

**REPRESENTACIONES DE LOS CONCEPTOS CANTIDAD DE SUSTANCIA Y MOL:  
UNA REFLEXIÓN DESDE LA HISTORIA DE LA QUÍMICA**

Y.A. PORRAS<sup>1</sup>, N.M. ARIAS<sup>2</sup>, M.R. PÉREZ<sup>3</sup>,  
Universidad Pedagógica Nacional de Colombia<sup>1,2,3</sup>  
ORCID ID: <http://orcid.org/0000-0002-7111-0632><sup>1</sup>  
[yporras@pedagogica.edu.co](mailto:yporras@pedagogica.edu.co)<sup>1</sup>

Submitted September 13, 2022 - Accepted February 8, 2023

DOI: 10pts.15628/holos.2023.14873

**RESUMEN**

Las ideas que construyen las personas sobre los niveles de comunidades académicas en torno a la construcción de los conocimientos químicos. interpretación de la materia merecen una especial atención, toda vez que en la literatura científica y en los medios de comunicación se hace referencia a términos que son utilizados con mayor frecuencia en el campo de la Ciencia, entre los cuales se encuentran los tipos de sustancias, los sistemas de medidas, las magnitudes físicas y sus unidades. En este sentido, la evolución de estos conceptos permite comprender aspectos de orden histórico y epistemológico que hicieron posible consolidar

El propósito del siguiente artículo consiste en analizar los conceptos cantidad de sustancia y mol, que evidencian docentes de Química en formación inicial, destacando el uso indistinto de los niveles de interpretación de la materia y la necesidad de una propuesta formativa cuyo núcleo es el tratamiento histórico y didáctico de cuestiones sociocientíficas, y dilemas sociocientíficos.

**PALABRAS CLAVE:** cantidad de sustancia, mol, representaciones, educación científica.

**REPRESENTATIONS OF THE CONCEPTS AMOUNT OF SUBSTANCE AND MOL:  
A REFLECTION FROM THE HISTORY OF CHEMISTRY****ABSTRACT**

The ideas that people build about the levels of interpretation of the matter deserve special attention, since in the scientific literature and in the media reference is made to terms that are used more frequently in the field of Science, among which are the types of substances, measurement systems, physical magnitudes and their units. In this sense, the evolution of these concepts allows us to understand historical and epistemological aspects that

made it possible to consolidate academic communities around the construction of chemical knowledge.

The aim of the following article is to analyze the concepts quantity of substance and mole, which are evidenced by Chemistry preservice teachers, highlighting the indistinct use of the levels of interpretation of the matter and the need for a formative proposal whose core is the historic and didactic treatment of socio-scientific questions and socio-scientific dilemmas.

**KEYWORDS:** amount of substance, mole, representations, science education.



## 1 INTRODUCCIÓN

La mención a los niveles de interpretación de la materia macro, submicro y representacional (Johnstone, 1993), en el contexto de la pandemia mundial, demuestran la importancia de precisar el uso de conceptos como “cantidad de sustancia” y “mol”, a partir de la configuración de un modelo que tiene en cuenta números grandes de átomos, moléculas, iones y otras partículas, los cuales ha menudo presentan dificultades en su interpretación por parte de docentes, estudiantes y público en general (Furió et al, 2000; Furió y Padilla, 2003). Las principales orientaciones derivadas de una serie de investigaciones que tratan el problema de la enseñanza de los conceptos en mención (Furió, Azcona y Guisasola, 1999 y 2002; Garritz et al, 2002), recomiendan la movilización de ideas alternativas con el tratamiento de problemas socialmente relevantes, situaciones sociocientíficas o cuestiones socialmente vivas (Gutiérrez y Castillo, 2019; Fonseca y Castiblanco, 2020; Rodríguez, Casas y Martínez, 2020), con las cuales poner en entredicho afirmaciones en las cuales el mol se considera una masa ( $m$ ) que tiene un número de entidades elementales, o por el contrario se asocia con un número de entidades elementales ( $N$ ) a las cuales asignarle una masa (Furió, Azcona y Guisasola, 2006).

Algunos estudios adelantados en el campo de la didáctica de las ciencias, ponen especial atención en diferenciar los conceptos cantidad de sustancia y mol con el propósito de: a) reconocer los prerrequisitos necesarios para su enseñanza y aprendizaje (Garritz et al., 2002); b) satisfacer las demandas disciplinares en el abordaje de problemáticas relacionadas con cálculos estequiométricos (Ault, 2001); c) proponer nuevas estrategias de enseñanza a partir de analogías (Garritz et al, 2002; Uthe, 2002); d) estudiar el pensamiento del profesor en torno a estos conceptos (Furió, et al., 1999); y e) formular propuestas didácticas basadas en la investigación en el mismo contexto escolar (Furió, 2006). La interpretación de los resultados de dichas investigaciones invita a considerar la evolución de estos conceptos para promover un aprendizaje auténtico, apelando a un análisis del contexto de significación en el cual emergen. De acuerdo con Cerruti (2002), las dificultades en el aprendizaje de los conceptos “cantidad de sustancia” y “mol”, obedecen a interpretaciones deficientes de las implicaciones históricas y epistemológicas en las cuales han emergido y evolucionado dichos términos. Así mismo, una barrera en el aprendizaje de la magnitud “cantidad de sustancia” y su unidad el “mol”, radica en la marcada insistencia, por parte de los profesores en cargar el concepto con detalles innecesarios (Yin, 2001), lo cual evidencia un distanciamiento entre las conclusiones aceptadas por las comunidades científicas y las interpretaciones que construyen profesores y estudiantes.

La “anomalía epistemológica” que sugieren Furió et al. (1999) se atribuye a la aparición de la unidad mol en el discurso científico, mucho antes que la magnitud cantidad de sustancia, lo cual alimenta las discusiones que en las últimas décadas se adelantan relacionadas con asociar el mol a un número fijo de entidades elementales (Andrade, Corso y Genari, 2006) , proponer una nueva denominación a la magnitud “cantidad de sustancia” (Gorin, 2003) , reconocer los avances experimentales para la determinación de la constante de Avogadro (Güttler et al., 2019 ) y combatir definiciones que asocian la magnitud masa con la unidad mol (Brown et al., 2021). El análisis que se deriva de estas



consideraciones constituye el eje central del presente artículo, lo cual permite hacer una reflexión profunda sobre la evolución de los conceptos “cantidad de sustancia” y “mol” en el contexto de la didáctica de la Química.

## 2 FUNDAMENTACIÓN TEÓRICA

### 2.1. La necesidad de aclarar los conceptos *Cantidad de sustancia* y *Mol*

La necesidad de una reflexión en torno a los alcances de diversos estudios sobre los conceptos “cantidad de sustancia” y “mol”, permite avanzar hacia una mirada crítica de los problemas de lápiz y papel, los libros de texto y los ejercicios de aula, que casi de manera exclusiva se refieren al número de moles y dejan de lado un concepto prioritario como la cantidad de sustancia. Este panorama que ratifica la utilización de un lenguaje confuso y polisémico por parte de especialistas, supuso aunar esfuerzos para vincular aspectos históricos y epistemológicos en los procesos de enseñanza y aprendizaje de la Química, particularmente en el estudio de la magnitud *cantidad de sustancia* y de su unidad, *el mol*. La mayoría de trabajos, que se remiten a las últimas décadas del siglo XX y primeras del siglo XXI, se enfocaron en proporcionar una importante orientación sobre la introducción, familiarización y utilización de estos conceptos en el cálculo químico (Furió, Azcona y Guisasaola, 2002), partiendo del manejo de la proporcionalidad y el uso de analogías, sobre las cuales se contruyen las representaciones de las personas. Los estudios sobre la pertinencia de una conceptualización sobre la magnitud “cantidad de sustancia”, desde una mirada Química, permite tomar distancia de conceptos como la masa, el peso o el número de cantidades elementales, aspecto importante para articular los distintos niveles de descripción de la materia. Al respecto, Gorin (1994; 2003) propone cambiar la denominación “cantidad de sustancia” por “cantidad química” (recomendado por la IUPAC en 1993), con el ánimo de evitar confusiones con las otras seis magnitudes del Sistema Internacional.

Estas discusiones fueron recogidas en la XXVI Reunión de la Conferencia General sobre Pesos y Medidas, realizada en noviembre de 2018, en la cual se formularon definiciones de constantes explícitas (Constante de Planck, Constante de Avogadro, Carga elemental, Constante de Boltzmann, Frecuencia de transmisión hiperfina  $^{133}\text{Cs}$ , Velocidad de la luz en el vacío y Eficacia luminosa de la radiación monocromática 540 THz), en lugar de las definiciones de las unidades explícitas del Sistema Internacional (Kilogramo, Mol, Amperio, Kelvin, Segundo, Metro, Candela), fijándose valores numéricos para cuatro constantes físicas, entre ellas la constante de Avogadro y la unidad Mol. La necesidad de establecer puentes conceptuales, entre los conocimientos que elaboran especialistas que pertenecen a las comunidades científicas y los integrantes de las comunidades educativas, en temas que incluyen la alfabetización científica y la apropiación social de los conocimientos científicos, merecen un análisis desde la transposición didáctica, reconociendo la evolución de los conceptos y los paradigmas explicativos que sustentan las discusiones históricas.

“El mol, símbolo mol, es la unidad SI de la cantidad de sustancia. Un mol contiene exactamente  $6,02214076 \times 10^{23}$  entidades elementales. Este número es el valor numérico fijo de la constante Avogadro,  $N_A$ , cuando se expresa como  $\text{mol}^{-1}$ , y se llama el número Avogadro. La cantidad de sustancia, símbolo  $n$ , de un sistema es una medida del número de entidades elementales especificadas. Una entidad elemental puede ser un átomo, una molécula, un ion, un electrón, cualquier otra partícula o grupo específico de partículas” (BIPM, 2019).



La revisión de las definiciones de “mol” en la Conferencia General sobre pesos y medidas (2018), permiten que las definiciones explícitas tanto de la unidad mol, como de su constante correspondiente, estén más cercanas a la comprensión general y al lenguaje de los libros de texto. De todas formas, este ejercicio permite ofrecer oportunidades para profundizar en lo relacionado a la naturaleza de las unidades, así como, en la incertidumbre experimental.

## 2.2 Evolución Histórica y Epistemológica de los Conceptos “Cantidad de Sustancia y Mol”

Como es sabido, uno de los problemas epistemológicos que se evidenciaba en el siglo XVIII y continúa siendo centro de reflexión, a la hora de analizar el comportamiento de las sustancias, es la perspectiva mecanicista con la que se pretendía comprender las afinidades químicas de las sales. De hecho, el ideal de los químicos era seguir aquella tradición con la que se había iniciado la Física como ciencia moderna, “matematizar” las leyes de Kepler fue una parte de esta empresa, consolidada en el paradigma Newtoniano. Como se aprecia, la impronta de una ciencia consolidada interesó a los químicos de la época, quienes análogamente aplicaron las leyes de la astronomía en la descripción de las afinidades de las sustancias. Este trabajo pionero fue iniciado por Guyton de Morveau en 1776 y consolidado experimentalmente por Bergman y Kirgwan, quienes asumen como unidad de medida las “cantidades respectivas de diferentes ácidos que permiten neutralizar una misma cantidad de base” (Bensaude-Vincent y Stengers, 1997). Siguiendo estos trabajos y aumentando las experimentaciones sobre la neutralización mutua entre ácidos y bases, Jeremías Richter, alumno de Kant, consolidó un nuevo tipo de tablas de afinidad, en las que sistematizó las relaciones por él denominadas “estequiométricas” (del griego *stoicheion*, elemento y *metron*, medida), es decir medida de algo que no puede dividirse.

La tabla de relaciones estequiométricas de Richter resume los resultados del problema sobre cuántas partes de los ácidos muriático, sulfúrico y nítrico podrían neutralizar 1000 partes de las bases potasa, sosa, álcali volátil (amoníaco), barita, cal, magnesia y alúmina. Estos experimentos le permitieron a Richter observar una proporcionalidad directa, encontrando que las masas de los reactivos guardaban una proporción constante al formar los productos; esta corroboración experimental se hacía evidente cuando dos sales neutras reaccionaban con doble descomposición, resultando los productos también neutros. El sentido de las tablas de afinidad de Richter (el número escrito para cada ácido era el peso necesario para saturar el peso de base indicado), cobró protagonismo con su ley de proporciones recíprocas, la cual establece: “Todas las reacciones químicas se llevan a cabo en proporciones de peso representados por ‘pesos equivalentes’ elementales. Para cada elemento se debe asignar uno o más ‘pesos equivalentes’ que pueden llegar a formar una serie integral de pequeños submúltiplos de números enteros” (Rocke, 1984, citado por Furió y Padilla, 2003).

La influencia de la perspectiva newtoniana en el análisis de las afinidades entre sustancias químicas, tuvo su época cumbre con el trabajo de Berthollet (1748-1822), siendo conocida su obra *Statique Chimique* (1803) en donde afirma que los procesos físicos y químicos se explican por las fuerzas de atracción newtoniana; además con esta visión mecanicista de las reacciones químicas asegura que la única característica de la afinidad es la fuerza de atracción, con lo que cualquier combinación entre



sustancias era una expresión de dicha fuerza, por lo que para él no existía una diferencia entre disolución y combinación química. Este punto de debate entre Berthollet y el químico francés Joseph Louis Proust (1754-1826), se consolidó con la formulación de la ley de proporciones definidas, la cual establece que “cuando se combinan elementos para formar un compuesto, lo hacen en una relación específica de sus pesos (masas) respectivos. A partir de aquí se calculan las masas equivalentes de los elementos y las de los compuestos, como suma de las masas equivalentes de los elementos que entran en su composición” (Furió et al., 2000).

De acuerdo con Furió, Azcona y Guisasola (1999) el núcleo fuerte del paradigma equivalentista es la ley de las proporciones definidas, la cual zanjó una marcada polarización con los atomistas, pues los primeros podían resolver los problemas estequiométricos sin necesidad de hacer referencia a explicaciones de tipo atomista, lo que contribuyó a la reflexión en torno a lo que se consideraba como sustancia desde el punto de vista macroscópico, a pesar de que la polémica inicial pasara inadvertida. La máxima expresión del atomismo se consolidó con la obra de Dalton (1766-1844) quien tuvo la tarea de desarrollar una teoría atómica cuantitativa que explicara la ley de Proust; para cumplir este objetivo Dalton partió de la hipótesis que identificaba los cuerpos simples con átomos, los cuales se combinan en las reacciones químicas y son idénticos para un mismo elemento. De hecho, al explicar la ley de Proust, este científico de Manchester, deriva la base teórica de una nueva hipótesis: la ley de las proporciones múltiples, la cual establece que “cuando un elemento se une con otro para formar más de un compuesto dando lugar así a sustancias con distintas proporciones ponderales (por ejemplo, 2:1 ó 3:2), estas proporciones guardan entre sí una relación muy simple de números enteros sencillos” (Bensaude-Vincent y Stengers, 1997).

Un hecho determinante que influyó en el pensamiento europeo de comienzos del siglo XIX fue la traducción al francés de la obra de Thomsom, trabajo que influyó notablemente a los químicos de la época, entre ellos Louis Gay-Lussac (1778-1850) y Amedeo Avogadro (1778-1856), quienes aportaron nuevas ideas sobre el estudio de los gases (Cerruti, 2002). Gay-Lussac fue un maestro de química experimental, que se interesó por el trabajo práctico en el cual se obtiene agua, haciendo explotar los gases hidrógeno y oxígeno. En dicho experimento comprobó que 2 volúmenes de hidrógeno se combinaban con un volumen de oxígeno, para formar dos volúmenes de vapor de agua. Así mismo, realizó diversos experimentos con gases llegando a la siguiente conclusión:

*“Me parece que los gases se combinan siempre en las proporciones (de volumen) más simples cuando reaccionan uno con otro; hemos visto, realmente, en todos los ejemplos anteriores que la relación de combinaciones es 1 a 1, 1 a 2, 1 a 3”* (Citado por Holton y Brush, 1979).

La conquista de un nuevo territorio por parte del pensamiento químico de la primera mitad del siglo XIX, permitió concentrar la atención de los experimentadores en la determinación de los pesos atómicos echando mano de disciplinas como la electricidad, la termodinámica y la cristalografía (Bensaude-Vincent y Stengers, 1997). Correspondió a Amadeo Avogadro retomar las ideas de Gay-Lussac admitiendo la existencia de relaciones muy simples entre los volúmenes de las sustancias gaseosas y el número de moléculas simples o compuestas que los forman. Así formuló su famosa hipótesis, en su célebre obra *L'Essai* de 1811:



*“La hipótesis que se presenta como la primera en este sentido y que aparece además como la única admisible, es suponer que el número de moléculas integrantes en unos gases cualesquiera es siempre la misma en un volumen igual o es siempre proporcional a los volúmenes. En efecto, si se supusiera que el número de moléculas contenidas en un volumen dado fuera diferente para los diferentes gases, sería casi imposible pensar que la ley que rige la distancia de las moléculas pudiera dar, en todos los casos, relaciones tan simples como los hechos que acabamos de citar nos obligan a admitir entre el volumen y el número de moléculas” (Avogadro, 1811).*

Según Guthrie (1986), Amadeo Avogadro (1776- 1856) planteó importantes aspectos que contribuyeron a fortalecer una representación molecular de la materia:

- Aceptar la experimentación y el trabajo de Gay-Lussac
- Indicar la primera hipótesis sobre la relación entre cantidad y de moléculas volumen del gas enunciando: “que el número de moléculas integrante de gas cualquier es siempre el mismo a igual volumen o es siempre proporcional a su volumen.”
- Apoyar a Dalton introduciendo la diferenciación entre átomo y molécula de las sustancias simples, al igual que hacer la distinción entre la división de las moléculas para formar otras sustancias compuestas.
- Señalar el hallazgo de moléculas biatómicas a través de la experimentación, lo que abre la posibilidad de encontrarlas en mayor número de átomos.

La primera hipótesis de Avogadro permite utilizar inicialmente las densidades relativas de sustancias gaseosas para determinar pesos moleculares relativos, y en segundo plano asegurar el número relativo de átomos de cada una de las sustancias simples que forman la molécula de una sustancia compuesta (pues está dado por la relación de los volúmenes gaseosos que se combinan). Consecuentemente, Avogadro dedujo fórmulas modernas para sustancias como el agua y el amoníaco. Desarrollando paralelamente estudios sobre óxidos metálicos, y neutralidad de sales, no deja de lado sus análisis sobre la hipótesis atómica donde precisa la noción de molécula. En 1814, precisa más su enunciada hipótesis atómica de la siguiente manera (Guthrie 1986):

*“... los volúmenes iguales de sustancias gaseosas a la misma presión y temperatura representan números iguales de moléculas, de modo que las densidades de los gases diferentes son la medida de las masas de las moléculas de estos gases, y las relaciones de los volúmenes en las combinaciones no son más que las relaciones entre los números de las moléculas que se combinan para formar moléculas compuestas”.*

Es importante denotar que el papel de Avogadro era el de analista, ya que para sus hipótesis no utilizaba sus propios resultados sino los de aquellos que tenían mayor trayectoria en el campo experimental. Amadeo Avogadro, en uno de sus escritos denominado “Ensayo de una manera de determinar las masas relativas de las moléculas elementales de los cuerpos y las proporciones según las cuales ellas entran en estas combinaciones” de 1813, muestra como relaciona los resultados de Gay-Lussac y de Dalton, en el capítulo III:

*“... Así, Dalton supuso que el agua se forma por la unión del hidrógeno y el oxígeno, molécula a molécula. Resultaría de ello, de acuerdo con la relación en peso de estos dos componentes, que la*



masa de la molécula de oxígeno estaría a la de hidrógeno aproximadamente como  $7 \frac{1}{2}$  a 1 o, según los valores de Dalton, como 6 a 1.

Con estos aportes la teoría esbozada por Dalton y consolidada por Avogadro toma cuerpo definitivo. Aunque, como se explicara más adelante, el italiano Stanislao Canizzaro en 1860 expone sus ideas acerca de los pesos atómicos en el Congreso de Química de Karlsruhe donde la mayoría acepta sus postulados, no se conocen más trabajos relacionados con este tema. En esta época la polémica se centró en la elección de una metodología para el cálculo de la composición de las sustancias y por ende la construcción de fórmulas “correctas”. Las opciones consistían en seguir utilizando las densidades de vapor y la hipótesis de Avogadro (desacreditadas por ser dos o tres veces mayores a los valores indicados por los calores específicos y las analogías), ó mantener los pesos atómicos respaldados por las leyes de Dulong y Petit (“los átomos de todos los cuerpos simples tienen la misma capacidad para el calor”), al igual que por la ley de isomorfismo de Mitscherlich (de acuerdo a la semejanza en la composición química de los cuerpos isomorfos se puede, conociendo el peso equivalente de los átomos que componen uno de ellos, determinar el de los átomos que componen el otro).

La respuesta ante dicha problemática no se hizo esperar, de hecho, Jean Baptiste Dumas (1800-1884), desarrolló una metodología que permitía realizar mediciones de los vapores de sustancias sólidas, demostrando lo improcedente que resultaba el cálculo de sus pesos atómicos. El camino que se tomó en este punto fue descartar el método de las densidades y con él las ideas de Avogadro, Gay-Lussac y Dalton. Los químicos de la época decidieron adoptar entonces los denominados pesos equivalentes. La diferencia con el peso atómico radicaba en que este se entendía como los valores calculados con los métodos de Avogadro, Dulong y Petit y el isomorfismo; mientras que los equivalentes eran definidos como las cantidades de una sustancia que se combinaba con una cantidad dada de oxígeno (100 partes) para formar el primer óxido (Muñoz Bello y Bertomeu, 2003). Este lenguaje asequible fue parte importante de los “Annales de Chimie” en 1844. Es a partir de estos disensos que Auguste Kekulé con ayuda de otros químicos convoca el primer congreso internacional de químicos en Karlsruhe en 1860. El objetivo era llegar a acuerdos sobre conceptos como átomo-gramo, molécula-gramo, peso equivalente y la diferencia entre átomo y molécula. Gracias a Cannizzaro se logró retomar la idea de Avogadro, aceptándose que las moléculas pueden estar formadas por varios átomos iguales, señalando que algunas pueden ser biatómicas como el oxígeno y el hidrógeno.

Con el auge de la Física en aspectos relacionados con las radiaciones de los cuerpos calientes se confirmó la cuantificación de los átomos y las moléculas, lo que sirvió para introducir la “magnitud cantidad de sustancia” en el contexto atómico-molecular, a pesar de que el paradigma equivalentista siguiera en auge. De hecho, la unidad “mol” había sido ideada antes que la cantidad de sustancia, siendo el primero en utilizarla Wilhelm Ostwald en 1900, definiéndola como “la masa en gramos de una sustancia numéricamente igual a su peso normal o peso molecular” (Furió y Padilla, 2003). Este químico adepto a la teoría de los equivalentes, favoreció esta mirada en su definición, pues la palabra mol significa en latín “masa grande” (mole), opuesto a molécula “masa pequeña”, origen de la confusión actual en donde se asimila con una masa química.



Sólo hasta mediados del siglo XX, se logró consolidar la teoría atómico-molecular centrado más la atención en la relación entre partículas que intervienen en una reacción, que en los pesos de combinación. Este fue el punto crucial para entender las cantidades en los cambios químicos, lo que sirvió a su vez, para la introducción de la magnitud “cantidad de sustancia” y su unidad “el mol” (Furió, Azcona y Guisasola, 1999). Como se puede ver, la introducción de esta magnitud permitió establecer una interacción entre el nivel macroscópico de interpretación de los fenómenos y el atómico-molecular (conteo de entidades elementales), a partir de las masas y volúmenes de combinación de las sustancias reaccionantes.

Gracias a los avances en el estudio de los isótopos, se tomó como referencia el isótopo 16 del oxígeno ( $^{16}\text{O}$ ) con el cual se analizaron las masas atómicas, mostrándose dificultad para acordar una escala común entre los físicos y los químicos. Hacia el año 1957 se propuso al  $^{12}\text{C}$ , el cual contó con la aprobación de los científicos de la época. La confusión creciente al considerarse términos como el átomo-gramo, molécula-gramo, ión-gramo y fórmula-gramo, similares en su significado al mol, supuso una definición para 1961, en la que la Unión Internacional de Física Pura y Aplicada (IUPAP) recomendó considerar como una magnitud básica “la cantidad de sustancia” y su unidad el mol. 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 del núclido  $^{12}\text{C}$  de carbono puro. (Gorin, 2003). Hasta el año 1965 esta magnitud y su unidad es reconocida por la IUPAC, concluyendo que:

*“un mol es una cantidad de sustancia de fórmula química especificada que contiene el mismo número de unidades fórmula (átomos, moléculas, iones, electrones, cuantos u otras entidades) como hay en 12 gramos (exactamente) del núclido puro  $^{12}\text{C}$ ” (Guggenheim, 1986. Citado por Furió et al., 1999).*

Es de resaltar que la XIV Conférence Générale des Poids et Mesures de 1971 (CGPM) posicionó el mol en el mismo nivel de las otras seis unidades fundamentales:

*“El mol es la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos de carbono hay en 0,012 kilogramos de carbono-12. Cuando se utiliza el mol, las entidades elementales deben especificarse y pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas, o grupos específicos de tales partículas” (Gorin, 2003).*

A nivel disciplinar, Giunta (2019), referencia que: “con la revisión del SI, las mejores estimaciones experimentales de las constantes recién fijadas se convierten en los valores exactos de esas constantes, valores que definen (indirectamente) las unidades en las que se expresan las constantes. Ahora que la constante de Avogadro es fija, junto con la carga de protones y la constante de Boltzmann, también lo son los análogos molares de este último, a saber, la constante de Faraday y la constante de gas molar.” Lo que se puede determinar con qué constantes tiene incertidumbres experimentales asociadas al mismo concepto.

Lo realmente relevante, y con un aporte significativo a los procesos de enseñanza-aprendizaje en la Educación superior, y para nuestro caso particular, en estudiantes de Licenciatura en Química, es la comprensión a la que llegó esta revisión determinando que, según CGPM (2018): “la masa molar de  $^{12}\text{C}$  es un número experimental. la masa del resto de exactamente  $6.02214076 \times 10^{23}$  átomos de  $^{12}\text{C}$ .”





mientras que la masa atómica de  $^{12}\text{C}$  es todavía exactamente 12 Da. El cociente de la masa molar de  $^{12}\text{C}$  en gramos por mol a la masa atómica de  $^{12}\text{C}$  en daltons está muy cerca de 1 pero no exactamente 1". Todo esto, llama a la reflexión sobre la conceptualización de la teoría atómica, a partir de las constantes experimentales en la definición de las magnitudes físicas, lo que trae como consecuencia un lectura y desarrollo diferente de esta teoría y el reconociendo de su evolución y cambio, en un contexto histórico, lo cual debe verse reflejado en el proceso enseñanza aprendizaje orientado hacia el pensamiento crítico (Porras, Tuay y Ladino, 2020).

### 3 METODOLOGÍA

Se realiza un ejercicio exploratorio sobre la comprensión de algunos conceptos planteados anteriormente, donde 28 estudiantes de primer semestre de la licenciatura en química de la UPN dieron respuesta a un cuestionario sencillo con el planteamiento de nueve (9) preguntas abiertas que tenían por objeto identificar, de manera preliminar, cómo entienden los conceptos relacionados con la cantidad de sustancia, mol y otros conceptos necesarios en su proceso de aprendizaje dando relevancia a una posible aplicación.

### 4 RESULTADOS Y DISCUSIÓN

En la siguiente tabla se encuentran las preguntas planteadas a los estudiantes:

Preguntas:					
1. Defina los siguientes conceptos:	(A) Átomo	(B) Átomo-gramo	(C) Molécula	(D) Mol-Gramo.	(E) Mol-Molécula
2. Defina con sus propias palabras ¿qué entiende por:	(A) Cantidad de sustancia			(B) Mol?	
3. Enumere ¿qué conceptos se relacionan con el concepto de mol?					
4. Cómo define o entiende ¿qué significa peso atómico y peso molecular?					
5. Encuentra relación entre los conceptos nombrados anteriormente con situaciones de la vida real. Explique.					
6. Calcular la cantidad de sustancia que se encuentra en 780.13 gramos de sulfato cúprico ( $\text{CuSO}_4$ ).					
7. Calcule la cantidad de sustancia que se puede hallar en 112.35 gramos de carbono (C).					
8. Calcular cuántos átomos de magnesio (Mg) puedo hallar en 97,12 gramos de la misma sustancia.					
9. Calcular cuántas moléculas de hidróxido de amonio ( $\text{NH}_4\text{OH}$ ) se pueden encontrar en 71.7 gramos de la misma sustancia.					

Los hallazgos del estudio, en relación con las diferentes preguntas, sitúan un nivel de comprensión y coherencia en la respuesta dadas, las cuales se analizan mediante la forma de conceptualización comparada con las definiciones y conceptos que la literatura presenta en la enseñanza de la química. En la siguiente tabla se presentan las respuestas a la pregunta 1 (a, b, c, d y e), las cuales resultan diversas, presentando porcentajes mas altos y además evidenciando la manera como utilizan la misma

alternativa para diferentes preguntas. Las respuestas con mayor porcentaje reflejan la confusión que existe entre los conceptos *masa y su unidad de medida el kilogramo*, con el concepto *cantidad de sustancia y su unidad de medida el mol*; además no hay claridad con respecto a lo que se denomina átomo y/o molécula, los cuales se interpretan de manera indistinta.

Pregunta	Grupo de respuestas	Cantidad	Porcentaje
1A- Átomo	Respuestas con definiciones como compuesto, cantidad de sustancia, micromolécula, molécula.	6	21,4%
	Como partícula indivisible que constituye la materia	4	14,3%
	Partícula de materia que tiene las propiedades físicas y químicas de un elemento químico.	4	14,3%
	Definiciones basadas en lo que está constituido	7	25,0%
	Partículas que constituyen la materia, las sustancias, los elementos	4	14,3%
	Sin respuesta	3	10,7%
1B- Átomo-gramo	Consideran que es la partícula	2	7,1%
	Definición basada en la razón, relación entre un átomo y un gramo, confusión con átomo, sustancia, masa, tamaño, peso, factor de conversión, unidades de medición de la masa.	13	46,4%
	Medida de la cantidad o de "algo" del átomo, como el peso	1	3,6%
	Es la medida del peso atómico	5	17,9%
	Es una cantidad de algo no definido	2	7,1%
	Sin respuesta	5	17,9%
1C- Molécula	Es una partícula, estructura, conformación, conjunto constituida o compuesta por átomos	8	28,6%
	Unión de átomos	5	17,9%
	Es la cantidad de átomos	4	14,3%
	Respuestas incorrectas por confusión conceptual entre átomo, ion o elemento.	7	25,0%
	Sin respuesta	4	14,3%
1D- Mol-Gramo	Respuestas poco claras y/o alta confusión conceptual	7	25,0%
	Relación de moles, molécula con la masa (gramos)	4	14,3%
	Es la medida en masa (gramos) de una sustancia	6	21,4%
	Respuesta que involucran al número de Avogadro con la masa o el peso o sus unidades	3	10,7%
	Respuesta como cantidad de moles, sustancia, con respecto a peso y masa	3	10,7%
	Sin respuesta	5	17,9%
1E- Mol-Molécula	Respuesta con evidencian confusión entre peso, masa, y partícula.	11	39,3%



Respuesta que consideran una relación o razón entre dos magnitudes físicas o químicas con confusión entre partícula, elemento, compuesto, mol o molécula.	8	28,6%
Respuestas que consideran en la relación entre y mol, al número de Avogadro.	2	7,1%
Sin respuesta	7	25,0%

Para la pregunta 2, en el numeral A, se encuentra que el 57.1% de los participantes, no diferencian conceptos como peso, masa, volumen y cantidad de sustancias, los cuales son manejados indistintamente. En el numeral B, el 53.6% de las respuestas se caracteriza por presentar confusión entre los conceptos de patrón de medida, elemento, molécula, peso, masa, volumen, entidad y cantidad de sustancias. La forma en que los estudiantes asocian estos conceptos determina que no diferencian su definición de su medición.

Pregunta	Grupo de respuestas	Cantidad	Porcentaje
2.A- cantidad de sustancia	Respuesta con evidencian confusión entre peso, masa, volumen, entidad y cantidad de sustancias.	16	57,1%
	Respuesta que consideran una cantidad o número con confusión entre partícula, elemento, compuesto, mol o molécula.	11	39,3%
	Sin respuesta	1	3,6%
2.B- Mol	Respuesta con evidencian confusión entre patrón de medida, elemento, molécula, peso, masa, volumen, entidad y cantidad de sustancias.	15	53,6%
	Respuesta que consideran una unidad de medida con confusión entre partícula, elemento, compuesto, mol o molécula.	7	25,0%
	Respuesta una unidad de medida que considera al número de Avogadro con la cantidad de partículas	3	10,7%
	Sin respuesta	3	10,7%

En la pregunta 3, cuando se solicita a los estudiantes que relacionen otros conceptos con el término mol, el 71.4% manifiesta que no encuentran relación con la magnitud denominada “cantidad de sustancia” y su unidad el “mol”, mientras que solo el 21.4% incluye en su argumentación la relación con conceptos como Número de Avogadro, molécula y átomo, entre otros. Es decir, la asociación de los estudiantes esta enfocada hacia la magnitud fundamental masa y no con la magnitud fundamental denominada “cantidad de sustancia”. Dicha asociación esta enmarcada en lo macroscópico y no en lo microscópico y representacional.

Pregunta	Grupo de respuestas	Cantidad	Porcentaje
3. Enumerar conceptos se	No tienen en cuenta el concepto de “cantidad de sustancia”	20	71,4%
	Cantidad de sustancia o cualquiera de los siguientes conceptos Molécula, Gramo, Avogadro o número de	6	21,4%

relacionan con el concepto de mol	Avogadro., Átomo, Elemento		
	Sin respuesta	2	7,1%

Para la pregunta 4, el 42.9% de los estudiantes responden de manera general con algún aspecto relacionado con la definición de peso atómico, mientras que el 53% no relaciona ningún aspecto con la definición de peso molecular. Por lo tanto, se evidencia que para los estudiantes no existe relación entre cantidad de masa de un elemento en un mol (peso atómico) o la cantidad de masa de un compuesto contenidos en un mol (peso molecular). No se dimensiona la cantidad de entidades elementales (átomos, moléculas, iones, etc) que están contenidas en un mol (Número de Avogadro).

Pregunta	Grupo de respuestas	Cantidad	Porcentaje
4. Peso Atómico	Respuesta que definen de manera aproximadamente correcta	2	7,1%
	Respuesta con algún aspecto que constituye la definición de PA	12	42,9%
	Respuesta incorrecta	11	39,3%
	Sin respuesta	3	10,7%
4. Peso Molecular	Respuesta que definen de manera aproximadamente correcta	0	0,0%
	Respuesta con algún elemento que constituye la definición	6	21,4%
	Respuesta incorrecta	15	53,6%
	Sin respuesta	7	25,0%

En la pregunta 5, en la cual se indaga la manera en que relacionan los conceptos mol, cantidad de sustancia, molécula y átomo, con situaciones de la vida real, el 35.7% de los encuestados confunden estos conceptos con características físicas como tamaño, volumen, masa o peso. Todo aquello que tenga que ver con conceptos abstractos que no se pueden percibir por medio de los órganos de los sentidos no son considerados parte de la dinámica propia de la naturaleza de las sustancias que los rodean.

Pregunta	Grupo de respuestas	Cantidad	Porcentaje
5. Relación entre los conceptos con situaciones de la vida real	Respuesta que relacionan los conceptos en una situación real (sea cotidiana, de la industria, del ambiente entre otras)	2	7,1%
	Respuestas que confunden características físicas como tamaño, volumen, masa o peso.	10	35,7%
	Respuestas que confunden definición con relación entre conceptos	8	28,6%
	Respuestas no relacionadas a la pregunta	5	17,9%
	Sin respuesta	3	10,7%

Para las preguntas 6, 7, 8 y 9, relacionadas con la realización de cálculos matemáticos donde se integran los conceptos *cantidad de sustancia, mol, átomos y moléculas* con masa, se muestra que los procedimientos y respuesta correctas son menores al 29%, lo cual evidencia que no hay un manejo conceptual ni matemático adecuado, que permita demostrar las relaciones cuantitativas entre los diferentes conceptos expuestos. Además, se evidencia la falta de habilidades en la conversión de los conceptos y su relación matemática.

No	Descripción de la pregunta.	Procedimiento y respuesta correcta	Procedimiento y respuesta incorrectos (falta de planteamiento, errores aritméticos o en el uso de magnitudes y factores de conversión)
6	Cantidad de sustancia con relación a masa de un compuesto	25%	75%
7	Cantidad de sustancia con relación a masa de un elemento	28.6	71.4%
8	Cantidad de átomos con relación a la masa de un elemento	14.3	85.7%
9	Cantidad de moléculas con relación a la masa de un compuesto.	14.3	85.7%

## 5 CONSIDERACIONES FINALES

Partimos de reconocer las dificultades que a nivel conceptual, epistemológico, pedagógico y didáctico tiene el aprendizaje de los conceptos cantidad de sustancia y mol, por cuanto su abordaje como problema didáctico ha sido fuente de numerosos estudios enfocados a determinar las ideas de los estudiantes y los profesores, la transformación de las mismas a través de propuestas didácticas amparadas por la psicología del aprendizaje, la evaluación de su impacto desde la perspectiva histórica y filosófica, y el examen de los problemas que propiciaron la evolución de dichos conceptos (Gorin, 2003; Furió y Padilla, 2003; Furió et al., 2002).

En este último aspecto, vale la pena mencionar como obstáculo epistemológico, la creencia generalizada por parte de estudiantes y profesores, de considerar que la Química en particular, se basa en conocimientos obtenidos hace más de cien años y que, si bien este conocimiento que se enseña en las aulas no se encuentra acabado, carece de elementos teórico-prácticos con los que se pueda propiciar una transformación evidente, ya que son en ocasiones demasiado complejos y lejanos para los estudiantes ((Rocha-Filho, R.C y Silva, R.R, 1995; Uthe, 2002). De hecho, una propuesta epistemológica que procure el estudio de conceptos fundamentales, debe apoyarse en la historia y la filosofía de la ciencia para conseguir que los estudiantes, comprendan desde una perspectiva crítica la manera como se construye y desarrolla el pensamiento científico, al igual que sus repercusiones a nivel tecnológico, social y cultural. Esto se evidencia con los resultados obtenidos en la encuesta aplicada.

## 6 REFERENCIAS

- Andrade, J.J., Corso, H. y Gennari, F. (2006). Se busca una magnitud para la unidad mol. *Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias*, 3, (2), pp. 229-236
- Ault, A. (2001). How to Say How Much: Amounts and Stoichiometry. *Journal of Chemical Education*. Vol 78, Nº 10, pp 1347-1350.
- Bensaude-Vincent, B y Stengers, I. 1997. *Historia de la Química*. Madrid. Addison-Wesley Iberoamericana.
- Brown, R., Brewer, P. Pramann, A., Rienitz, O., & Bernd Güttler. (2021). *Analytical Chemistry*, 93 (36), pp. 12147-12155.
- Bureau International Des Poids Et Mesures (BIPM). 2019. *The International System of Units (SI)*. Editorial BIPM.
- Cerruti, L. 2002. Osservazioni Sulla Quantità Di Sostanza E Sulla Mole li. Breve Storia Di Una Grandezza Fondamentale. *La Chimica Nella Scuola*, 24 (5), Pp147-156.
- Fonseca, Y. y Castiblanco, O. (2020). Desarrollo del pensamiento crítico y reflexivo a partir de la enseñanza del sonido. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, (47), 111-126.
- Furió, C. y Padilla, K. (2003). La Evolución Histórica de los Conceptos Científicos como Prerrequisito para Comprender su Significado actual: el caso de la “Cantidad de Sustancia” y el “mol”. *Didáctica de las Ciencias Experimentales y Sociales*. Nº 17, 55-74.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. 1999. Dificultades Conceptuales y Epistemológicas del Profesorado en la Enseñanza de los Conceptos de Cantidad de Sustancia y de Mol. *Enseñanza de las Ciencias*, 17 (3), pp 359-376.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. (2002). Revisión de Investigaciones sobre la Enseñanza- Aprendizaje de los Conceptos Cantidad de Sustancia y Mol. *Enseñanza de las Ciencias*, 20 (2), 229-242.
- Furió, C., Azcona, R. y Guisasola, J. 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*, 24 (1), 43-58.
- Furió, C., Azcona, R., Guisasola, J. Y Ratcliffe, M. (2000). Difficulties in Teaching the Concepts of “Amounts of Substance” and “Mole”. *International Journal of Science Education*, 22, (12), 1285-1304.
- Garritz, A., Gasque, L., Hernández, G. y Martínez A. (2002). El Mol: un Concepto Evasivo. Una Estrategia Didáctica para Enseñarlo. *Alambique*, Nº 33, 99-102.
- Giunta, C. (2019). What Chemistry Teachers Should Know about the Revised International System of Units (Système International). *Journal of Chemical Education*, 96, 613–617





- Gorin, G. 1994. Mole and Chemical Amount. *Journal of Chemical Education*. 71(2), pp. 114-116.
- Gorin, G. 2003. Mole, Mole per Liter, and Molar. *Journal of Chemical Education*. 80 (1), pp. 103-104.
- Guthrie, W. K. 1986. "Historia de la Filosofía Griega: II La tradición presocrática desde Parménides hasta Demócrito". Ed. Gredos. Madrid.
- Güttler, B., Bettin, H., Brown, R. J. C., Davis, R. S., Mester, Z., Milton, M. J. T., Wielgosz, R. (2019). Amount of substance and the mole in the SI. *Metrologia*, 56, 1-14.
- Gutiérrez Araujo, R. E. y Castillo Bracho, L. A. (2019). Simuladores com o software GeoGebra como objetos de aprendizagem para o ensino da Física. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, (47), 201-216.
- Holton, G. y Brush, S.G. (1979). Introducción a los Conceptos y Teorías de las Ciencias Físicas. Editorial Reverté S.A., Barcelona.
- Johnstone, A. H. (1993). The Development of Chemistry Teaching: A Changing Response to Changing Demand. *Journal of Chemical Education*, 70: 701-705.
- Porras, Y., Tuay, N. y Ladino, Y. (2020). Desarrollo de la habilidad argumentativa en estudiantes de educación media desde el enfoque de la Naturaleza de la Ciencia y la Tecnología. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, (48), 143-161.
- Rodríguez, R., Casas, J. y Martínez, D. (2020). Laboratorio de química bajo contexto: insumo para el desarrollo de habilidades de pensamiento crítico. *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*, (47), 33-52.
- Uthe, R.E. (2002). For Mole Problems, Call Avogadro: 602-1023. *Journal of Chemical Education*. 79, (12), pp. 1213.
- Yin, M. 2001. The Mole, the Periodic Table, and Quantum Numbers: An Introductory Trio. *Journal of Chemical Education*, 78 (10), pp. 1345-1347.

### CÓMO CITAR ESTE ARTÍCULO

Porras, Y. (2023). REPRESENTACIONES DE LOS CONCEPTOS CANTIDAD DE SUSTANCIA Y MOL: UNA REFLEXIÓN DESDE LA HISTORIA DE LA QUÍMICA. HOLOS, 1(39). Recuperado de <https://www2.ifrn.edu.br/ojs/index.php/HOLOS/article/view/14873>

### SOBRE LOS AUTORES

#### Y.A PORRAS

Doctor en Innovación de Investigación en Didáctica, UNED-España. Magister en Docencia de la Química, Universidad Pedagógica Nacional. Licenciado en Química, Universidad Distrital Francisco José de Caldas. Actualmente Editor de la Revista *Tecné, Episteme y Didaxis: TED*. Profesor Departamento de Química, Universidad Pedagógica Nacional de Colombia. E-mail: [yporras@pedagogica.edu.co](mailto:yporras@pedagogica.edu.co)  
ORCID ID: <http://orcid.org/0000-0002-7111-0632>



**N.M. ARIAS**

Magister en Enseñanza de Ciencias Exactas y Naturales, Universidad Nacional de Colombia. Especialista en Actuarial. Universidad Antonio Nariño. Licenciada en Química, Universidad Distrital Francisco José de Caldas. Profesora Departamento de Química, Universidad Pedagógica Nacional de Colombia. E-mail: [nmariasv@pedagogica.edu.co](mailto:nmariasv@pedagogica.edu.co)

ORCID ID: <http://orcid.org/0000-0002-3129-959X>

**M.R. PÉREZ**

Doctora en Educación, Universidad Distrital Francisco José de Caldas. Magister en Educación, Universidad Pedagógica Nacional. Especialista en Educación Ambiental, Universidad del Bosque. Profesora del Departamento de Biología, Universidad Pedagógica Nacional. E-mail: [mperez@pedagogica.edu.co](mailto:mperez@pedagogica.edu.co)

ORCID ID: <https://orcid.org/0000-0001-8951-1488>

**Editora Responsável:** Francinaide de Lima Silva Nascimento

**Pareceristas Ad Hoc:** Albino Oliveira Nunes e Anne Gabriella Dias Santos



Submetido em 13 de setembro de 2023

Aceito em 8 de fevereiro de 2023

Publicado em 1 de março de 2023

