al número de mol que contiene cierto compuesto o elemento.	La unidad que representa la cantidad de materia.	Magnitud física que relaciona lo microscópico con lo macroscópico.
	La cantidad de sustancia que se encuentra en 12 g de ^{12}C .	
	Porque un mol tiene 6.022×10^{23} entidades elementales.	

Como se observa en el gráfico 1.1, prácticamente la mitad de los estudiantes eligieron el inciso b) y la otra mitad el inciso c), lo que a primera vista nos revelaría que la mitad ha comprendido para qué se utiliza cantidad de sustancia, que la otra mitad la concibe como un número de partículas y que sólo el 8% relaciona a esta magnitud con la masa. Sin embargo, al revisar las justificaciones, es posible percatarse de varios aspectos, uno de ellos es que los estudiantes relacionan a cantidad de sustancia con número de moles, lo que es debido al lenguaje manejado en los libros y en la enseñanza para referirse a cantidad de sustancia, otro es que se refieren a cantidad de sustancia como *cantidad de materia*, dándole un significado de masa y también se piensa en mol como número de Avogadro de entidades elementales.

Se puede observar también que aunque hubo alumnos que seleccionaron el inciso b) relacionado con concebir a cantidad de sustancia como un número de partículas, lo hicieron porque recordaban la definición de mol, es el caso que se resalta del inciso b).

Prácticamente la otra mitad de los estudiantes seleccionó el inciso c) por la razón correcta.

2. El mol es:

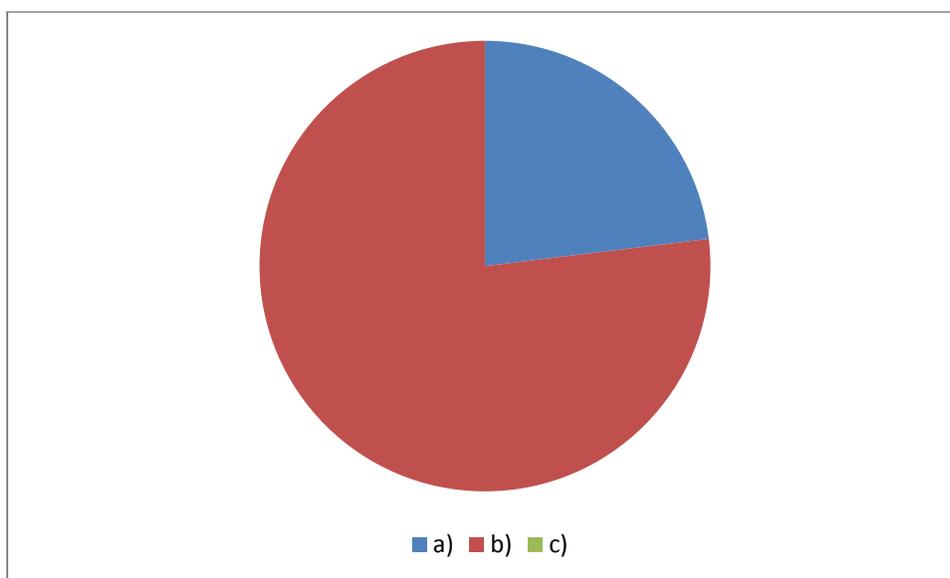


Gráfico 1. 2

Respuesta	Incidencia	%
a)	6	23%
b)	20	77%
c)	0	0%

Respuestas representativas

a) 6.02×10^{23} partículas.	b) Unidad de cantidad de sustancia.	c) Cantidad de partículas en una reacción.
--------------------------------------	-------------------------------------	--

.Fue Avogadro quien determinó que un mol contiene esa cantidad de entidades elementales.	Unidad que representa la cantidad de materia.	
Se tomó como referencia la cantidad de partículas en el carbono 12, y también es la unidad para medir cantidad de sustancia.	La cantidad de sustancia es la magnitud física y el mol, su unidad.	
1mol=6.022x10 ²³ entidades elementales.	El mol es una unidad como lo es la docena, que agrupa entidades elementales y cada mol tiene 6.022x10 ²³ entidades elementales.	

El 77% de los estudiantes seleccionó la respuesta correcta, pero al ver las justificaciones, se observa que no todos la eligieron por la razón correcta. Se refieren a cantidad de sustancia como cantidad de materia, dándole un significado de masa y se piensa en mol como una docena, analogía muy común en los libros, lo que demuestra que presentan estas concepciones alternativas.

El 23% seleccionó el inciso a), relacionado con concebir al mol como un número y no como la unidad de cantidad de sustancia. Se encontró que se tiene la falsa idea de que Avogadro fue quien introdujo el concepto del mol y se entiende que un mol es un número de entidades elementales, sin ir más allá y sin saber que es la unidad de cantidad de sustancia. También se puede observar que aunque se haya elegido la respuesta incorrecta, se le da un sentido correcto al justificar como está resaltado en el inciso a).

3. Se tienen dos montones, uno de cobre y otro de azufre. Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre, ¿Qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo número de átomos de ambas?

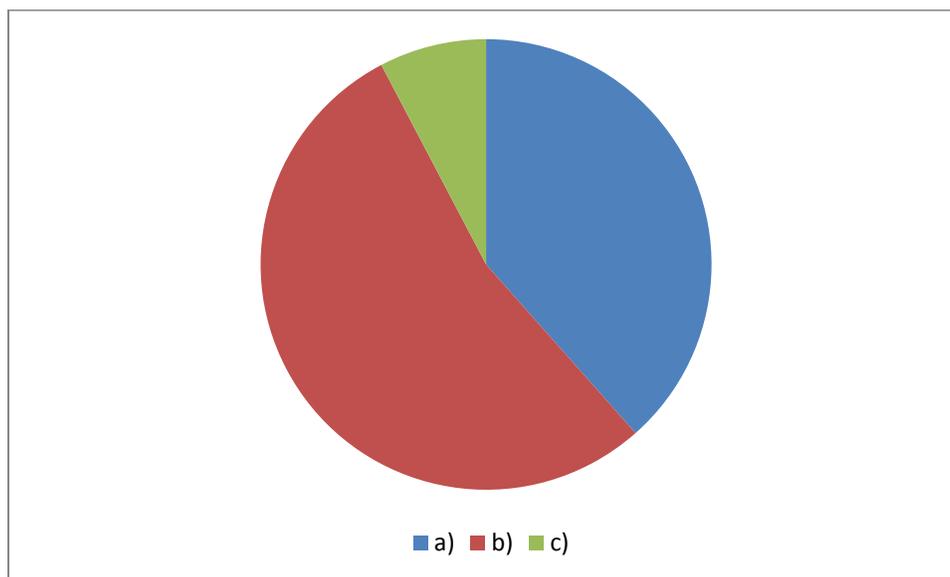


Gráfico 1. 3

Respuesta	Incidencia	%
a)	10	38%
b)	14	54%
c)	2	8%

Respuestas representativas

a) El doble de masa de cobre que de azufre.	b) El doble de masa de azufre que de cobre.	c) La misma masa de ambas
Cu-2x, S-x (en masa). Debemos tomar el doble de masa de cobre, con respecto a lo que tomemos de azufre.	Porque el que tiene el doble de masa, es el cobre, por lo tanto se necesita tener el doble de masa de azufre para que se tenga la misma masa	No importa el peso, ya que es suficiente saber que en un mol de cada sustancia, habrá el mismo número de partículas.

	de ambos	
Si un átomo de cobre pesa dos veces lo de uno de azufre, para tener el mismo número de partículas, el montón de cobre pesará lo doble.		

Más de la mitad de los estudiantes seleccionaron el inciso b), demostrando una falta de comprensión de lo que se les pide, es decir, presentan dificultades de lectocomprensión, ya que piensan que deben igualar las masas, en lugar del número de átomos.

El segundo lugar en incidencia lo tiene la respuesta correcta, el inciso a), y las justificaciones dejan ver que es por la razón correcta.

Sólo el 8% seleccionó el inciso c) y de nuevo se observan dificultades de comprensión de lectura, ya que no se planteó que hay un mol de cada sustancia, sin embargo es lo que los estudiantes suponen.

4. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:

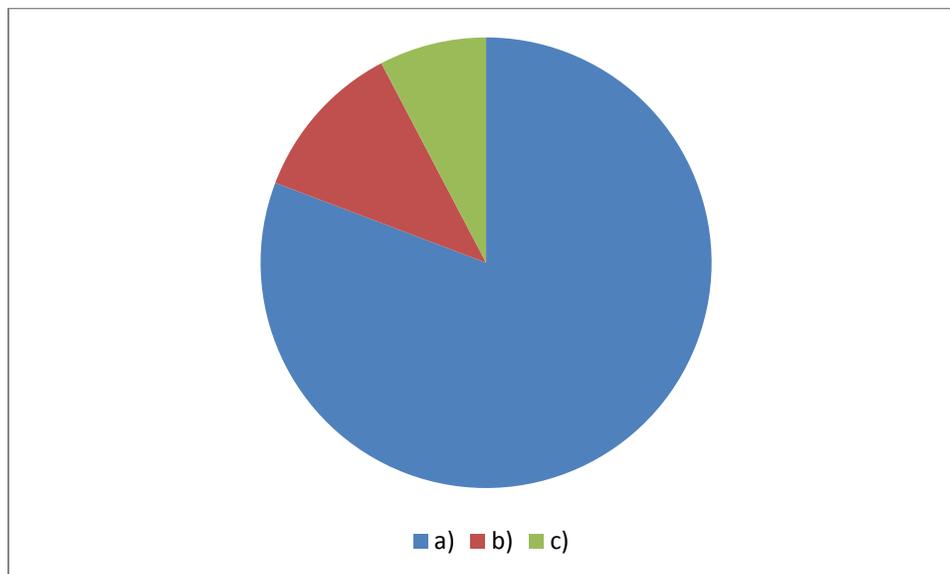


Gráfico 1. 4

Respuesta	Incidencia	%
a)	21	81%
b)	3	12%
c)	2	8%

Respuestas representativas

a) SO ₂	b) SO	c) S ₂ O
Para que tengan la misma masa, es necesario que la fórmula tenga dos átomos de oxígeno, que pesarían lo mismo que uno de azufre	Si tienen casi la misma masa, deberían ser equivalentes en número de átomos, por lo que su fórmula mínima tiene una relación 1:1	Porque al obtener la fórmula mínima, se divide la masa del azufre entre la del oxígeno, obteniendo 2, y la del oxígeno entre la misma, ya que el oxígeno es el que tiene menor masa
El SO ₂ está formado por 2		El azufre pesa el doble que

<p>mol de O y un mol de S, un mol de O pesa 16g y un mol de S pesa 32g, entonces, al tener el doble de oxígeno, se tienen masas iguales.</p>		<p>el oxígeno, si se tiene la misma cantidad de ambos, se tienen dos azufres y un oxígeno</p>
--	--	---

El 81% de los estudiantes seleccionaron la respuesta correcta, el inciso a), y sus justificaciones dejan ver que lo hicieron por la razón correcta. El 12% eligió el inciso b), dando por hecho que al tener la misma masa, se tiene el mismo número de átomos de ambos elementos, y el 8% respondió con el inciso c), pensando que para obtener la relación entre azufre y oxígeno, se debe dividir directamente las masas molares de cada elemento entre la menor de ellas. Otra razón por la que eligieron c) fue porque hicieron un planteamiento matemático incorrecto.

5. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$), y de cromato de potasio (K_2CrO_4). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?

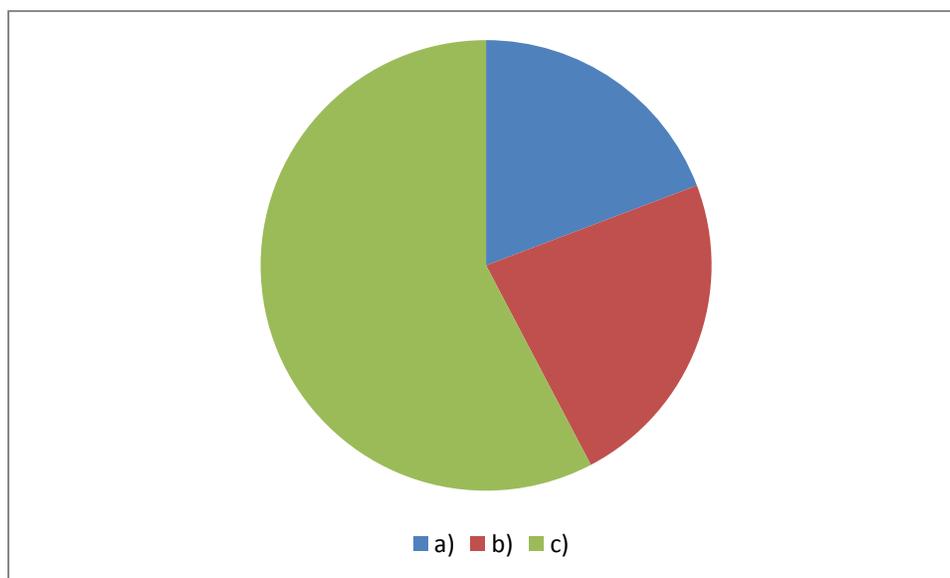


Gráfico 1. 5

Respuesta	Incidencia	%
a)	5	19%
b)	6	23%
c)	15	58%

Respuestas representativas

a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia	b) El dicromato de potasio	c) El cromato de potasio
Porque en ambos casos se tiene la misma masa	Al tener un peso mayor, tiene más cantidad de sustancia	Al tener una masa molar menor y la misma masa, la relación será mayor y existe mayor cantidad de sustancia
	Tomando en cuenta el número de moles de los elementos del compuesto, tenemos casi el doble en el dicromato.	La masa atómica del dicromato es grande, su cantidad de sustancia va a ser pequeña
		Suponemos 100 g de cada compuesto. $100 \text{ g de } K_2Cr_2O_7 (1 \text{ mol} / 294.1966 \text{ g}) = 0.33 \text{ mol de } K_2Cr_2O_7$, $100 \text{ g de } K_2CrO_4 (1 \text{ mol} / 194.1966 \text{ g}) = 0.5149 \text{ mol de } K_2CrO_4$

Más de la mitad de los estudiantes eligió el inciso c), es decir, la respuesta correcta y lo hicieron por la razón correcta en general, a excepción de la segunda justificación, que no considera la condición de masas iguales.

El 23% eligió b), pensando que por tener el dicromato de potasio una masa molar mayor, mayor es su cantidad de sustancia. La segunda justificación, aunque no tiene sentido, deja ver que se usa con frecuencia el término número de moles, en lugar de cantidad de sustancia.

El 19% eligió el inciso a), relacionando a cantidad de sustancia con masa, concepción que en general es muy común entre los estudiantes.

6. Considera la siguiente reacción: $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$. ¿Qué puedes decir acerca de la masa y de la cantidad de sustancia?

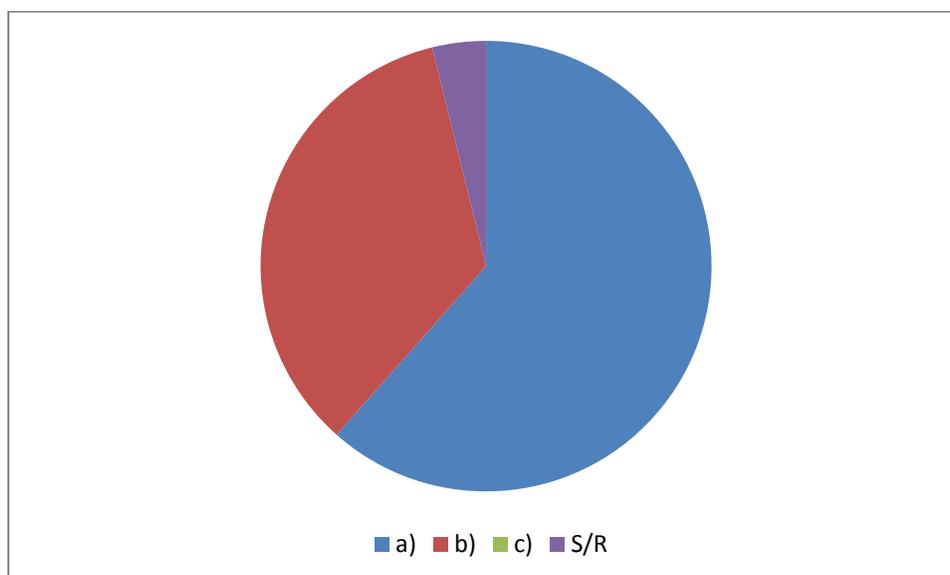


Gráfico 1. 6

Respuesta	Incidencia	%
a)	16	61%
b)	9	35%
c)	0	0%
S/R	1	4%

Respuestas representativas

a) La masa y la cantidad de sustancia se conservan	b) La masa se conserva, pero la cantidad de sustancia no	c) La masa no se conserva, pero la cantidad de sustancia sí
--	--	---

Como la reacción está bien balanceada, tengo la misma cantidad de sustancia y por la ley de la conservación de la masa, también la masa se conserva	La masa se conserva por la ley de la conservación de la masa, pero la reacción química, transforma la cantidad de sustancia al crear nuevos compuestos.	
En una reacción química, se cumple la ley de la conservación de la materia, por lo que la masa debe ser constante, en cuanto a la cantidad de sustancia, en reactivos y en productos hay el mismo número de cada átomo, por lo que también se conserva.	La masa es la misma, pero la cantidad de sustancia es distinta, ya que en los reactivos hay 4 moles y en los productos hay sólo 2 moles.	

Más de la mitad de los estudiantes eligieron el inciso a), pensando que por estar bien balanceada la reacción, la cantidad de sustancia se conserva y que también lo hace la masa. Esto refleja que conciben a cantidad de sustancia como número de entidades elementales.

El 35% eligió el inciso b), teniendo en mente que la cantidad de sustancia es independiente de la masa y que aunque la masa se conserva, la cantidad de sustancia no, porque se forman nuevos productos. También se apoyaron de una reacción para ejemplificar su justificación.

No hubo quien seleccionara el inciso c), lo que deja claro que a nadie le queda duda de que la masa se conserva.

Sólo un estudiante no respondió. No se conocen las causas de su omisión, por lo que no se puede concluir nada al respecto, además de que no se considera un porcentaje representativo en un grupo de 26 estudiantes una omisión.

7. ¿Qué cantidad de sustancia hay en 198g de cloroformo (CHCl₃)?

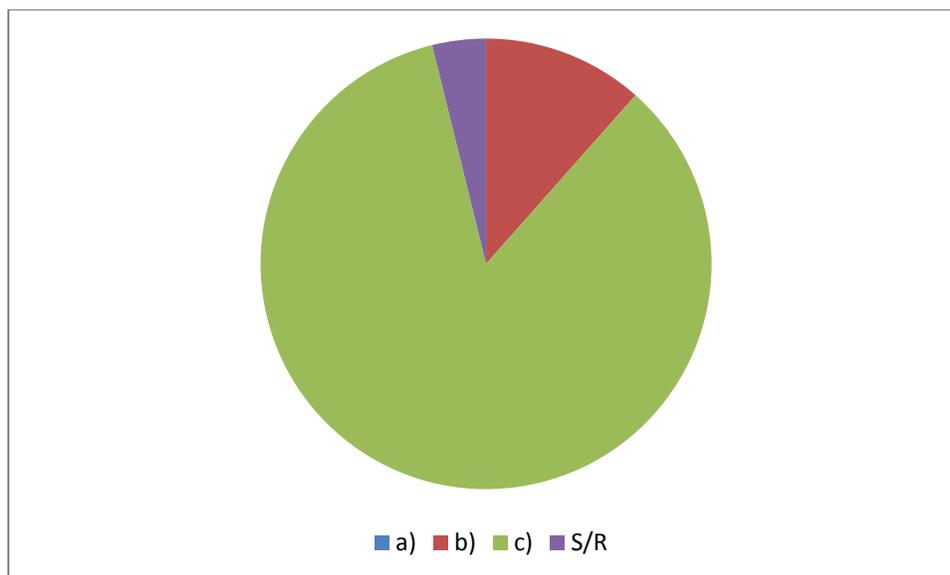


Gráfico 1. 7

Respuesta	Incidencia	%
a)	0	0%
b)	3	11%
c)	22	85%
S/R	1	4%

Respuestas Representativas

a) 119.35 g/mol	b) 9.99×10^{23} moléculas	c) 1.66 mol
	La cantidad de sustancia está dada en moléculas	La unidad de cantidad de sustancia es el mol
	Se multiplica el inverso de la masa por el número de Avogadro	
	La cantidad de sustancia	

	se refiere a la cantidad de partículas presentes en cierta cantidad de materia	
--	--	--

La mayoría de los estudiantes eligió la respuesta correcta, es decir, el inciso c), por la razón correcta, el 11% respondió con el inciso b), argumentando que las unidades de cantidad de sustancia son moléculas “*La cantidad de sustancia está dada en moléculas*” y argumentando también que cantidad de sustancia es un número de partículas “*La cantidad de sustancia se refiere a la cantidad de partículas presentes en cierta cantidad de materia*”.

Dado que nadie respondió con el inciso a), se puede pensar que nadie relaciona a cantidad de sustancia con masa molar.

8. $6.022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ es:

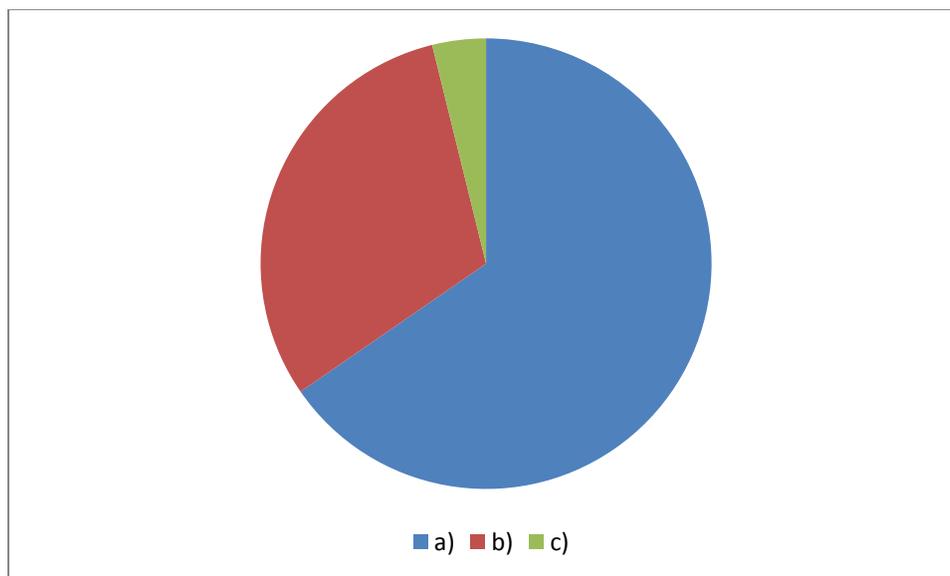


Gráfico 1. 8

Respuesta	Incidencia	%
a)	17	65%
b)	8	31%
c)	1	4%

Respuestas Representativas

a) Número de Avogadro	b) Constante de Avogadro	c) mol
Ya que fue Avogadro quien determinó que el volumen de un gas es proporcional al número de átomos y que este número es 6.022×10^{23}	La Constante de Avogadro y el número de Avogadro es lo mismo.	Un mol son 6.022×10^{23} moléculas, átomos, iones, etc.
En un mol hay 6.022×10^{23} moléculas.	Según sé, el número de Avogadro y la constante de Avogadro es lo mismo, sin embargo, es mejor conocido como número de Avogadro.	

El 65% de los estudiantes seleccionó el inciso a), pensando en la ley de Avogadro, aunque en una versión distorsionada e incompleta, y pensando también en que un mol es un número de moléculas, concepción muy arraigada que presentan con frecuencia los estudiantes.

El 31% eligió el inciso de la respuesta correcta, pero desafortunadamente no fue por la razón correcta, sino que se piensa en constante de Avogadro como sinónimo de número de Avogadro.

Sólo un estudiante seleccionó el inciso c), de nuevo, pensando en mol como un número, aunque sea sólo un estudiante, se refleja esta concepción alternativa que es muy común entre los estudiantes.

9. ¿Dónde hay más moléculas, en un tanque de 20L de H₂(g) o en uno de 20L de O₂(g)?

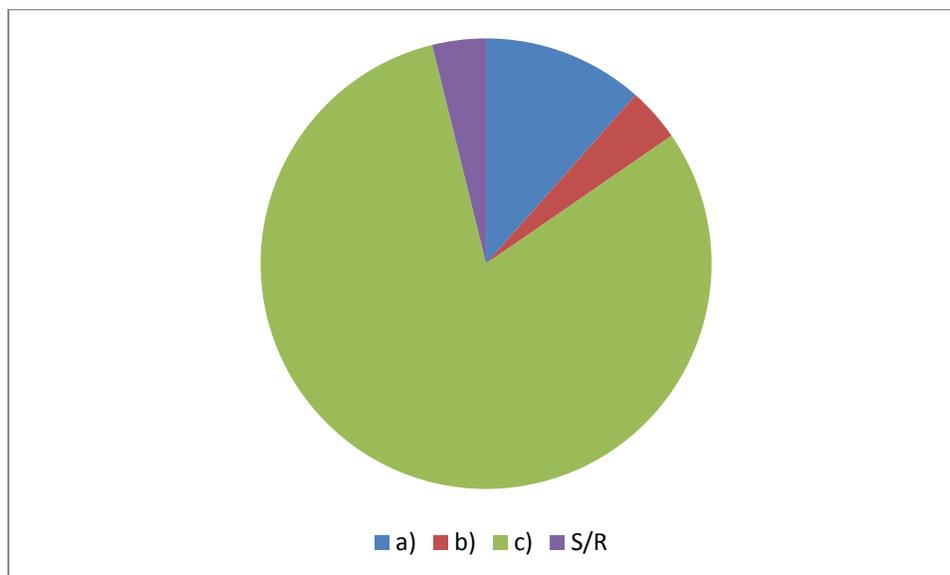


Gráfico 1. 9

Respuesta	Incidencia	%
a)	3	11%
b)	1	4%
c)	21	81%
S/R	1	4%

Respuestas Representativas

a) En el de de H ₂ (g)	b) En el de de O ₂ (g)	c) Hay igual número de moléculas en ambos tanques
Porque los átomos de H ₂ son mucho más pequeños que los de O ₂		Porque a pesar de que tienen masas distintas, están en las mismas condiciones y ambas son diatómicas.
		Volúmenes iguales de

		gases diferentes en las mismas condiciones, tienen el mismo número de partículas
--	--	--

La mayoría de los estudiantes eligieron la respuesta correcta, inciso c), por la razón correcta, el 11% eligió el inciso a) pensando que al ser más pequeño el hidrógeno, habrá más moléculas de este que de oxígeno en un mismo volumen, y no hubo justificación de quien eligió el inciso b).

Con un estudiante que no dio respuesta, no es posible contar con una conclusión certera.

10. ¿Qué entiendes por cantidad de sustancia?

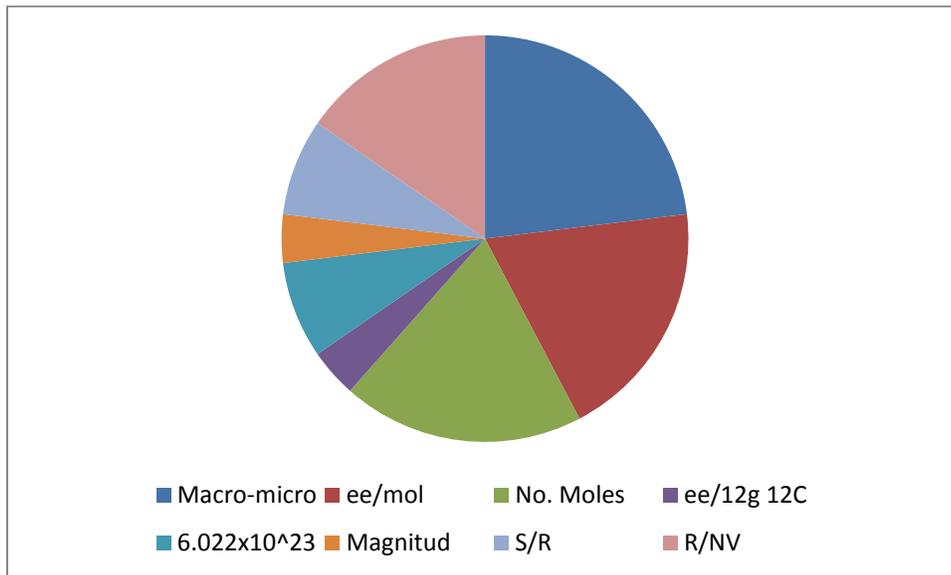


Gráfico 1. 10

Respuestas Representativas

Respuesta	Incidencia	%
Magnitud que relaciona	6	23%

cantidades submicroscópicas con cantidades macroscópicas.		
Número de entidades elementales en un mol	5	19%
Magnitud para expresar número de moles	5	19%
Número de entidades elementales en 12g de ^{12}C	1	4%
Número de entidades elementales en cierta sustancia cuyo valor es 6.022×10^{23}	2	8%
Magnitud fundamental que tiene por unidad el mol	1	4%
S/R	2	8%
R/NV	4	15%
Ejemplos de respuestas no válidas		
Número de mol que hay en un átomo de cualquier elemento de la tabla periódica.	Es la cantidad de números elementales (partículas, átomos, etc.) presentes en un elemento, compuesto, mezcla, etc. Cuyo valor estará dado por 6.022×10^{23} números elementales y que se conoce como mol.	La cantidad de partículas en los átomos

El 23% de los estudiantes tiene una concepción general acertada acerca de cantidad de sustancia, que incluye el propósito de la magnitud, un 4% tiene una concepción correcta pero incompleta de ella (*"Magnitud fundamental que tiene por unidad el mol"*), y otro 4% tiene una concepción acertada de mol, que parece que lo ha intercambiado por cantidad de sustancia.

Un 19% piensa en cantidad de sustancia como un número de entidades elementales, otro 19% sabe que es una magnitud, pero tiene la concepción alternativa de llamar número de moles a cantidad de sustancia.

Un 8% piensa en cantidad de sustancia como un número de Avogadro de entidades elementales.

11. En una reacción química, ¿La cantidad de sustancia siempre se conserva?

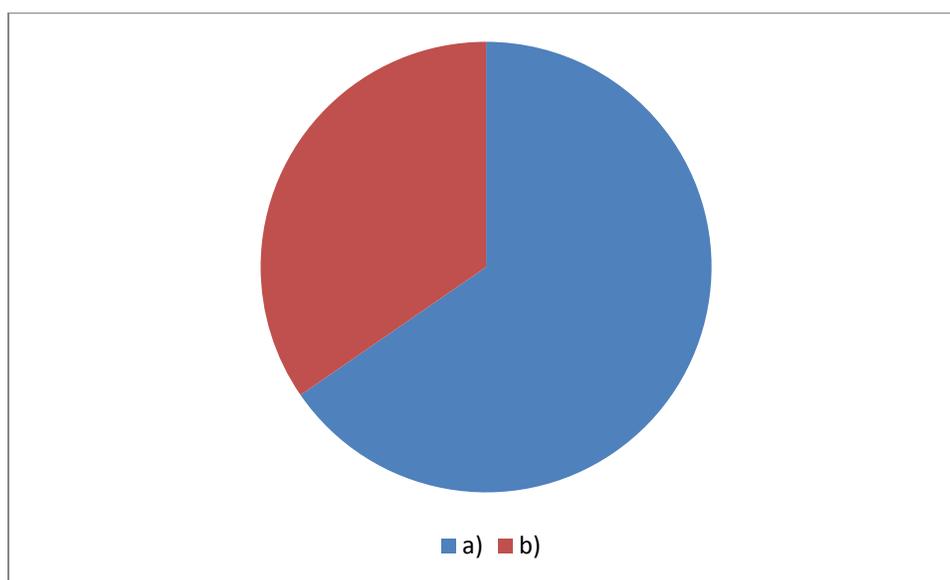


Gráfico 1. 11

Respuesta	Incidenca	%
a)	17	65%
b)	9	35%

Respuestas Representativas

a) Sí	b) No
Podemos darnos cuenta al balancear una reacción en donde la cantidad de cada uno de los elementos dado en mol tiene que ser la misma en ambos lados.	Puede variar, ya que se forma un nuevo compuesto
Por la ley de la conservación de la materia	Ya que puede verse alterado por aspectos ambientales o causales de tipo cuantitativo que pueden alterar la cantidad de sustancia.
	En la reacción $3\text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2\text{NH}_3(\text{g})$ La cantidad de sustancia es distinta, ya que en los reactivos hay 4 mol y en los productos hay sólo 2 mol.

El 65% de los estudiantes, seleccionó la respuesta incorrecta, argumentando que en el balanceo de una reacción, se hace evidente que se tiene la misma cantidad de átomos de ambos lados, dando a cantidad de sustancia un significado de número de entidades elementales y se encontraron también, argumentaciones en las que se relaciona la cantidad de sustancia con masa, atribuyéndole la propiedad de conservación.

El 35% seleccionó la respuesta correcta, es decir el inciso b), pensando en cantidad de sustancia como masa, lo que es incorrecto, ya que las justificaciones iban en el sentido de no llegar a un 100% de rendimiento durante la práctica experimental. También se eligió esta respuesta basada en el razonamiento esperado, comparando la cantidad de sustancia de reactivos y productos, en una reacción en la que la cantidad de sustancia no es la misma en ambos lados.

Resultados y análisis del Segundo Cuestionario

El *Segundo Cuestionario* se aplicó a un grupo de setenta y cuatro alumnos del curso de Química General I del semestre 2014-I. En el cuestionario se incluyen algunas preguntas de los cuestionarios anteriores y algunas respuestas surgieron de las del *Primer Cuestionario*.

1. Señala la opción que ha ayudado a los químicos a facilitar los cálculos estequiométricos.

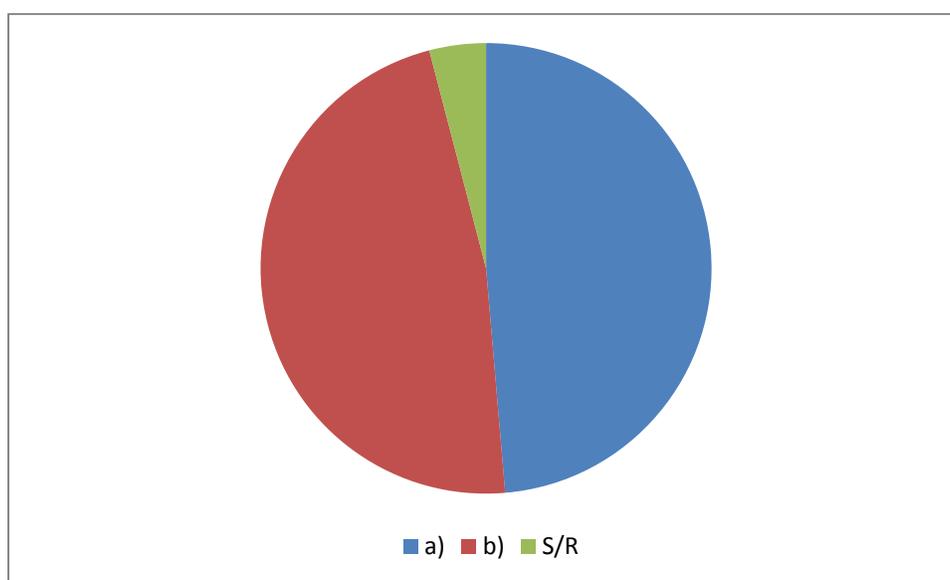


Gráfico 2. 1

Respuesta	Incidencia	%
a)	36	49%
a) R/NV	13	36%
a) S/J	3	8%
b)	35	47%
b) R/NV	5	14%
b) S/J	4	11%
S/R	3	4%

El gráfico 2.1 se hizo con base en las respuestas a) y b) y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman

como 100% a los incisos a) y b), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas indescifrables y que no dieron justificaciones.

Respuestas representativas

a) Cantidad de sustancia	b) Número de Avogadro
Porque con cantidad de sustancia se conocen los coeficientes estequiométricos de las reacciones.	Por convención.
Ya que con cantidad de sustancia se determina cuánta masa está contenida en una sustancia. Además, los cálculos estequiométricos expresan la cantidad de una sustancia en gramos.	Porque con base en éste se mide la cantidad de sustancia.
Porque la masa ayuda a determinar cantidades mayores y además de conserva.	Porque es el número de átomos en un mol y el mol está definido como cantidad de sustancia.
Puesto que la cantidad de sustancia nos indica la masa atómica/ masa molar.	Porque Avogadro estableció que en un mol hay 6.022×10^{23} partículas.
Ejemplos de respuestas no válidas	
Porque la cantidad de sustancia, de acuerdo con cuánto se trabaje, al momento de estar presente se convierte en compuestos que tienen la propiedad de cantidades de acuerdo a las sustancias como componentes.	Se puede llevar a través de la concentración molar.

Salta a la vista que ningún estudiante dio una respuesta relacionada con que cantidad de sustancia es una magnitud creada para facilitar el conteo de las partículas subatómicas, la respuesta más cercana, pero aun incompleta es la que

se ha resaltado. Se observa que a cantidad de sustancia se le relaciona con masa, masa atómica y masa molar.

Es posible observar también que los estudiantes usan como argumento decir que han elegido una respuesta porque así se ha convenido en la comunidad científica, sin dar las razones por la que esto ha ocurrido.

Las respuestas revelan que se piensa en cantidad de sustancia como un número, el 'Número de Avogadro', revelan también que se confunden los conceptos de 'mol' y 'cantidad de sustancia', así como que se tiene la creencia de que fue Avogadro quien determinó que en un mol habría 6.022×10^{23} entidades elementales.

2. ¿Cuál de las siguientes es la unidad de cantidad de sustancia?

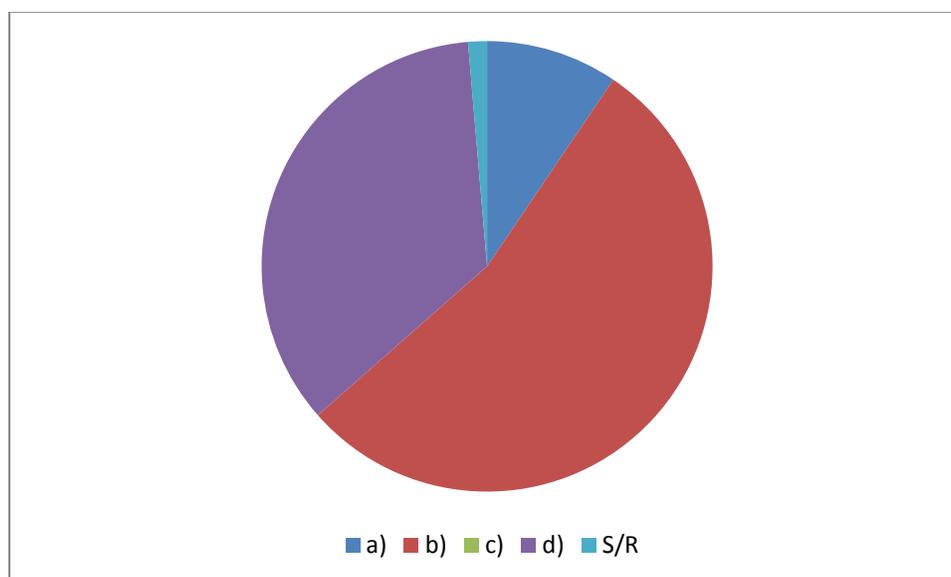


Gráfico 2. 2

Respuesta	Incidenca	%
a)	7	10%
a) R/NV	2	29%
b)	40	54%
b) R/NV	10	25%
b) S/J	9	12%
c)	0	0%
d)	26	35%

d) R/NV	11	42%
d) S/J	6	8%
S/R	1	1%

El gráfico 2.2 se hizo con base en las respuestas a), b), c), d) y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a), b) y d), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Dado que todas las respuestas del inciso a) estuvieron justificadas, no hubo necesidad de tener el renglón a) S/J.

Respuestas representativas

a) gramos	b) mol	d)g/mol
Porque la cantidad de sustancia tiene unidades de masa.	Porque es la unidad para cantidad de sustancia reconocida por el SI.	Porque cantidad de sustancia son los gramos contenidos en un mol de sustancia.
Porque las sustancias se miden en gramos.	Porque el mol nos permite conocer la cantidad de sustancia por unidad de masa.	Porque cantidad se mide en gramos y sustancia en mol.
Porque la cantidad de sustancia es la masa en relación a los moles.	Porque es la cantidad de partículas en un gramo.	Porque con la cantidad de sustancia cuantificamos la masa de las partículas que hay en un gramo.
		Porque con la cantidad de sustancia calculamos la masa de las partículas.
Ejemplos de respuestas no válidas		
Porque un mol nos sirve	Porque es la unión de	Porque al sacar la

como patrón universal.	masa m^2/s^2 y esa es la expresión que debieron crear para poder unirlos y así calcular las partículas en una cierta parte del espacio.	cantidad de sustancia, multiplicamos la masa atómica del elemento con el número del elemento que hay en el compuesto.
------------------------	---	---

Las respuestas revelan la marcada tendencia de los alumnos a pensar en cantidad de sustancia como masa, también revelan que se desconoce la magnitud cantidad de sustancia (*“Porque cantidad se mide en gramos y sustancia en mol”*) y que se confunde con la masa molar, al elegir g/mol como unidad de cantidad de sustancia.

3. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de cantidad de sustancia?

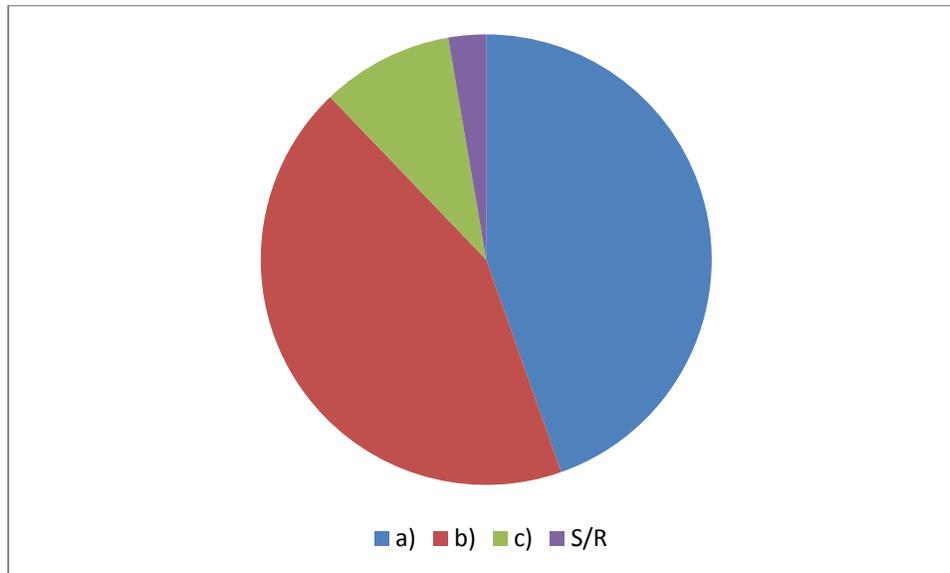


Gráfico 2. 3

Respuesta	Incidenca	%
a)	33	45%
a) R/NV	5	16%
a) S/J	5	16%
b)	32	43%
b) R/NV	9	30%
b) S/J	12	40%
c)	7	9%
S/R	2	3%

El gráfico 2.3 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/V y S/J, toman como 100% a los incisos a) y b), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Dado que todas las respuestas del inciso c) estuvieron justificadas y no hubo respuestas no válidas, no hubo necesidad de tener los renglones c) R/NV y c) S/J.

Respuestas Representativas

a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.	b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.	c) Es una magnitud creada para contar a nivel macroscópico.
Porque es la suma de las masas de las partículas de una sustancia.	Porque cantidad de sustancia cuenta el número de partículas.	Porque se creó el mol para poder contar a nivel macroscópico, ya que es imposible contar una por una a las partículas.
Porque es la masa que comprende 6.022×10^{23} entidades elementales.	Porque las partículas tienen masa y esa masa se relaciona con el mol.	Porque el mol se usa para conocer el número de átomos de una sustancia.
Porque medimos la masa de las partículas por cada mol.	Porque la masa y el tamaño de las sustancias pueden variar, pero el mol es constante.	
Ejemplos de respuestas no válidas		
Porque la cantidad de sustancia es volumen y peso de la sustancia, todo eso es la masa de la sustancia.	Mol puede variar, las partículas dependen del elemento, pues depende mucho de las características del mismo.	

Las cifras indican que un 45% de los estudiantes conciben a cantidad de sustancia como masa, un 43% como número de partículas y sólo un 9% como una magnitud para poder contar a nivel macroscópico. Sin embargo, al analizar las

justificaciones que dan, se observa que incluso quienes contestaron que cantidad de sustancia es un número de partículas, le dan el significado de masa.

Del 9% que dieron la respuesta correcta, se pueden tener dos perspectivas: una es que los estudiantes consideran que es una magnitud para contar a nivel macroscópico, de acuerdo con la respuesta resaltada, y otra es que podrían pensar que el fin de cantidad de sustancia, particularmente del mol, es contar las entidades elementales *“Porque el mol se usa para conocer el número de átomos de una sustancia.”*

4. El mol es:

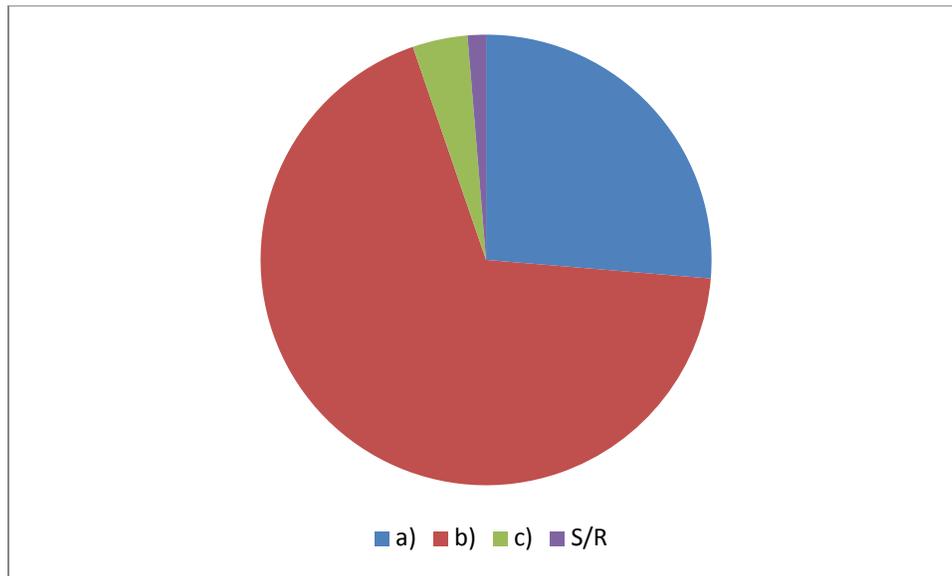


Gráfico 2. 4

Respuesta	Incidencia	%
a)	20	26%
a) R/NV	1	5%
a) S/J	6	30%
b)	52	69%
b) R/NV	10	19%
b) S/J	9	17%
c)	3	4%
c) R/NV	2	67%
S/R	1	1%

El gráfico 2.4 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a), b) y c), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Dado que todas las respuestas del inciso c) estuvieron justificadas, no hubo necesidad de tener el renglón c) S/J.

Respuestas Representativas

a) 6.02×10^{23} partículas	b) Unidad de cantidad de sustancia	c) La masa de las sustancias en una reacción
Porque en un mol siempre se va a tener esa cantidad de partículas.	Deduje que es la unidad de cantidad de sustancia, ya que se debe expresar en algún tipo de unidad relacionada con la masa.	El mol es la suma de las masas de una sustancia.
Por convención. Con base en las partículas contenidas en 12g de ^{12}C .	Ya que el mol representa la cantidad de moléculas en alguna sustancia.	
El mol es la unidad de cantidad de sustancia y Avogadro la define como 6.02×10^{23} .	Por convención, cantidad de sustancia se mide en mol.	
Mol es la unidad de cantidad de sustancia y equivale a 6.02×10^{23} entidades elementales.	Mol es la unidad de cantidad de sustancia y equivale a 6.02×10^{23} entidades elementales.	
Un mol es el equivalente en gramos de 6.02×10^{23} partículas y es la unidad de cantidad de sustancia	Un mol es el equivalente en gramos de 6.02×10^{23} partículas y es la unidad de cantidad de sustancia	
Ejemplos de respuestas no válidas		
Es el número de partículas que se encuentra en cada átomo.	Lo sacamos cuando ya tenemos la cantidad de sustancia, después lo sacamos mediante una ecuación estequiométrica.	Ilegibles.

A primera vista, las cifras indican que la mayoría de los estudiantes (69%) saben que el mol es la unidad de cantidad de sustancia, que un 26% considera que el mol es un número de partículas y que la minoría (4%) considera que el mol es la masa las sustancias en una reacción. No obstante las justificaciones revelan más información.

Entre los estudiantes que respondieron que el mol es un número de Avogadro de partículas, se encuentran aquellos que sustentan su respuesta argumentando que siempre en un mol habrá ese número de partículas, se encuentran también los que dieron la respuesta que no es la esperada, pero en su argumentación se da validez a ella: *“Por convención, con base en las partículas contenidas en 12g de ^{12}C ”*. También se encuentran los que afirman que Avogadro definió al mol como un número, y aquellos que respondieron que el mol es tanto un número de Avogadro de partículas, como la unidad de cantidad de sustancia, dentro de los cuales hay quienes conciben al mol como una masa: *“Un mol es el equivalente en gramos de 6.02×10^{23} partículas y es la unidad de cantidad de sustancia”*.

Sólo un 4% de los estudiantes respondió que mol es la masa de las sustancias en una reacción, considerando que el mol es la suma de las masas de las partículas de una sustancia.

5. Se tienen dos montones, uno de cobre y uno de azufre. Sabiendo que cada átomo de cobre pesa el doble que cada átomo de azufre, ¿qué masa hay que tomar de cada sustancia para que haya el mismo número de átomos de ambas?

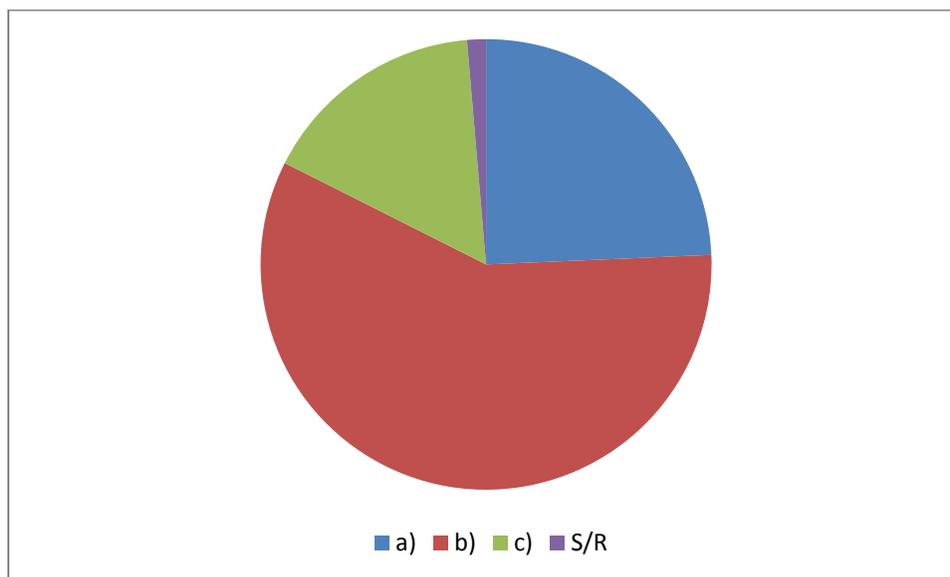


Gráfico 2. 5

Respuesta	Incidencia	%
a)	18	24%
a) R/NV	4	22%
a) S/J	1	6%
b)	43	59%
b) R/NV	8	19%
b) S/J	3	7%
c)	12	16%
c) R/NV	3	25%
c) S/J	2	17%
S/R	1	1%

El gráfico 2.5 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a), b) y c), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Respuestas Representativas

a) El doble de peso de cobre que de azufre	b) El doble de peso de azufre que de cobre	c) El mismo peso de ambos
Si sabemos que un átomo de cobre pesa el doble que uno de azufre, al aumentar el número de átomos en la misma proporción, la masa del cobre será el doble de la masa del azufre.	Para que se contrarreste la diferencia de los pesos de los átomos.	Porque lo que se quiere es que haya el mismo número de átomos y si el peso es el mismo, tendrán la misma cantidad de átomos.
	Para tener el mismo número de átomos de ambos, hay que duplicar los átomos del azufre para igualar a la masa del cobre.	Porque un mol de cobre tiene el mismo número de átomos que el de azufre.
Ejemplos de respuestas no válidas		
Se toma el doble de cobre porque estaba formado por número de átomos.	Es: 2Cu , 1S , entonces: Cu_2S	El peso de los átomos no afecta el número de éstos.

Como se observa en el gráfico y en la tabla, más de la mitad de los estudiantes considera que hay que tomar el doble de peso de azufre que de cobre, pensando que lo que se debe igualar son sus masas. Esto revela dificultades de comprensión lectora.

El 18% de los estudiantes dio la respuesta correcta, por la razón correcta. Se debe guardar la relación de doble peso de cobre por cada azufre para así tener el mismo número de átomos.

El 16% considera dos aspectos, el primero es que por tener la misma masa, se tiene el mismo número de átomos y el segundo es que piensan que se tiene un mol de ambas sustancias, lo cual revela de nuevo dificultades de comprensión de lectura, ya que no fue eso lo que se planteó en la pregunta.

6. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:

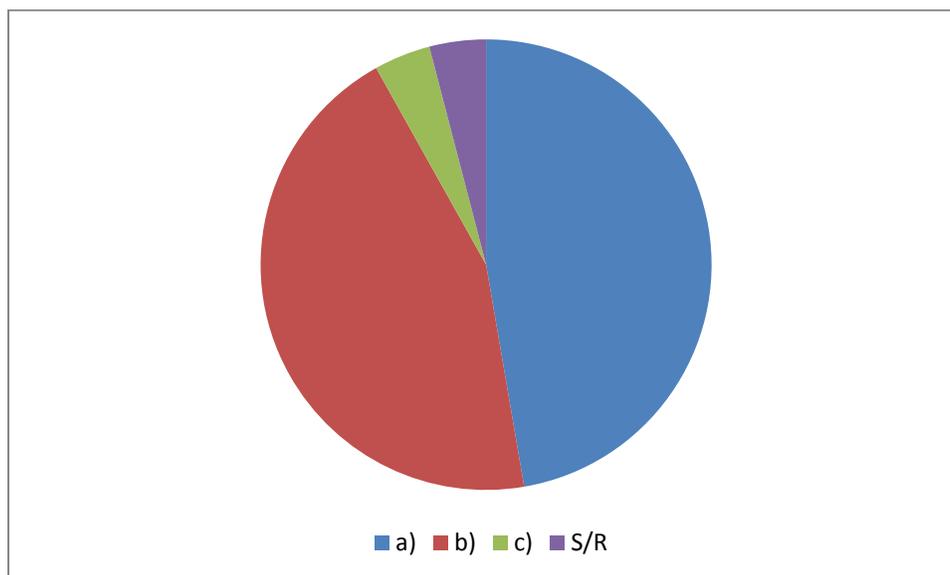


Gráfico 2. 6

Respuesta	Incidencia	%
a)	35	47%
a) S/J	1	3%
b)	33	45%
b) S/J	2	6%
c)	3	4%
S/R	3	4%

El gráfico 2.6 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con S/J, toman como 100% a los incisos a) y b), indicando el porcentaje de estudiantes que no dieron justificaciones.

Dado que todas las respuestas del inciso c) estuvieron justificadas y no se encontraron respuestas no válidas, no hubo necesidad de tener los renglones c) R/NV y c) S/J.

Respuestas representativas

a) SO ₂	b) SO	c) S ₂ O
Porque dado que las masas de O y S son iguales, para cada átomo de azufre, hay dos átomos de oxígeno.	Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2).	Porque por cada átomo de oxígeno, hay dos átomos de azufre.
Porque el azufre trabaja con (+4), el oxígeno con (-2), se cruzan las valencias y se simplifica.	Porque las masas de azufre y oxígeno son las mismas.	Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2).
	Porque en la fórmula mínima sólo se escriben los elementos que conforman el compuesto, sin tomar en cuenta cuántos átomos haya de cada uno.	Porque el azufre trabaja con (+4) y el oxígeno con (-2).

En todas las respuestas, se dieron justificaciones basadas en los números de oxidación del azufre y del oxígeno.

Se tiene prácticamente la misma incidencia en las respuestas a) y b), aunque es un poco mayor en la respuesta a) SO₂, es decir, en la respuesta correcta, aunque, dadas las justificaciones, se observa que no todos respondieron por la razón correcta, sino que hubo quienes la eligieron porque su razonamiento fue basado en los números de oxidación del azufre y del oxígeno.

Hubo quienes eligieron el inciso b) SO, porque consideraron que debido a que las masas eran las mismas, la relación entre los átomos sería uno a uno. Otra de las razones por las que eligieron el inciso b) fue porque consideraron que cuando se escribe una fórmula mínima, no se deben escribir subíndices.

Del 4% de los estudiantes que eligieron el inciso c) S₂O, además de elegirlo por los números de oxidación, lo hicieron por el pensamiento contrario a la respuesta correcta. “Porque por cada átomo de oxígeno, hay dos de azufre”.

Cerca de la mitad de los estudiantes dio respuestas incorrectas, debido a dos posibles razones, la primera es que no comprendan la relación entre cantidad de sustancia, masa y número de entidades elementales, y la segunda puede ser que presenten dificultades matemáticas y estequiométricas, que son reveladas al no poder plantear la manera de llegar a una fórmula mínima.

7. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio (K₂Cr₂O₇) y de cromato de potasio (K₂CrO₄). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?

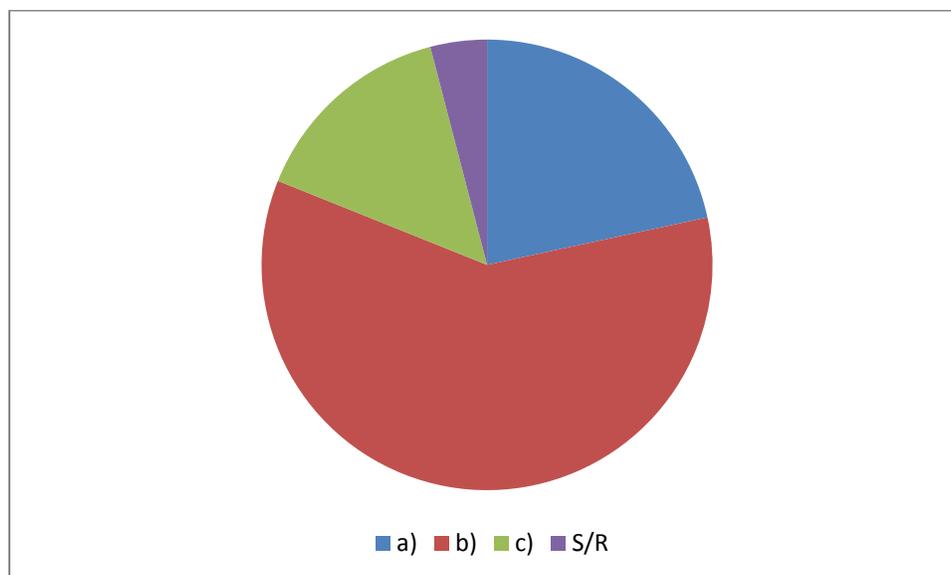


Gráfico 2. 7

Respuesta	Incidencia	%
a)	16	22%
a) R/NV	2	13%
a) S/J	1	6%

b)	44	59%
b) R/NV	3	7%
b) S/J	2	5%
c)	11	15%
S/R	3	4%

El gráfico 2.7 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a) y b), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Dado que todas las respuestas del inciso c) estuvieron justificadas y no se encontraron respuestas no válidas, no hubo necesidad de tener los renglones c) R/NV y c) S/J.

Respuestas representativas

a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia.	b) El dicromato de potasio.	c) El cromato de potasio
Porque como las masas son iguales, también lo es la cantidad de sustancia.	Porque la masa molar del dicromato es mayor que la del cromato.	Porque en condiciones de masas iguales, como el cromato tiene menor masa molar, mayor es su cantidad de sustancia.
Porque tenemos un mol de cada una y lo que varía es el peso atómico.	Porque el dicromato tiene más átomos que el cromato.	Porque siempre que haya un compuesto con masa molar menor a otro, tendrá más cantidad de sustancia.
Ejemplos de respuestas no válidas		
• Dicromato de potasio se está multiplicando	• Porque tiene más electrones de valencia	

<p>por dos, y al quitarle una molécula de K_2O queda igual que el cromato de potasio, es decir, son equivalentes. Metacromato de potasio.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Tienen la misma cantidad de sustancia ya que ambos tienen el mismo número de oxidación. 	<p>en el cromo y el oxígeno.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Porque el dicromato de potasio tiene. • Porque tiene más número atómico el dicromato más que el cromato por el número de electrones involucrados. 	
--	---	--

Más de la mitad de los estudiantes seleccionaron el inciso b), tomando como parámetro de medición de cantidad de sustancia, la comparación entre masas molares y el número de átomos de la fórmula química de los compuestos.

El 22% de los estudiantes seleccionó el inciso a) relacionando cantidad de sustancia con masa y pensando que se tiene un mol de cada una de las sustancias, lo que indica una vez más, que el alumnado tiene dificultades de comprensión lectora ya que no se plantea en la pregunta que se tiene un mol de cada sustancia, sino que se tiene la misma masa.

Sólo el 15% de los estudiantes seleccionaron la respuesta correcta. Se resalta la justificación correcta, ya que considera la condición de que cuando haya masas iguales, la sustancia con menor masa molar, tendrá más cantidad de sustancia y la otra no se puede considerar correcta porque generaliza esta premisa.

8. Si hacemos reaccionar 25g de oxígeno con 40g de metano, ¿qué masa se obtendría de CO₂?

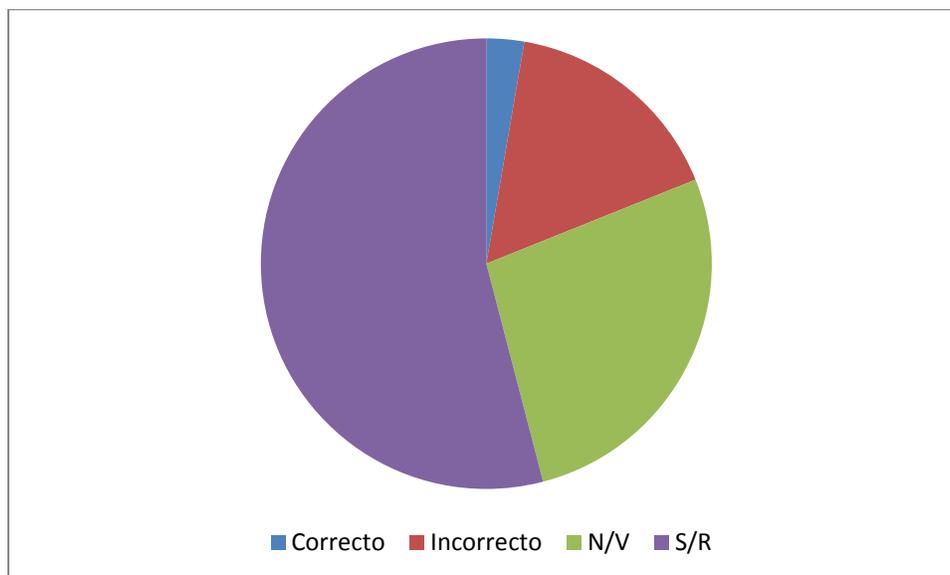


Gráfico 2. 8

Respuesta	Incidencia	%
Correcto	2	3%
Incorrecto	12	16%
N/V	20	27%
S/R	40	54%

Ejemplos de respuestas incorrectas	
Por mal planteamiento de la reacción.	
Sólo plantearon bien la reacción, pero no siguieron adelante.	
25g de O ₂ + 40g de CH ₄ = 65g de CO ₂	
O= 25; O ₂ = 50; CH ₄ = 40. Entonces 50+40= 90g de CO ₂	
Ejemplos de respuestas no válidas	
<ul style="list-style-type: none"> • O₃ + 2(CH₄) =CH₄O₃ = 2-(H₂O) = CO₂ • Lo primero es armar una ecuación química que esté balanceada. Se sacan las masas moleculares de los compuestos y se aplica una regla de tres. X=(44g)(40g)/16g 	

- Se obtienen 63.3g de CO₂ según yo al descomponer el metano, me quedaría 13.13g de un carbón y le suma al oxígeno.
- 40 C 12.0107, 25 O₂ 15.99
- 1.5X10⁻²⁰
- 65g-100 (2O + (HC)= (H+CO₂); (32) + (13)= (1) (49)

Llama la atención que sólo el 3% de los estudiantes pudieron llegar a la respuesta correcta, más de la mitad de los estudiantes no respondieron la pregunta, el 27% dio respuestas indescifrables y el 16% dio respuestas incorrectas, revelando dificultades para plantear la reacción de combustión o si acaso una vez bien planteada, no pudieron seguir adelante.

Lo anterior demuestra que los estudiantes presentan dificultades con el planteamiento de la reacción y deficiencia en el conocimiento de estequiometría.

9. En un recipiente se ponen a reaccionar 8 átomos de A y 4 átomos de B, se generan 4 moléculas de C y 4 moléculas de D. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa mejor la reacción?

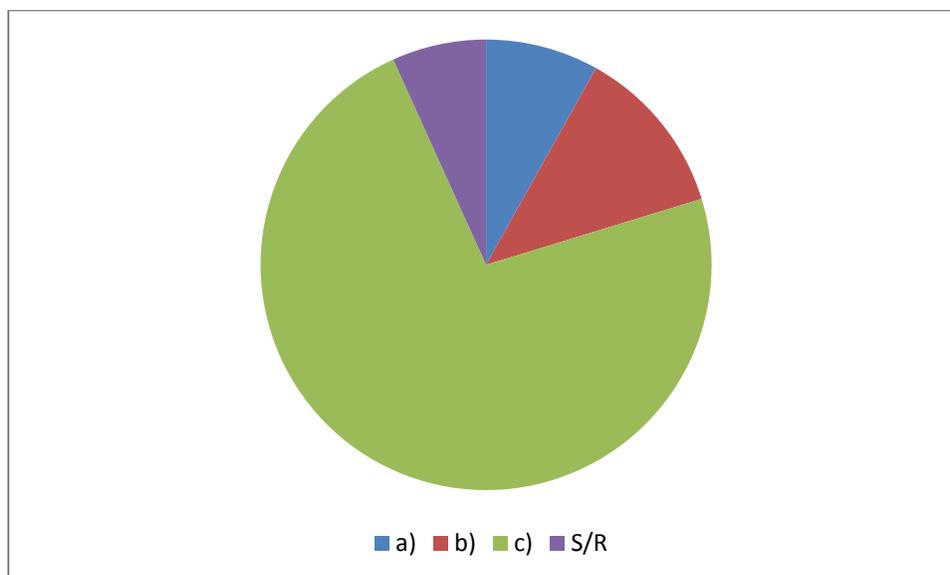


Gráfico 2.9

Respuesta	Incidencia	%
a)	6	8%
a) R/NV	2	33%
b)	9	12%
b) S/J	1	11%
c)	54	73%
c) R/NV	8	15%
c) S/J	2	3%
S/R	5	7%

El gráfico 2.9 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos con R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a), b) y c), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones. Todas las respuestas de a) estuvieron justificadas y no se encontraron respuestas no válidas en b).

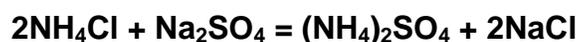
Respuestas representativas

a) $8A + 4B = C+D$	b) $4A + 2B = 4C + 4D$	c) $2A + B = C+D$
Porque representa mejor el enunciado.	Por simplificación.	Porque dividiendo todo entre 4 eso es lo que queda.
	Se simplifica la primera parte, pero aun así, el resultado es el mismo.	
Ejemplos de respuestas no válidas		
Ya que son las premisas A y B lo que quieres conocer es el producto.		<ul style="list-style-type: none"> • Por el reactivo limitante. • Porque tenemos $8A$ y $4B$, estadísticamente o tenemos C y D. • Porque es su fórmula

		<p>mínima.</p> <ul style="list-style-type: none"> • Porque al sumar un átomo más el doble de otro, se generan el número de moléculas de la diferencia de los átomos A y B ($8-4=4$)
--	--	---

El 73% de los estudiantes seleccionaron la respuesta correcta por la razón correcta, una simplificación. La segunda respuesta con más incidencia (12%), fue la del inciso b), y la que presentó menor incidencia (8%) fue el inciso c). Ambas respuestas de cualquier manera demuestran que una pequeña fracción de estudiantes presenta dificultades con matemáticas básicas, lo que se traduce en una posterior dificultad con estequiometría.

10. Considera la siguiente reacción:



¿Qué masa debe haber de cada reactivo para producir 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

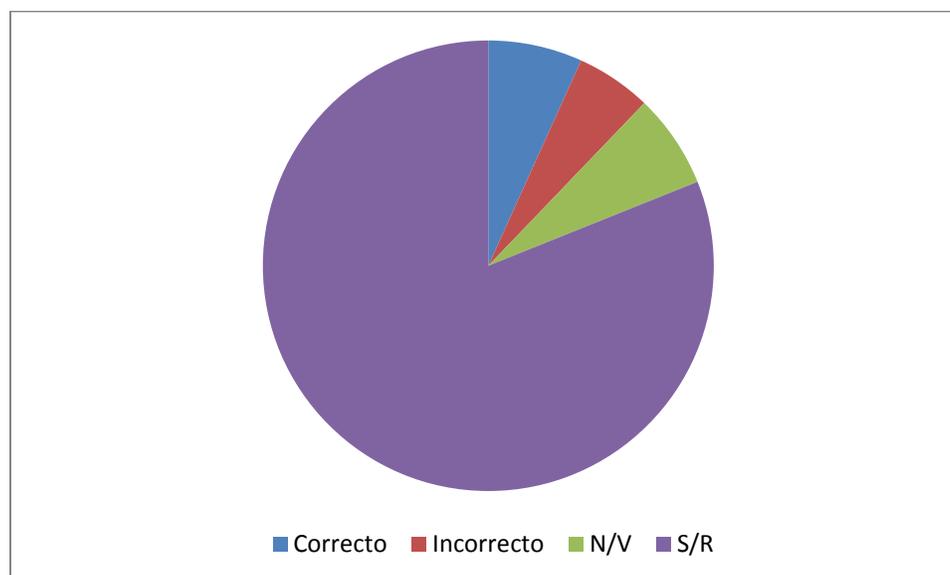


Gráfico 2. 10

Respuesta	Incidencia	%
Correcto	5	7%
Incorrecto	4	5%
N/V	5	7%
S/R	60	81%

Ejemplos de respuestas incorrectas
70g / 2 reactivos = 35g
Suma de las masas molares de los productos.
Suma de las masas molares de los reactivos.
Ejemplos de respuestas no válidas
<ul style="list-style-type: none"> • La masa de cada elemento se multiplica dependiendo del número de moléculas y cada compuesto que se forma se le suman sus masas. • Para que cada reactivo debe de salir la misma cantidad de productos por lo que de cada. • Considerando que tenemos 6 elementos, pero en el Nitrógeno tenemos un C, técnicamente ya tendríamos 70g.

El 81% de los estudiantes no respondió la pregunta, el 5% dio respuestas incorrectas, 7% respuestas no válidas y otro 7% respondió de manera correcta la pregunta. Es importante aclarar que dentro de las respuestas correctas, está considerada una respuesta que tuvo bien el procedimiento, pero por error de cálculo de una masa molar, el resultado fue incorrecto.

La abstinencia de los estudiantes aunada al tipo de respuestas que dieron, dejan ver que la mayoría de los estudiantes carece de conocimiento de estequiometría.

11. Si se obtienen 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$. ¿Cuánto se obtiene de NaCl?

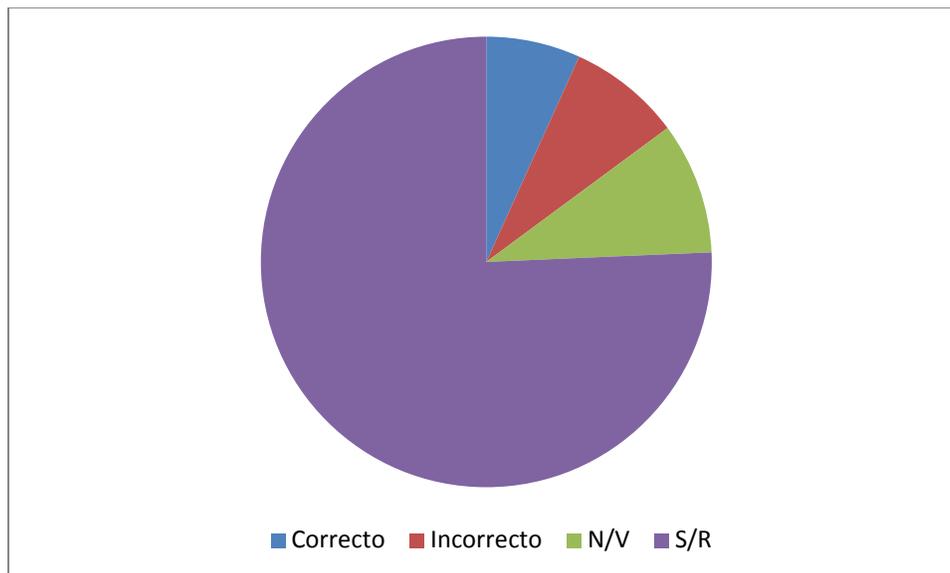


Gráfico 2. 11

Respuesta	Incidencia	%
Correcto	5	7%
Incorrecto	6	8%
N/V	7	9%
S/R	56	76%

Ejemplos de respuestas incorrectas
Masa molar del NaCl
70g porque la masa se conserva
Ejemplos de respuestas no válidas
<ul style="list-style-type: none"> • 30g porque el Na tiene un dos antes y el cloro son 10. • De igual manera, el Na_2 y el 2Cl, deberán de dar el 100% de la cantidad de los reactivos. • Reglas de tres con la ecuación balanceada, las masas moleculares y los gramos dados.

Sólo el 7% de los estudiantes dieron la respuesta correcta y nuevamente, dentro de las respuestas correctas se consideró una cuyo procedimiento fue correcto, pero por error de cálculo de una masa molar, dio un resultado distinto.

El grueso de los estudiantes no dieron respuesta y las respuestas incorrectas no lo fueron por errores estequiométricos, sino por desconocimiento de estequiometría.

12. Suma las masas de los reactivos que se requieren para obtener los 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, después suma las masas de los productos y compara ambas sumas. Los resultados que obtuviste, respectivamente son:

Suma de las masas de los reactivos: _____

Suma de las masas de los productos: _____

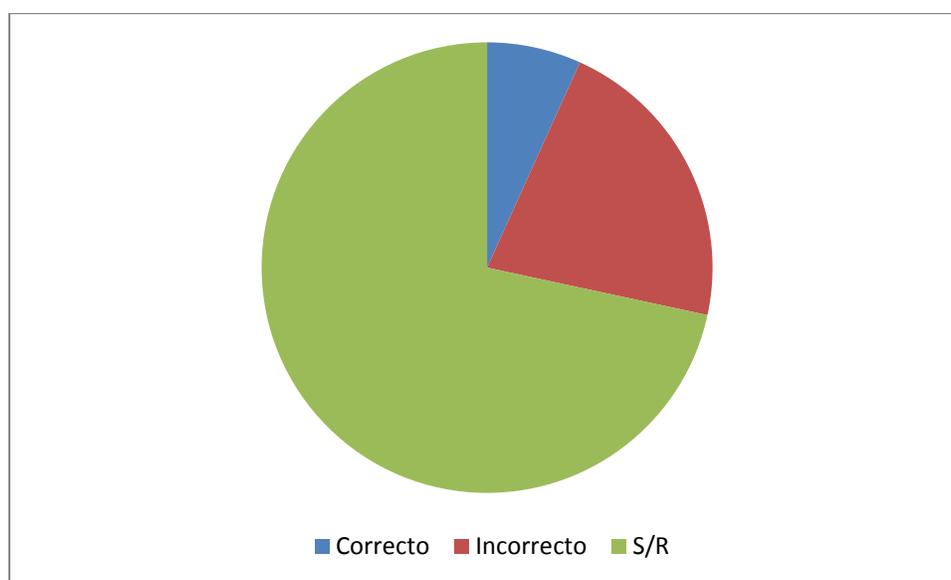


Gráfico 2. 12

Respuesta	Incidenca	%
Correcto	5	7%
Incorrecto	16	22%
S/R	53	71%

Ejemplos de respuestas incorrectas
Suma de las masas molares de productos y reactivos.
Par de números iguales o diferentes, sin justificación.

La mayoría de los estudiantes no respondió la pregunta, porque tampoco respondieron las dos preguntas anteriores. Sólo el 7% dio la respuesta correcta y el resto dio respuestas incorrectas relacionadas con las masas molares de los reactivos y productos, u otros números sin aparente sentido, ya que no justificaron su respuesta ni escribieron cálculos que las justificara.

13. En una reacción química la masa de las sustancias siempre se conserva, entonces la cantidad de sustancia:

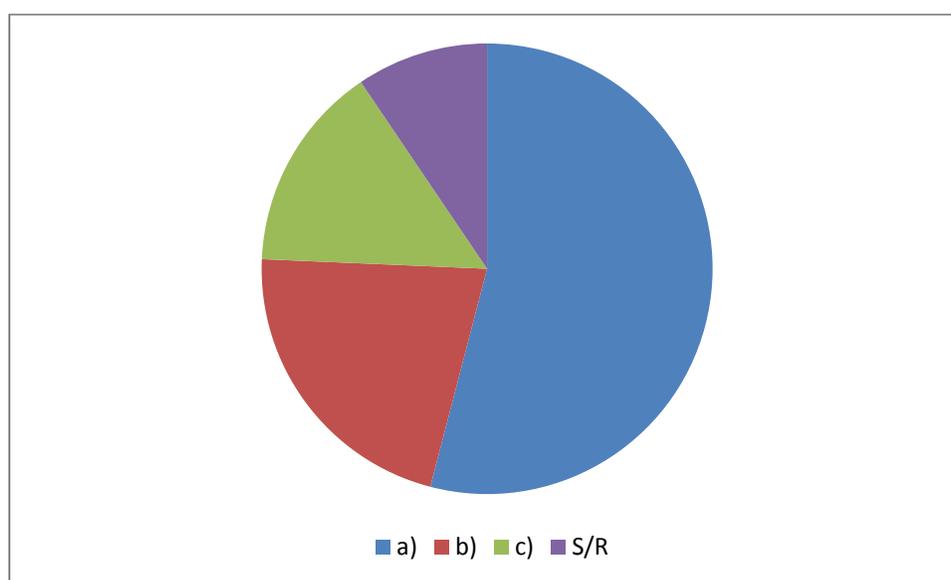


Gráfico 2. 13

Respuesta	Incidencia	%
a)	40	54%
a) R/NV	3	8%
a) S/J	3	8%
b)	16	22%
b) R/NV	6	38%
b) S/J	1	6%

c)	11	15%
c) R/NV	4	36%
c) S/J	1	9%
S/R	7	9%

El gráfico 2.13 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta, es decir, con los cuatro primeros renglones de la tabla. Los últimos seis renglones de la tabla toman como 100% a los incisos a), b) y c), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Respuestas representativas

a) Siempre se conserva	b) A veces se conserva	c) Nunca se conserva
Porque la ley de la conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la cantidad de sustancia es la masa.	Porque puede haber pérdidas en la práctica. Depende del cuidado que se tenga.	Porque los reactivos dan productos diferentes.
Porque la ley de la conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la cantidad de sustancia se relaciona con la masa.	Porque se forman nuevos compuestos y la cantidad de sustancia cambia.	Porque si la cantidad de sustancia se conservara, no habría reacción.
Porque el número de átomos de reactivos es el mismo que hay en los productos.		

Ejemplos de respuestas no válidas		
<ul style="list-style-type: none"> • Pues la masa de los átomos no cambia, la de las moléculas sí. • La masa no varía porque se combinan en la reacción pero la cantidad de sustancia sí, por los números de oxidación. 	<ul style="list-style-type: none"> • Ya que la masa puede permanecer sin cambios, pero la cantidad de sustancia depende de los medios que los que se está sometiendo dicha sustancia. • Porque a pesar de tener la misma masa pueden tener diferente número de neutrones. • Sí, porque las cantidades llegan a perderse gracias a la propiedad de cada elemento sustancia. • Masa de sustancias es la suma de los componentes de esta, si se conserva por lo tanto puede variar. 	<ul style="list-style-type: none"> • Ya que en una reacción química, los componentes se diluyen y por eso se pierde mezcla.

Más de la mitad de los estudiantes le otorgan a cantidad de sustancia la propiedad de conservación, porque la relacionan con la masa y porque observan que la reacción está balanceada.

El 22% considera que la cantidad de sustancia a veces se conserva, porque *“puede haber pérdidas en la práctica”*, lo que indica que no ha quedado claro el concepto de conservación de la materia, concepto que cabe mencionar que no

está relacionado con cantidad de sustancia. También se tiene una concepción cercana a la justificación esperada y se ha resaltado.

El 15% considera que la cantidad de sustancia nunca se conserva, porque se forman nuevos productos. Aunque desprendidas de la relación con la masa y cercanas a la justificación esperada, siguen quedando incompletas las justificaciones.

La justificación esperada era que a veces se conserva la cantidad de sustancia, porque al sumar los coeficientes estequiométricos en reactivos y productos, algunas veces coinciden y otras no.

14. La dosis letal del fosgeno (CCl_2O) en humanos contiene 3×10^{25} moléculas. ¿Cuántos átomos de Cl hay en esta cantidad de moléculas?

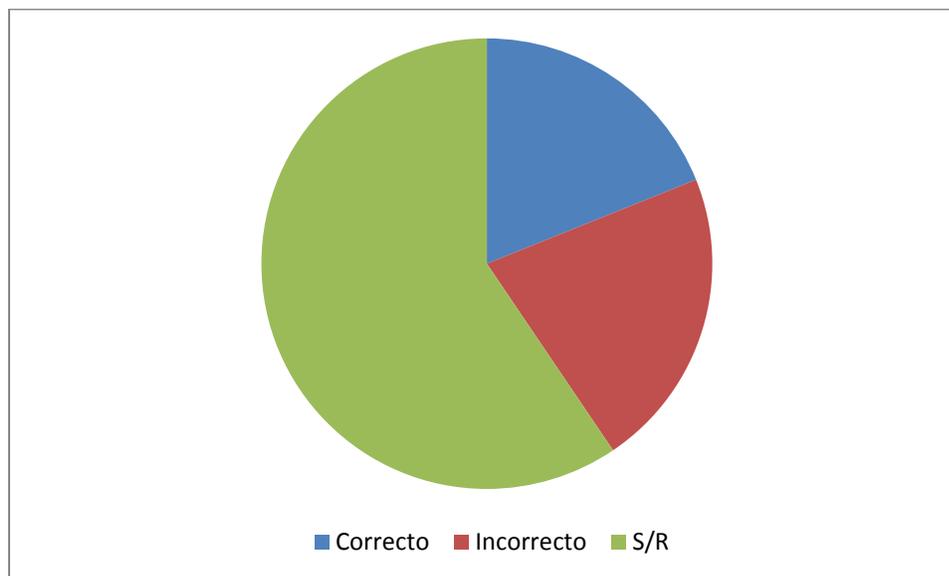


Gráfico 2. 14

Respuesta	Incidenca	%
Correcto	14	19%
Incorrecto	16	22%
S/R	44	59%

Ejemplos de respuestas incorrectas		
6×10^{23}	3×10^{25}	1.5×10^{25}
<ul style="list-style-type: none"> • Porque en un mol hay 6.022×10^{23} partículas y ese número no puede ser excedido. • Porque hay un mol de Cl. 	Porque debe haber la misma cantidad de sustancia en todo el compuesto.	Porque el cloro representa la mitad de átomos en el compuesto.

En este caso los estudiantes que dieron la respuesta correcta, es decir, 6×10^{25} átomos de Cl, dieron la justificación correcta, que es porque hay dos átomos de cloro por cada molécula de fosgeno.

El 59% de los estudiantes no respondió la pregunta, el 19% dio la respuesta correcta, y el 22% dio respuestas incorrectas, que revelan deficiencias en matemáticas básicas y dificultades de comprensión de lectura.

15. Se tiene una muestra de 3.5g de un compuesto que tiene nitrógeno y oxígeno. Se sabe que dicha muestra contiene 1g de nitrógeno y 2.5g de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

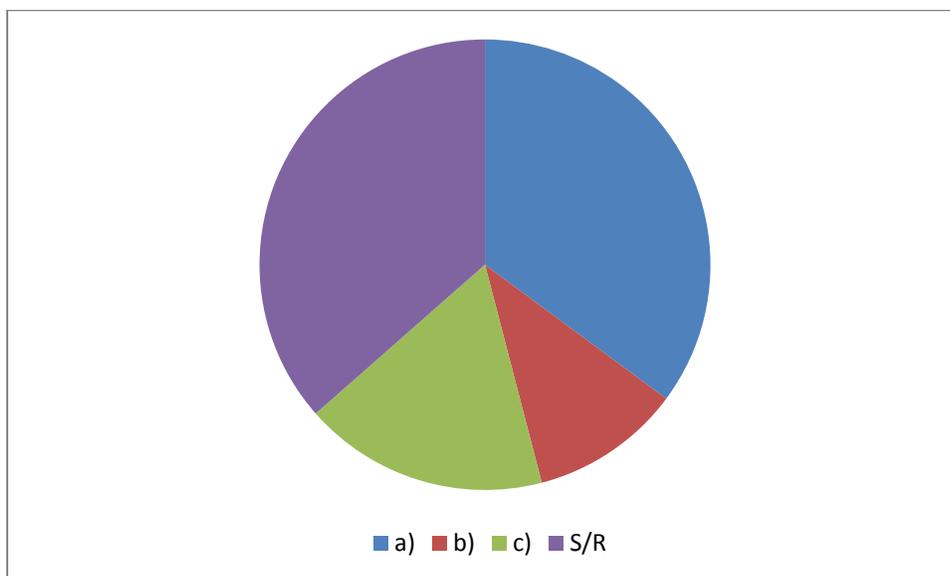


Gráfico 2. 15

Respuesta	Incidencia	%
a)	26	35%
a) R/NV	4	15%
a) S/J	4	15%
b)	8	11%
b) R/NV	2	25%
b) S/J	1	13%
c)	13	18%
c) S/J	1	8%
S/R	27	36%

El gráfico 2.15 se hizo con base en las respuestas a), b), c), y con el número de estudiantes que no respondieron la pregunta. Los incisos R/NV y S/J, toman como 100% a los incisos a), b) y c), indicando el porcentaje de estudiantes que dieron respuestas no válidas y que no dieron justificaciones.

Respuestas representativas

a) NO ₂	b) NO	c) N ₂ O
Por cada gramo de nitrógeno, hay más del doble de oxígeno.	Porque 1N = 1g; 1O = 2.5g; entonces 1g + 2.5g= 3.5g	Se sacan los porcentajes y se divide entre el menor.
El N trabaja con +4 y el O con -2.	Porque la carga del N es +2 y la del O es -2.	Porque por cada oxígeno hay 2 nitrógenos.
Se sacan los moles que hay en un gramo de N y los que hay en 2.5g de O y se dividen entre el menor para obtener la relación.		Porque N trabaja con +1 y O con -2.
Ejemplos de respuestas no válidas		
<ul style="list-style-type: none"> No tengo respuesta porque no recuerdo completamente bien el razonamiento o al menos no confío en lo que pienso, pero se relacionaba a multiplicar la masa atómica y dividirlo en la cantidad de sustancia que tengamos. Por proporciones enteras que debe haber. 		
<ul style="list-style-type: none"> Como hay más oxígeno, el nitrógeno puede formar más enlaces con ellos. La relación de la 2.5 respecto a unas masas atómicas. 	<ul style="list-style-type: none"> Pues no se necesitan más átomos o moles para hacer la sustancia. Es igual al reaccionar 1g de Nitrógeno sólo tenemos 1 elemento y uno de oxígeno que es 2.5 si tenemos más de un elemento, no se cumpliría el total de la masa se pasaría a sus obtendría menos. 	

El 36% de los estudiantes no dio respuesta.

En todas las respuestas, hubo justificaciones relacionadas con el número de oxidación del nitrógeno y del oxígeno.

El 35% señaló la respuesta correcta, pero no todos por la razón correcta, sino hubo quienes pensaron en los números de oxidación para dar su respuesta, o por la relación cruda entre el nitrógeno y el oxígeno.

El 18% escogió el inciso c), aparte de hacerlo por los números de oxidación, lo hicieron porque pensaron de manera contraria a como los que respondieron el inciso a).

Dado que cerca de una tercera parte de los estudiantes que dieron respuestas incorrectas fue porque no supieron el camino a seguir para dar una fórmula mínima, se descubre con las respuestas que existen dificultades matemáticas y estequiométricas.

16. ¿Quién introdujo el concepto del mol?

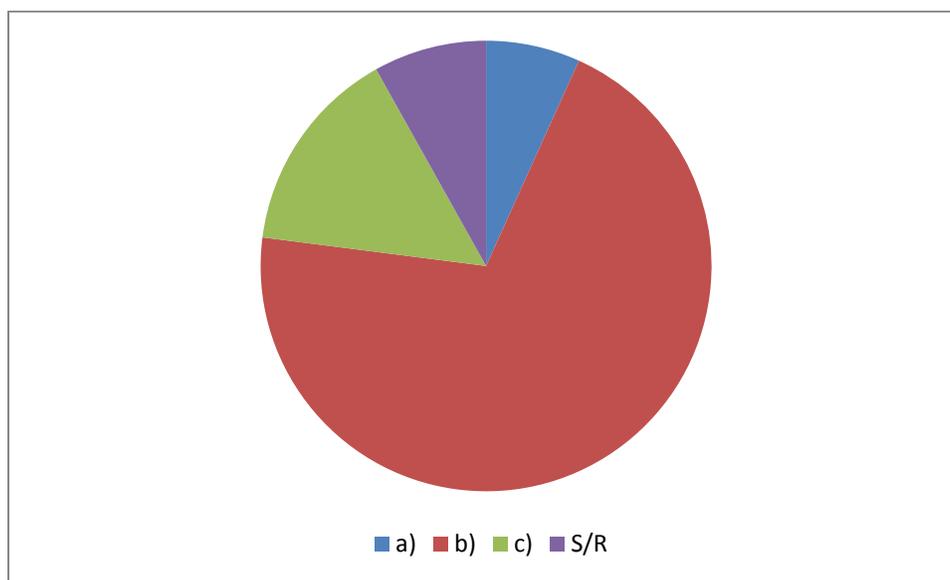


Gráfico 2. 16

Respuesta	Incidencia	%
a) Ostwald	5	7%
b) Avogadro	52	70%

c)Gay		
Lussac	11	15%
S/R	6	8%

El 70% de los estudiantes piensa que fue Avogadro quien introdujo el concepto del mol y sólo un 7% que fue Ostwald, lo que deja ver que tanto en la enseñanza como en los libros de consulta, se da lugar a este pensamiento ya que se introducen los conceptos en general, con una visión ahistórica y aproblemática (Padilla, 2008), es decir, no se plantean los problemas a los que los científicos del pasado se enfrentaron antes de definirse la magnitud cantidad de sustancia e incluso, de acuerdo con Padilla (2008), “Existen frases en los libros de texto que pueden llevar a que los lectores piensen que fue Avogadro quien introdujo el concepto de mol”.

Resultados y análisis del Cuestionario de doble escalón

Una vez aplicados los cuestionarios anteriores y analizadas las respuestas, se realizó y aplicó a 67 estudiantes del curso de Química General I el *Cuestionario de doble escalón*, el cual comprende las preguntas 2, 3, 6, 7, 10, 11, 13 y 14 del Segundo Cuestionario, pero ya en forma de doble escalón, a excepción de las preguntas 5, 6 y 8, ya que las primeras dos son preguntas abiertas en las cuales se busca revelar dificultades con estequiometría, y la última no tiene segundo escalón porque si los estudiantes no dan la respuesta correcta, es porque en los libros y en la enseñanza no se ve la parte histórica de los conceptos 'cantidad de sustancia' y 'mol'.

El segundo escalón está en función de las respuestas que dieron los estudiantes en los cuestionarios anteriores.

1. ¿Cuál es la unidad de cantidad de sustancia?

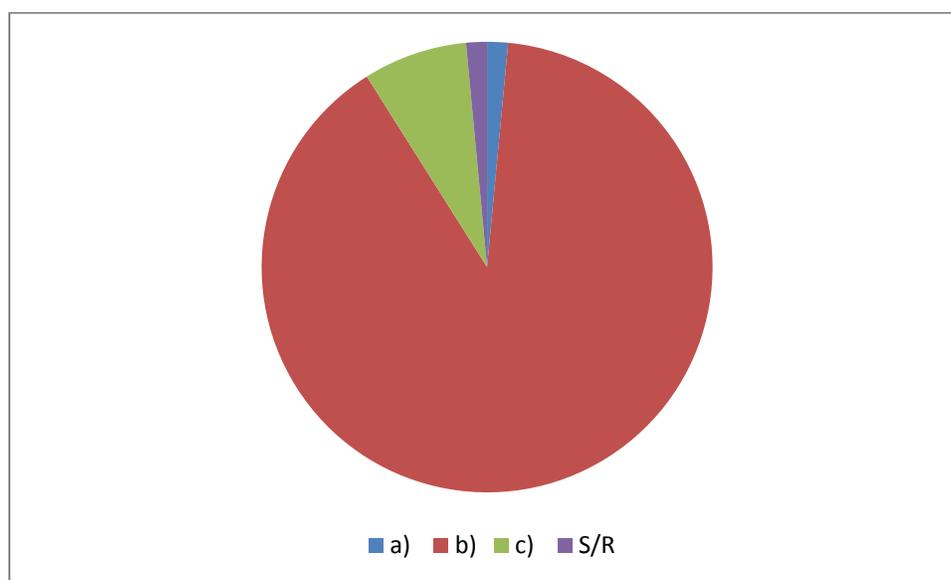


Gráfico 3.1

Respuesta	Incidenca	%
a)	1	1%
b)	60	90%
c)	5	8%
S/R	1	1%

Respuestas

a) gramo	b) mol	c) gramos/mol
Justificación	Justificación	Justificación
Porque la cantidad de sustancia tiene unidades de masa.	Porque es la unidad para cantidad de sustancia reconocida por el SI. 67%	Porque cantidad de sustancia son los gramos contenidos en un mol de sustancia. 60%
Porque las sustancias se miden en gramos. 100%	Porque el mol nos permite conocer la cantidad de sustancia por unidad de masa. 25%	Porque cantidad se mide en gramos y sustancia en mol. 20%
Porque la cantidad de sustancia es la masa en relación a los moles.	Porque es la cantidad de partículas en un gramo. 8%	Porque con la cantidad de sustancia cuantificamos la masa de las partículas que hay en 1g.
		Porque con la cantidad de sustancia calculamos la masa de las partículas. 20%

A simple vista, la mayoría de los estudiantes eligió la respuesta correcta, sin embargo, al observar la elección de las justificaciones, salta a la vista que de los estudiantes que eligieron el inciso b), un 33% lo hace relacionando a cantidad de sustancia con masa.

El 8% eligió c), demostrando que no se conoce la magnitud cantidad de sustancia y de nuevo, se observa una tendencia a relacionarla con la masa.

Sólo el 1% eligió a gramo como unidad de cantidad de sustancia, sin embargo se observa en el segundo escalón de todas las respuestas una tendencia a relacionar a cantidad de sustancia con masa.

2. ¿Cuál de las siguientes opciones se acerca más a tu concepción de cantidad de sustancia?

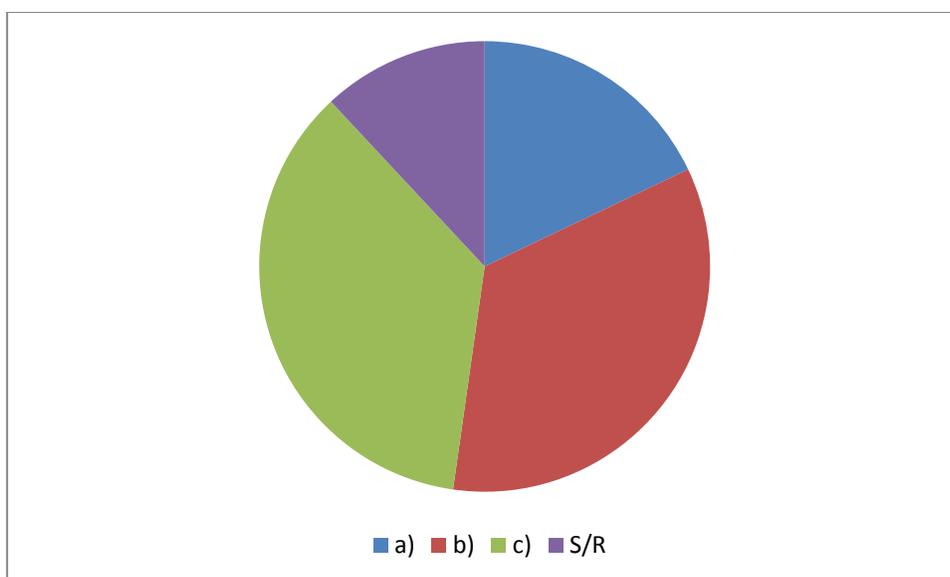


Gráfico 3.2

Respuesta	Incidenca	%
a)	12	18%
b)	23	34%
c)	24	36%
S/R	8	12%

Respuestas

a) Es la masa de las partículas que componen una determinada sustancia.	b) Es el número de partículas que se encuentran en un mol.	c) Es una magnitud creada para contar en cantidades macroscópicas.
Justificación	Justificación	Justificación
Porque es la suma de las masas de las partículas de una sustancia. 33%	Porque cantidad de sustancia cuenta el número de partículas. 57%	Porque se creó el mol para poder contar a nivel macroscópico, ya que es imposible contar una por una a las partículas. 92%
Porque es la masa que comprende 6.022×10^{23} entidades elementales. 33%	Porque las partículas tienen masa y esa masa se relaciona con el mol. 13%	Porque el mol se usa para conocer el número de átomos de una sustancia. 2%
Porque medimos la masa de las partículas por cada mol. 33%	Porque la masa y el tamaño de las sustancias pueden variar, pero el mol es constante. 30%	

Las respuestas con una incidencia similar, fueron las de los incisos b) y c). El 92% de los estudiantes que respondieron el inciso c), seleccionaron en el doble escalón la razón correcta y sólo el 2% tiene la concepción en un sentido contrario, es decir, en lugar de concebir a cantidad de sustancia como una magnitud que nos traslada de un nivel submicroscópico a uno macroscópico, en cuanto al fácil manejo de cantidades, la conciben como un sinónimo de mol y consideran que el fin de cantidad de sustancia es el conteo de entidades elementales.

3. Un compuesto está formado por azufre (S) y oxígeno (O), y contiene prácticamente la misma masa de cada uno de estos elementos. Su fórmula mínima es:

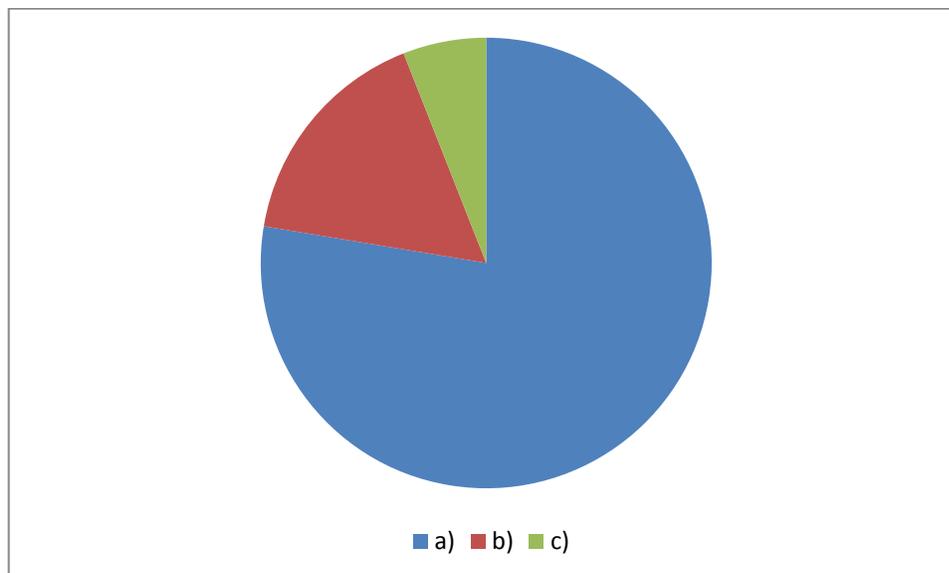


Gráfico 3.3

Respuesta	Incidencia	%
a)	52	78%
b)	11	16%
c)	4	6%

Respuestas

a) SO ₂	b) SO	c) S ₂ O
Justificación	Justificación	Justificación
Porque dado que las masas de O y S son iguales, para cada átomo de azufre, hay dos átomos de oxígeno. 81%	Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2). 36%	Porque por cada átomo de oxígeno, hay dos de azufre. 50%
Porque el azufre trabaja con (+4), el oxígeno con (-2), se cruzan las valencias y se simplifica. 19%	Porque las masas de azufre y oxígeno son las mismas. 64%	Porque el azufre trabaja con (+2) y el oxígeno con (-2). 25%

	Porque en la fórmula mínima, sólo se escriben los elementos que conforman el compuesto, sin tomar en cuenta cuántos átomos haya de cada uno.	Porque el azufre trabaja con (+4) y el oxígeno con (-2). 25%
--	--	--

El 78% de los estudiantes eligieron la respuesta correcta, es decir, el inciso a). Dentro de los estudiantes que eligieron dicha respuesta, el 81% lo hizo por la razón correcta y el 19% seleccionó esta respuesta pensando en los estados de oxidación del azufre y el oxígeno.

El 16% de los estudiantes eligió el inciso b), dentro de los cuales un 36% lo hizo pensando en los números de oxidación de cada elemento y un 64% lo hizo pensando que si las masas eran las mismas, la relación de los elementos en la fórmula sería 1:1.

El 6% eligió la respuesta del inciso c) y la mitad de ellos lo hizo pensando de manera contraria a la respuesta correcta, es decir, en lugar de considerar que por cada átomo de azufre hubiera dos de oxígeno, consideraron que por cada átomo de oxígeno, hay dos de azufre. La otra mitad eligió el inciso c) pensando en números de oxidación.

4. Se tiene la misma masa de dicromato de potasio ($K_2Cr_2O_7$) y de cromato de potasio (K_2CrO_4). ¿Cuál tiene más cantidad de sustancia?

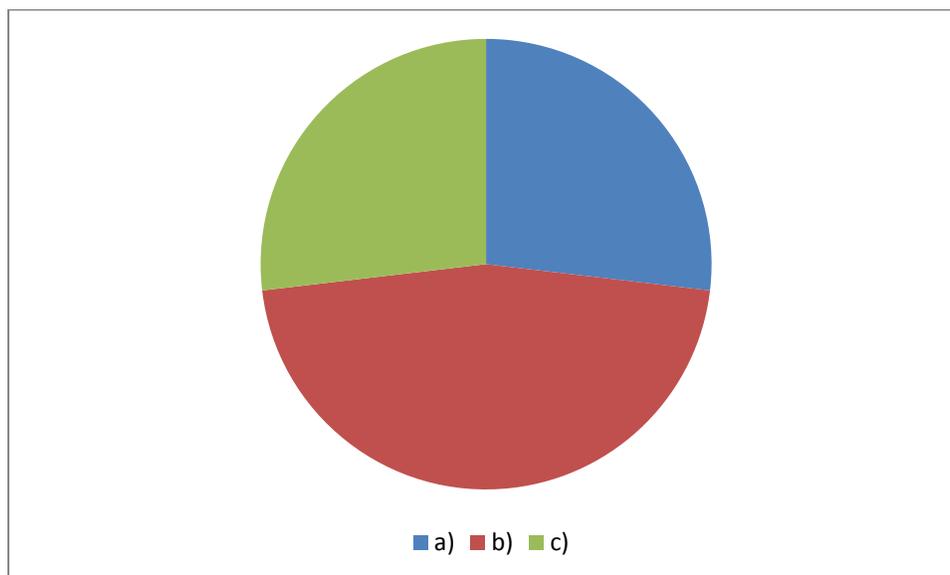


Gráfico 3.4

Respuesta	Incidenca	%
a)	18	27%
b)	31	46%
c)	18	27%

Respuestas

a) Ambos tienen la misma cantidad de sustancia.	b) El dicromato de potasio.	c) El cromato de potasio
Justificación	Justificación	Justificación
Porque como las masas son iguales, también lo es la cantidad de sustancia. 6%	Porque la masa molar del dicromato es mayor que la del cromato. 77%	Porque en condiciones de masas iguales, como el cromato tiene menor masa molar, mayor es su

		cantidad de sustancia. 89%
Porque tenemos un mol de cada una, lo que varía es el peso atómico. 94%	Porque el dicromato tiene más átomos que el cromato. 23%	Porque siempre que haya un compuesto con masa molar menor a otro, tendrá más cantidad de sustancia. 11%

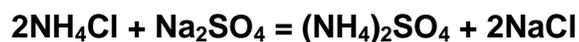
Cerca de la mitad de los estudiantes eligieron la respuesta del inciso b), pensando la mayoría en que entre mayor sea la masa molar de un compuesto, mayor será su cantidad de sustancia y un 23% lo eligió pensando en que a mayor número de átomos en la fórmula de un compuesto, mayor es su cantidad de sustancia.

Un igual porcentaje de estudiantes eligieron las respuestas a) y c).

En cuanto al inciso c), que es la respuesta correcta, se tiene que un 89% de los estudiantes que la eligieron, lo hicieron porque consideraron la condición de masas iguales para poder decir que entre menor fuera la masa molar, mayor sería la cantidad de sustancia. El 11% restante no consideró esta condición, por lo que no es posible afirmar que eligieron la respuesta correcta por la razón correcta.

De los estudiantes que respondieron con el inciso a), un 94% lo hizo pensando en que se había mencionado en el enunciado de la pregunta que se tenía un mol de cromato y un mol de dicromato, lo que revela dificultades en comprensión de lectura. El 6% de ellos eligió esta respuesta porque relaciona a cantidad de sustancia con masa.

5. Considera la siguiente reacción:



¿Qué masa debe haber de cada reactivo para producir 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$?

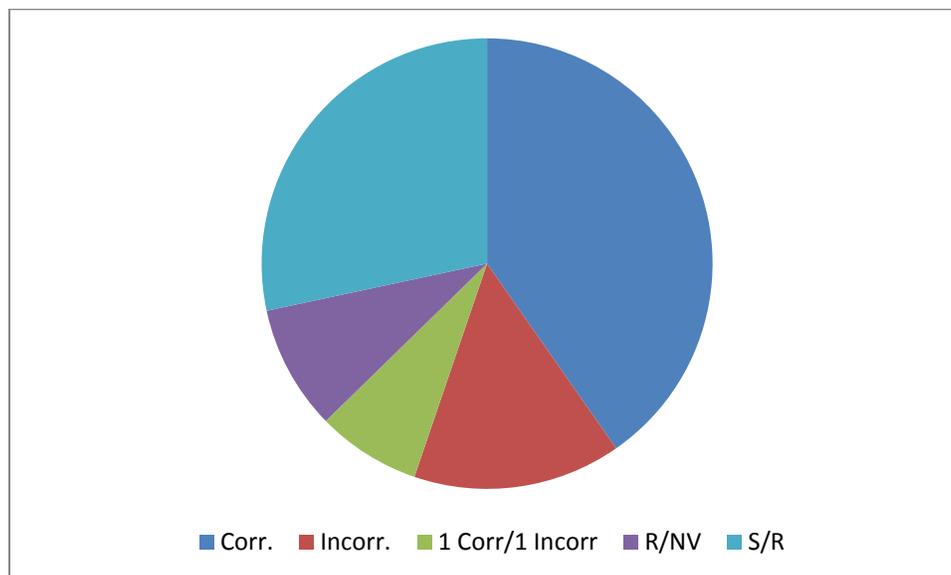


Gráfico 3.5

Respuesta	Incidenca	%
Correcto	27	31%
Incorrecto	10	15%
1Correcto/1 Incorrecto	5	8%
N/V	6	9%
S/R	19	28%

Ejemplos de respuestas incorrectas

- Por factor unitario.
- Por masa molar
- Por factor unitario y masa molar.
- Al calcular cantidad de sustancia, combinan masas y masas molares de diferentes especies.
- Por mal planteamiento matemático.

Ejemplos de respuestas no válidas

- Masa del NaCl partiendo de masas molares mal calculadas.
- Indescifrable / ilegible.
- Sólo obtuvieron masas molares de reactivos y/o productos.
- Masa molar de reactivos y productos multiplicados por sus coeficientes estequiométricos.
- Cálculo de la masa molar o de la cantidad de sustancia de una sola especie.
- Para obtener cantidad de sustancia, hacen cálculos combinando masas y masas molares de diferentes especies.

El 31% de los estudiantes dieron respuestas correctas, el resto dio respuestas incorrectas, no válidas o no respondieron.

Dentro de las respuestas correctas, se han considerado algunas que tuvieron bien el procedimiento, pero por error dieron un resultado incorrecto.

Se consideran como respuestas incorrectas las que no llegaron al resultado correcto, por las razones que se mencionan en la tabla.

Se consideran como respuestas no válidas aquellas que no responden la pregunta, por las razones mencionadas en la tabla.

6. Si se obtienen 70g de $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, ¿Qué masa de NaCl se obtiene?

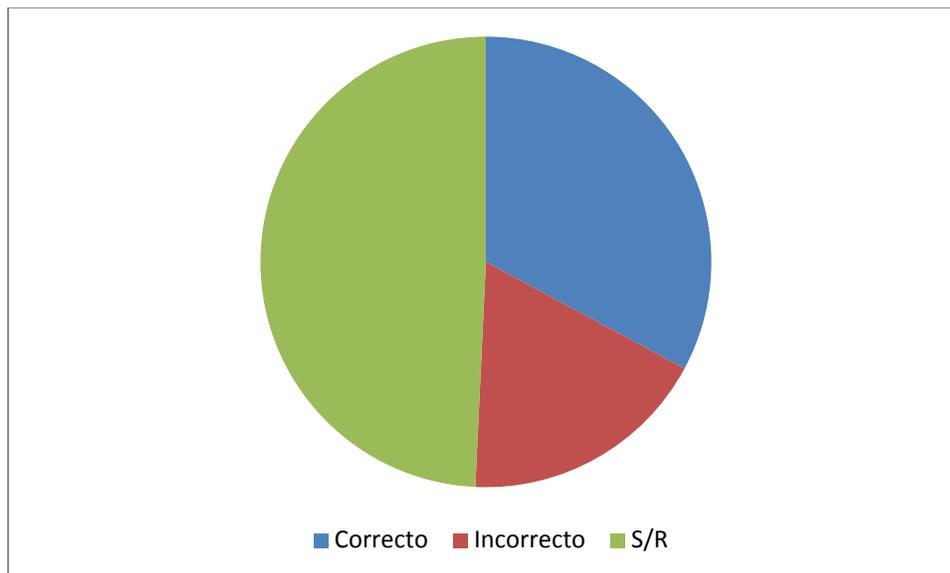


Gráfico 3. 6

Respuesta	Incidenca	%
Correcto	22	33%
Incorrecto	12	18%
S/R	33	49%

Con esta pregunta aparecen más respuestas incorrectas que caen dentro las mencionadas en la pregunta anterior, pero en muy baja proporción. Casi la mitad de los estudiantes no respondieron la pregunta y un 33% dio la respuesta correcta.

El alto porcentaje de estudiantes que no dieron respuesta refleja deficiencias en estequiometría. De nuevo se observan dificultades de comprensión con las relaciones entre masa y cantidad de sustancia.

7. En una reacción química la masa de las sustancias siempre se conserva, entonces la cantidad de sustancia:

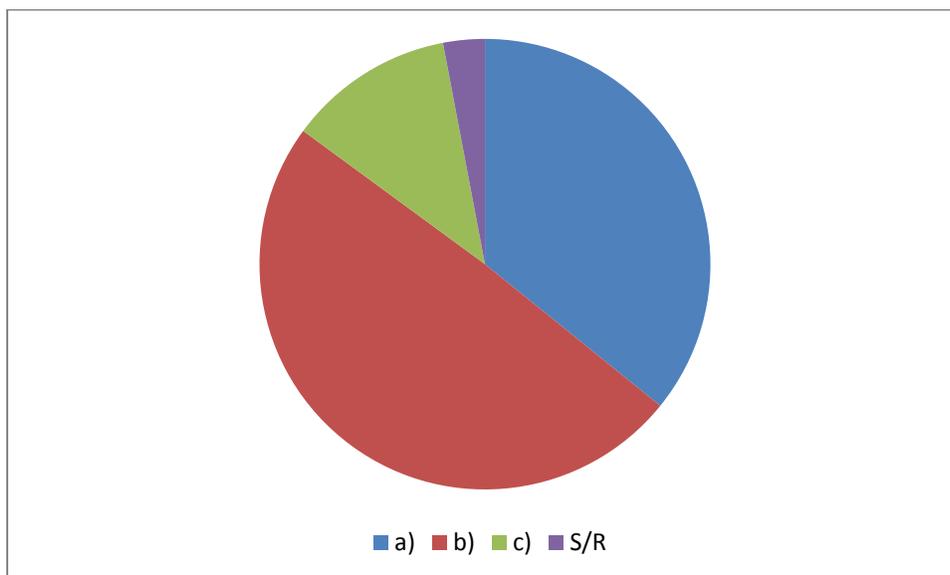


Gráfico 3.7

Respuesta	Incidencia	%
a)	24	36%
b)	33	49%
c)	8	12%
S/R	2	3%

Respuestas

a) Siempre se conserva.	b) A veces se conserva.	c) Nunca se conserva.
Justificación	Justificación	Justificación
Porque la ley de conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la	Porque puede haber pérdidas en la práctica. Depende del cuidado que se tenga. 33%	Porque los reactivos dan productos diferentes. 37%

cantidad de sustancia es la masa.		
Porque la ley de conservación de la materia aplica también para la cantidad de sustancia, ya que la cantidad de sustancia se relaciona con la masa. 50%	Porque se forman nuevos compuestos y la cantidad de sustancia cambia. 67%	Porque si la cantidad de sustancia se conservara, no habría reacción. 63%
Porque el número de átomos de reactivos es el mismo que hay en los productos. 50%		

Casi la mitad de los estudiantes respondieron que la cantidad de sustancia a veces se conserva y dentro de este grupo de estudiantes, un 67% lo hizo pensando en la transformación de las sustancias dentro de una reacción química, y recordando que cantidad de sustancia no siempre coincide en reactivos y productos, lo cual es correcto. El 33% restante lo hizo refiriéndose al rendimiento de una reacción, es decir, pensando más bien en masa.

El 36% de los estudiantes respondieron con el inciso a). La mitad de ellos lo hizo atribuyéndole a cantidad de materia la propiedad de conservación de masa y relacionándola con ella, mientras que la otra mitad considera que la cantidad de

sustancia siempre se conserva porque se conserva el número de átomos en los productos, lo que se traduce finalmente en una referencia de masa.

Del 12% de los estudiantes que considera que la cantidad de sustancia nunca se conserva, el 63% lo hace pensando en la transformación de la materia y el porcentaje restante lo hace además de pensar en la transformación de unas sustancias en otras, pensando en que cantidad de sustancia nunca coincide entre reactivos y productos.

8. La dosis letal del fosgeno (CCl_2O) en humanos contiene 3×10^{25} moléculas. ¿Cuántos átomos de Cl hay en esta cantidad de moléculas?

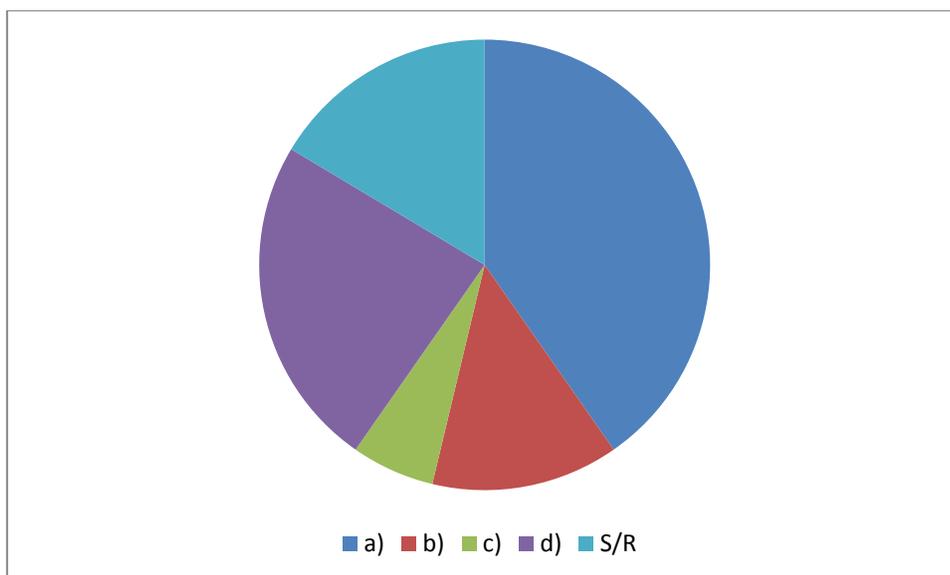


Gráfico 3.8

Respuesta	Incidenca	%
a)	27	41%
b)	9	13%
c)	4	6%
d)	16	24%
S/R	11	16%

Respuestas

a) 6×10^{25}	b) 6×10^{23}	c) 3×10^{25}	d) 1.5×10^{25}
Justificación	Justificación	Justificación	Justificación
Porque hay dos cloros por molécula. 89%	Porque en un mol hay 6.023×10^{23} partículas y ese número no puede ser excedido. 22%	Porque debe haber la misma cantidad de sustancia en todo el compuesto. 50%	Porque el Cl representa la mitad de átomos en el compuesto. 38%
	Porque hay un mol de Cl. 11%		

El 41% de los estudiantes respondieron con el inciso a), es decir, con la respuesta correcta, dentro de este grupo de estudiantes, el 89% lo hizo por la razón correcta, el porcentaje restante no seleccionó justificación.

Del 24% que respondió con el inciso d), el 38% lo hizo pensando en que debía haber la mitad de átomos de cloro en la cantidad de moléculas dada, lo que revela dificultades con matemáticas básicas, el resto no seleccionó justificación.

El 13% de los estudiantes respondió con el inciso b). El 22% de ellos lo hizo considerando que no es posible tener más de un mol de partículas, lo cual refleja problemas de comprensión de lectura o con el tema en general, mientras que un 11% lo hizo considerando que hay un mol de cloro únicamente, lo que dejar ver de nuevo, que existen dificultades de comprensión lectora.

Del 6% de los estudiantes que respondieron con el inciso c), la mitad lo hizo pensando en que no se puede tratar al cloro de manera separada, ya que forma parte del compuesto y por lo tanto habría el mismo número de cloro que de

moléculas de fosgeno, lo cual refleja problemas tal vez de comprensión espacial, matemáticas básicas o tal vez sólo eligieron la justificación porque no había más opciones o por no escribir la suya , aunque se aclaró que se dejaba un espacio para que escribieran sus propias justificaciones.

Capítulo 4

Conclusiones y Recomendaciones

Conclusiones y Recomendaciones

Se elaboró una herramienta para detectar concepciones alternativas alrededor del concepto de cantidad de sustancia y, tanto con esta herramienta, como con los cuestionarios que se utilizaron para su elaboración, se encontró que los estudiantes además de presentar concepciones alternativas respecto a cantidad de sustancia, presentan deficiencias en matemáticas, en estequiometría y dificultades de comprensión de lectura.

Se halló que los estudiantes conciben a cantidad de sustancia principalmente como masa, pero también como una magnitud que está 'misteriosamente' relacionada con masa, ya que no saben cómo se relacionan realmente y le atribuyen la propiedad de conservación de la materia.

Es vista también como número de Avogadro de partículas, como sinónimo de mol, como número de moles y como masa molar. Es importante mencionar que existen estudiantes que incluso desconocen esta magnitud.

Los estudiantes prácticamente no tienen conocimiento de la historia de los conceptos que trata el presente trabajo y por lo mismo se desconoce en general quién introdujo el concepto del mol, y se piensa que fue Avogadro quien lo hizo.

A través de los cuestionarios fueron revelados, además de las dificultades que tienen los estudiantes con estequiometría, los problemas que presentan con el planteamiento de fórmula empírica, ya que hay casos en los que sólo se consideran los números de oxidación de los elementos involucrados, en lugar de las proporciones en que se encuentra cada uno.

Las dificultades con estequiometría iban desde que se tiene problemas con el factor unitario, hasta desconocer por completo cómo hacer cálculos estequiométricos.

Como se ha expuesto a lo largo del presente trabajo, las concepciones alternativas de los estudiantes respecto a cantidad de sustancia y estequiometría,

se deben principalmente a que en la enseñanza se presentan los conceptos de una manera ahistórica y aproblemática, así como que el profesorado presenta de igual manera estas concepciones, por lo que usa un lenguaje inapropiado, como llamar a cantidad de sustancia 'número de moles'. Lo mismo sucede con los libros de texto que el alumnado consulta.

Es importante que el profesorado tome en cuenta las concepciones alternativas y dificultades que presentan los estudiantes, para que guíen el aprendizaje. Las preguntas de doble escalón de opción múltiple es una opción práctica para detectarlas de manera eficaz.

Con el presente trabajo se ha comprobado que los estudiantes de los primeros semestres de la Facultad de Química de la UNAM presentan las concepciones alternativas ya reportadas en la literatura. A partir de éste pueden surgir otros proyectos que le sucedan, por ejemplo, que se apliquen cuestionarios de doble escalón de opción múltiple en otros niveles educativos y en cualquier tema en que se pueda aplicar esta herramienta, donde se sepa que existen concepciones alternativas, o donde se tenga tal sospecha, un ejemplo de esto es el caso de entropía desarrollado por Valera, (2014).

Que se de seguimiento y se proponga un cambio en la enseñanza, exponiendo a los profesores de la Facultad de Química lo hallado en este trabajo, para que incluyan en sus clases la parte histórica de los temas que se den o que se incluya en los planes de estudios la historia de la química de manera obligatoria.

Sería muy benéfico que se recopilara la información respecto a cantidad de sustancia y estequiometría en un libro de texto con la información correcta y que no tenga concepciones alternativas, para que tanto los estudiantes como los profesores puedan confiar en que el conocimiento que adquieran de él, concuerda con el de la comunidad científica. Otra opción sería hacer la parte de cantidad de sustancia y estequiometría de un libro de texto.

También se podrían introducir los cuestionarios de doble escalón de opción múltiple en los programas de cómputo de la facultad, para realizarlos antes y

después de la enseñanza de algún tema y que los profesores se den cuenta, primero, de las concepciones alternativas que presentan los estudiantes y después, para verificar si éstas se han erradicado o disminuido.

Bibliografía

1. Balocchi, E., Modak, B., Martínez M.M., Padilla, K., Reyes, F., Garritz, A. (2005). 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), 550-561.
2. Balocchi, E., Modak, B., Martínez M.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), 10-17.
3. Ceverlati, R.; Montuschi, A.; Perugini, D.; Grimellini, N. y Pecori, B. Investigation of Secondary School Students' undersyanding of the Mole Concept in Italy. *Journal of Chemical Education*, 59(10), 852-856, 1982.
4. Chandrasegaran, A. L., Treagust, D. F., & Mocerino, M. (2007). The development of a two-tier multiple-choice diagnostic instrument for evaluating secondary school students' ability to describe and explain chemical reactions using multiple levels of representation. *Chemistry Education Research and Practice*, 8(3), 293-307.
5. Chandrasegaran, A. L., Treagust, D. F., & Mocerino, M. (2011). Facilitating high school students' use of multiple representations to describe and explain simple chemical reactions. *Teaching Science*, 57(4), 13-20.
6. Desjardins, S. G., (2008). Disorder and chaos: Developing and teaching an interdisciplinary course on chemical dynamics. *Journal of Chemical Education*, 85(8), 1078-1082.
7. Dierks, W. (1981). Teaching the mole. *European Journal of Science Education*, 3(2), 145-158.
8. Duncan, I. M., & Johnstone, A. H. (1973). The Mole Concept. *Education in Chemistry*, 10(6), 213-214.
9. Furió, C., Azcona, R., Guisasola, G., & Mujika, E. (1993). Concepciones de los estudiantes sobre una magnitud " olvidada" en la enseñanza de la química: la cantidad de sustancia. *Enseñanza de las Ciencias*, (11)2, 107-114.
10. Furió, C., Azcona, R., Guisasola, J. (1999). Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de *cantidad de sustancia* y de *mol*. *Investigación Didáctica*, 17(3), 359-376.
11. Furio, 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), 1285-1304.
12. Furió-Mas, C., Azcona, R., & Aranzabal, J. G. (2006). Enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol basada en un modelo de aprendizaje como investigación orientada. *Enseñanza de las ciencias: revista de investigación y experiencias didácticas*, 24(1), 43-58.
13. Gabel, D., & Sherwood, R.D. (1984). Analyzing difficulties with mole-

- concept tasks by using familiar analog tasks. *Journal of research in science teaching*, 21(8), 843-851.
14. Garritz, A., Gasque, L., Hernández, G., Martínez, A. (2002). El mol: un concepto evasivo. Una estrategia didáctica para enseñarlo. *Alambique. Didáctica de las Ciencias Experimentales*, 9(33), 99-109.
 15. Guggenheim, EA. (1961). The mole and related quantities. *Journal of Chemical Education*, 38(2), 86-87.
 16. Hawthorne, R.M. (1973). The mole and Avogadro's number. A forced fusion of ideas for teaching purposes. *Journal of Chemical Education*, 50(4), 282-284.
 17. Herron, J. D. Piaget for chemists. *Journal of Chemical Education*, 52(3), 146-150, 1975.
 18. Hudson, J. (1992). *The history of chemistry*. Londres: Macmillan.
 19. Martinez, M. S., & De Longhi, A. L. (2013). Identificación y categorización de dificultades de lectocomprensión en enunciados de problemas de lápiz y papel de estequiometría. *Revista Eureka sobre enseñanza y divulgación de las ciencias*, 10(2), 159-170.
 20. Marton, F., Lybeck, L., & Strömdahl, H. (1988). The phenomenography of the mole concept in chemistry. Pp. 81-108
 21. Padilla, K., Furió, C. (2008). 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(4), 403-424.
 22. Petrucci, R. H., Harwood, W., Herring, F. G. (2003). *Química General*. Madrid. Pearson Educación, S.A.
 23. Ramful, A., & Narod, F. B. (2014). Proportional reasoning in the learning of chemistry: levels of complexity. *Mathematics Education Research Journal*, 26(1), 25-46.
 24. Tan, D. K. C. (2000). *Development & application of a diagnostic instrument to evaluate secondary students' conceptions of qualitative analysis* (Doctoral dissertation, Curtin University of Technology).
 25. Tan, K. C. D., Taber, K. S., Goh, N. K., & Chia, L. S. (2005). The ionisation energy diagnostic instrument: a two-tier multiple-choice instrument to determine high school students' understanding of ionisation energy. *Chemistry Education Research and Practice*, 6(4), 180-197.
 26. Treagust, D. (1986). Evaluating students' misconceptions by means of diagnostic multiple choice items. *Research in Science education*, 16(1), 199-207.
 27. Treagust, D. F. (2006). Diagnostic assessment in science as a means to improving teaching, learning and retention. In *Proceedings of The Australian Conference on Science and Mathematics Education (formerly UniServe Science Conference)*.
 28. Valera, R.K., (2014). *Diseño de una herramienta de evaluación para la detección y análisis de concepciones alternativas sobre entropía*. (Tesis de licenciatura, Facultad de Química, UNAM.)
 29. Vázquez-Abad, J., Harpin, I., Cormier, C., Tremblay, A., Garritz, A. And Treagust, D., ConSOL: A Computer Based Diagnostic Instrument Based on

- the “Two-Tier Multiple-Choice test Items” Method, NARST-2013 Conference, at Río Grande, Puerto Rico, April 6-9, 2013.
30. Wandersee, J. H., Mintzes, J.J. & Novak, J. D. (1994). Research on alternative conceptions in Science. In D.L. Gabel (Ed.), *Handbook of Research on Science Teaching and Learning* (p. 177-210). New York: Macmillan.