

**REPRESENTAÇÕES DOS CONCEITOS QUANTIDADE DE SUSTÂNCIA E MOL:
UMA REFLEXÃO DESDE A HISTÓRIA DA QUÍMICA**

Y.A. PORRAS¹, N.M. ARIAS², M.R. PÉREZ³,
Universidad Pedagógica Nacional de Colombia^{1,2,3}
ORCID ID: <http://orcid.org/0000-0002-7111-0632>¹
yporras@pedagogica.edu.co¹

Submitted September 13, 2022 - Accepted February 8, 2023

DOI: 10pts.15628/holos.2023.14873

RESUMO

As ideias que constroem as pessoas sobre os níveis de construção da conhecimentos químicos. interpretação da matéria merecem uma especial atenção, toda vez que na literatura científica e nos meios de comunicação se faz referência a termos que são utilizados com maior frequência no campo da Ciência, entre os quais se encontram os tipos de substâncias, os sistemas de medidas, as magnitudes físicas e suas unidades. Neste sentido, a evolução destes conceitos permite compreender aspectos de ordem histórico e epistemológico que fizeram possível consolidar comunidades acadêmicas em torno da

O propósito do seguinte artigo consiste em analisar os conceitos quantidade de substância e mol, que evidenciam docentes de Química em formação inicial, destacando o uso indistinto dos níveis de interpretação da matéria e a necessidade de uma proposta formativa cujo núcleo é o tratamento histórico e didático de questões sociocientíficas, e dilemas sociocientíficos.

PALAVRAS-CHAVE: quantidade de substância, mol, representações, educação 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 INTRODUÇÃO

A menção aos níveis de interpretação da matéria macro, submicro e representacional (Johnstone, 1993), no contexto da pandemia mundial, demonstram a importância de precisar o uso de conceitos como “quantidade de substância” e “mol”, a partir da configuração de um modelo que tem em conta números grandes de átomos, moléculas, ions e outras partículas, os quais muitas vezes apresentam dificuldades em sua interpretação por parte de docentes, estudantes e público em geral (Furió et al, 2000; Furió e Padilla, 2003). As principais orientações derivadas de uma série de investigações que tratam o problema do ensino dos conceitos em menção (Furió, Azcona e Guisasola, 1999 e 2002; Garritz et al, 2002), recomendam a mobilização de ideias alternativas com o tratamento de problemas socialmente relevantes, situações sociocientíficas ou questões socialmente vivas (Gutiérrez e Castillo, 2019; Fonseca e Castiblanco, 2020; Rodríguez, Casas e Martínez, 2020), com as quais colocam em interdito afirmações nas quais o mol se considera uma massa (m) que tem um número de entidades elementais, ou pelo contrário se associando com um número de entidades elementais (N) as quais atribui a ele uma massa (Furió, Azcona y Guisasola, 2006).

Alguns estudos avançados no campo da didática das ciências, colocam especial atenção em diferenciar os conceitos quantidade de substância e mol com o propósito de: a) reconhecer os pré-requisitos necessários para seu ensino e aprendizagem (Garritz et al., 2002); b) satisfazer as demandas disciplinares no enfoque de problemáticas relacionadas com cálculos estequiométricos (Ault, 2001); c) propor novas estratégias de ensino a partir de analogias (Garritz et al, 2002; Uthe, 2002); d) estudar o pensamento do professor em torno a estes conceitos (Furió, et al., 1999); e e) formular propostas didáticas baseadas na investigação no mesmo contexto escolar (Furió, 2006). A interpretação dos resultados de ditas investigações convida a considerar a evolução destes conceitos para promover uma aprendizagem autêntica, apelando a uma análise do contexto de significação no qual emergem. De acordo com Cerruti (2002), as dificuldades na aprendizagem dos conceitos “quantidade de substância” e “mol”, obedecem a interpretações deficientes das implicações históricas e epistemológicas nas quais tem emergido e evoluiu ditos termos. Assim mesmo, uma barreira na aprendizagem da magnitude “quantidade de substância” e sua unidade o “mol”, reside na insistência marcada, por parte dos professores em carregar o conceito com detalhes desnecessários (Yin, 2001), o qual evidencia um distanciamento entre as conclusões aceitas pelas comunidades científicas e as interpretações que constroem professores e estudantes.

A “anomalia epistemológica” que sugerem Furió et al. (1999) se atribui a aparição da unidade mol no discurso científico, muito antes que a magnitude quantidade de substância, o qual alimenta as discussões que nas últimas décadas se avançam relacionadas com associar o mol a um número fixo de entidades elementais (Andrade, Corso e Genari, 2006), propor uma nova denominação a magnitude “quantidade de substância” (Gorin, 2003), reconhecer os avanços experimentais para a determinação da constante de Avogadro (Güttler et al., 2019) e combater definições que associam a magnitude massa com a unidade mol (Brown et al., 2021). A análise que se deriva destas considerações constituem o eixo central do presente artigo, o qual permite fazer uma reflexão



profunda sobre a evolução dos conceitos “quantidade de substância” e “mol” no contexto da didática da Química.

2 FUNDAMENTAÇÃO TEÓRICA

2.1. A necessidade de esclarecer os conceitos *Quantidade de substância e Mol*

A necessidade de uma reflexão em torno dos alcances de diversos estudos sobre os conceitos “quantidade de substância” e “mol”, permite avançar até um olhar crítico dos problemas de lápis e papel, os livros de texto e os exercícios de sala, que quase de maneira exclusiva se referem ao número de átomos e deixam de lado um conceito prioritário como a quantidade de substância. Este panorama que ratifica a utilização de uma linguagem confusa e polissêmico por parte de especialistas, assumir unir esforços para vincular aspectos históricos e epistemológicos nos processos de ensino e aprendizagem da Química, particularmente no estudo da magnitude *quantidade de substância* e de sua unidade, *o mol*. A maioria de trabalhos, que se remetem as últimas décadas do século XX e primeiras do século XXI, se focar em proporcionar uma importante orientação sobre a introdução, familiarização e utilização destes conceitos no cálculo químico (Furió, Azcona e Guisasola, 2002), partindo do manejo da proporcionalidade e o uso de analogias, sobre as quais se constroem as representações das pessoas. Os estudos sobre a pertinência de uma conceitualização sobre a magnitude “quantidade de substância”, desde um olhar da Química, permite tomar distância de conceitos como a massa, o peso o número de quantidades elementais, aspecto importante para articular os distintos níveis de descrição da matéria. Ao respeito, Gorin (1994; 2003) propõem mudar a denominação “quantidade de substância” por “quantidade química” (recomendado pela IUPAC em 1993), com o ânimo de evitar confusões com as outras seis magnitudes do Sistema Internacional.

Estas discussões foram colhido na XXVI Reunião da Conferência Geral sobre Pesos e Medidas, realizada em novembro de 2018, na qual se formularam definições de constantes explícitas (Constante de Planck, Constante de Avogadro, Carga elemental, Constante de Boltzmann, Frequência de transmissão hiperfina ^{133}Cs , Velocidade da luz no vácuo e Eficácia luminosa da radiação monocromática 540 THz), no lugar das definições das unidades explícitas do Sistema Internacional (Kilograma, Mol, Amperio, Kelvin, Segundo, Metro, Candela), fixando-se valores numéricos para quatro constantes físicas, entre elas a constante de Avogadro e a unidade Mol. A necessidade de estabelecer pontes conceituais, entre os conhecimentos que elaboram especialistas que pertencem as comunidades científicas e aos integrantes das comunidades educativas, em temas que incluem a alfabetização científica e a apropriação social dos conhecimentos científicos, merecem uma análise desde a transposição didática, reconhecendo a evolução dos conceitos e os paradigmas explicativos que sustentam as discussões históricas.

“O mol, símbolo mol, é a unidade SI da quantidade de substância. Um mol contém exatamente $6,02214076 \times 10^{23}$ entidades elementais. Este número é o valor numérico fixo da constante Avogadro, N_A , quando se expressa como mol^{-1} , e se chama o número Avogadro. A quantidade de substância, símbolo n, de um sistema é uma medida do número de entidades elementais especificadas. Uma entidade elemental pode ser um átomo, uma molécula, um íon, um elétron, qualquer outra partícula ou grupo específico de partículas” (BIPM, 2019).



A revisão das definições de “mol” na Conferência Geral sobre pesos e medidas (2018), permitem que as definições explícitas tanto da unidade mol, como de seu constante correspondente, estão mais próxima a compreensão geral e a linguagem dos livros de texto. De todas formas, este exercício permite oferecer oportunidades para aprofundar no relacionado a natureza das unidades, assim como, na incerteza experimental.

2.2 Evolução Histórica e Epistemológica dos Conceitos “Quantidade de Substância e Mol”

Como é de conhecimento, um dos problemas epistemológicos que se evidenciava no século XVIII e continua sendo centro de reflexão, na hora de analisar o comportamento das substâncias, é a perspectiva mecanicista com a que se pretendia compreender as afinidades químicas das aulas. De fato, o ideal dos químicos era seguir aquela tradição com a que se havia iniciado a Física como ciência moderna, “matematizar” as leis de Kepler foi uma parte desta empresa, consolidada no paradigma Newtoniano. Como se aprecia, a marca de uma ciência consolidada interessou aos químicos da época, quem analogamente aplicaram as leis da astronomia na descrição das afinidades das substâncias. Este trabalho pioneiro foi iniciado por Guyton de Morveau em 1776 e consolidado experimentalmente por Bergman e Kirgwan, quem assume como unidade de medida as “quantidades respectivas de diferentes ácidos que permitem neutralizar uma mesma quantidade de base” (Bensaude-Vincent e Stengers, 1997). Seguindo estes trabalhos e aumentando as experimentações sobre a neutralização mútua entre ácidos e bases, Jeremías Richter, aluno de Kant, consolidou um novo tipo de tabelas de afinidade, nas que sistematizou as relações por eles denominadas “estequiométricas” (do grego *stoicheion*, elemento e *metro*, medida), quer dizer medida de algo que não pode divide-se.

A tabela de relações estequiométricas de Richter resume os resultados do problema sobre quantas partes os ácidos muriático, sulfúrico e nítrico poderiam neutralizar 1000 partes das bases potássio, soda, álcali volátil (amônia), barita, cal, magnésia e alumínio. Estes experimentos lhe permitiram a Richter observar uma proporcionalidade direta, encontrando que as massas dos reagentes guardavam uma proporção constante ao formar os produtos; esta corroboração experimental se fazia evidente quando dois sais neutros reagiram com dupla decomposição, resultando os produtos também neutros. O sentido das tabelas de afinidade de Richter (o número escrito para cada ácido era o peso necessário para saturar o peso de base indicado), tornou protagonismo com sua lei de proporções recíprocas, a qual estabelece: “Todas as reações químicas se levam a cabo em proporções de peso representados por ‘pesos equivalentes’ elementais. Para cada elemento se deve atribuir um ou mais ‘pesos equivalentes’ que podem chegar a formar uma série integral de pequenos submúltiplos de números inteiros” (Rocke, 1984, citado por Furió e Padilla, 2003).

A influência da perspectiva newtoniana na análise das afinidades entre substâncias químicas, teve sua época topo com o trabalho de Berthollet (1748-1822), sendo conhecida sua obra *Statique Chimique* (1803) em onde afirma que os processos físicos e químicos se explicam pelas forças de atração newtoniana; além de com esta visão mecanicista das relações químicas assegurar que a única característica da afinidade é a força de atração, com o que qualquer combinação entre substâncias era uma expressão de dita força, pelo que para ele não existia uma diferença entre dissolução e combinação química. Este ponto de debate entre Berthollet e o químico francês Joseph Louis Proust



(1754-1826), se consolidou com a formulação da lei de proporções definidas, a qual estabelece que “quando se combinam elementos para formar um composto, o fazem em uma relação específica de seus pesos (massas) respectivos. A partir de aqui se calculam as massas equivalentes dos elementos e as dos compostos, como soma das massas equivalentes dos elementos que entram em sua composição” (Furió et al., 2000).

De acordo com Furió, Azcona e Guisasola (1999) o núcleo forte do paradigma equivalente é a lei das proporções definidas, qual resolvido uma marcada polarização com os atomistas, pois os primeiros podiam resolver os problemas estequiométricos sem necessidade de fazer referências a explicações de tipo atomista, o que contribuiu com a reflexão em torno ao que se considerava como substância desde o ponto de vista macroscópico, apesar de que a polêmica inicial passará despercebida. A máxima expressão do atomismo se consolidou com a obra de Dalton (1766-1844) quem teve a tarefa de desenvolver uma teoria atômica quantitativa que explicará a lei de Proust; para cumprir este objetivo Dalton partiu das hipóteses que identificava os corpos simples com átomos, os quais se combinam nas reações químicas e são idênticos para um mesmo elemento. De feito, ao explicar a lei de Proust, este científico de Manchester, deriva a base teórica de uma nova hipóteses: a lei das proporções múltiplas, a qual estabelece que “quando um elemento se une com outro para formar mais de um composto dando lugar assim a substâncias com distintas proporções ponderais (por exemplo, 2:1 ó 3:2), estas proporções guardam entre se uma relação muito simples de números inteiros simples” (Bensaude-Vincent e Stengers, 1997).

Um feito determinante que influenciou no pensamento europeu de começos do século XIX foi a tradução ao francês da obra de Thomsom, trabalho que influenciou notavelmente aos químicos da época, entre eles Louis Gay-Lussac (1778-1850) e Amedeo Avogadro (1778-1856), quem havia contribuído novas ideias sobre o estudo dos gases (Cerruti, 2002). Gay-Lussac foi um professor de química experimental, que se interessou pelo trabalho prático no qual se obtém água, fazendo explodir os gases hidrogênio e oxigênio. Dito experimento comprovou que 2 volumes de hidrogênio se combinavam com um volumen de oxigênio, para formar dois volumens de vapor de água. Assim mesmo, realizou diversos experimentos com gases chegando à seguinte conclusão:

“Me parece que os gases se combinam sempre nas proporções (de volumen) mais simples quando reagem um com outro; temos visto, realmente, em todos os exemplos anteriores que a relação de combinações é 1 a 1, 1 a 2, 1 a 3” (Citado por Holton y Brush, 1979).

A conquista de um novo território por parte do pensamento químico da primeira metade do século XIX, permitiu concentrar a atenção dos experimentadores na determinação dos pesos atômicos deixando de mão disciplinas como a eletricidade, a termodinâmica e a cristalografia (Bensaude-Vincent e Stengers, 1997). Correspondeu a Amadeo Avogadro retomar as ideias de Gay-Lussac admitindo a existência de relações muito simples entre os volumes das substâncias gasosas e o número de moléculas simples ou compostas que os formam. Assim formulou sua famosa hipóteses, em sua célebre obra L'Essai de 1811:

“A hipóteses que se apresenta como a primeira neste sentido e que aparece além como a única admissível, é suposto que o número de moléculas integrantes nos gases qualquer é sempre a mesma em um volumen igual



ou é sempre proporcional aos volumes. Em efeito, se se suponha que o número de moléculas contendo em um volumen dado fora diferente para os diferentes gases, seria quase impossível pensar que a lei que rege a distância das moléculas pudera dar, em todos os casos, relações tão simples como os feitos que acabamos de citar nos obrigam a admitir entre o volumen e o número de moléculas” (Avogadro, 1811).

Segundo Guthrie (1986), Amadeo Avogadro (1776- 1856) criou importantes aspectos que contribuíram para fortalecer uma representação molecular da matéria:

- Aceitar a experimentação e o trabalho de Gay-Lussac
- Indicar a primeira hipótese sobre a relação entre quantidade e de moléculas volumen do gás enunciando: “que o número de moléculas integrante de gás qualquer é sempre o mesmo a igual volumen é sempre proporcional a seu volumen.”
- Apoiar a Dalton introduzindo a diferenciação entre átomo e molécula das substâncias simples, ao igual que fazer a distinção entre a divisão das moléculas para formar outras substâncias compostas.
- Apontar o encontrado de moléculas biatômicas através da experimentação, o que abre a possibilidade de encontra-las em maior número de átomos.

A primeira hipótese de Avogadro permite utilizar inicialmente as densidades relativas de substâncias gasosas para determinar pesos moleculares relativos, e em segundo plano assegurar o número relativo de átomos de cada uma das substâncias simples que formam a molécula de uma substância composta (pois está dado pela relação dos volumes gasosos que se combinam). Consequentemente, Avogadro deduziu fórmulas modernas para substâncias como a água e a amônia. Desenvolvendo paralelamente estudos sobre óxidos metálicos, e neutralidade de sais, não deixa de lado suas análises sobre a hipótese atômica onde precisa a noção de molécula. Em 1814, precisa mais sua enunciada hipótese atômica da seguinte maneira (Guthrie 1986):

“... os volumes iguais de substâncias gasosas na mesma pressão e temperatura representam números iguais de moléculas, de modo que as densidades dos gases diferentes são a medida das massas das moléculas destes gases, e as relações dos volumes nas combinações não são mais que as relações entre os números das moléculas que se combinam para formar moléculas compostas”.

É importante denotar que o papel de Avogadro era o de analista, já que para suas hipóteses não utilizava seus próprios resultados mas os daqueles que teriam maior trajetória no campo experimental. Amadeo Avogadro, em um de seus escritos denominado “Ensaio de uma maneira de determinar as massas relativas das moléculas elementais dos corpos e as proporções segundo as quais elas entram nestas combinações” de 1813, mostra como relaciona os resultados de Gay-Lussac e de Dalton, no capítulo III:

“... Assim, Dalton pressupôs que a água se forma pela união do hidrogênio e o oxigênio, molécula a molécula. Resultaria dele, de acordo com a relação em peso destes dois componentes, que a massa da molécula de oxigênio estaria a de hidrogênio aproximadamente como 7 ½ a 1 ou, segundo os valores de Dalton, como 6 a 1.



Com estes aportes a teoria esboçada por Dalton e consolidada por Avogadro toma corpo definitivo. Embora, como se vai explicar mais adiante, o italiano Stanislao Cannizzaro em 1860 expõe suas ideias acerca dos pesos atômicos no Congresso de Química de Karlsruhe onde a maioria aceita seus postulados, não se conhecem mais trabalhos relacionados com este tema. Nesta época a polêmica se centrou na escolha de uma metodologia para o cálculo da composição das substâncias e por onde a construção de fórmulas “corretas”. As opções consistiam em seguir utilizando as densidades de vapor e a hipóteses de Avogadro (desacreditadas por ser dois ou três vezes maiores aos valores indicados pelos calores específicos e as analogias), ou mantê-los os pesos atômicos respaldados pelas leis de Dulong e Petit (“os átomos de todos os corpos simples tem a mesma capacidade para o calor”), ao igual que por a lei de isomorfismo de Mitscherlich (de acordo com a semelhança na composição química dos corpos isomorfos se pode, conhecendo o peso equivalente dos átomos que compõem um deles, determinar um dos átomos que compõem o outro).

A resposta ante dita problemática não se fez esperar, de feito, Jean Baptiste Dumas (1800-1884), desenvolveu uma metodologia que permitia realizar medições dos vapores de substâncias sólidas, demonstrando o impropriedade que resultava o cálculo de seus pesos atômicos. O caminho que se tomou neste ponto foi descartar o método das densidades e com as ideias de Avogadro, Gay-Lussac e Dalton. Os químicos da época decidiram adotar então os denominados pesos equivalentes. A diferença com o peso atômico radicava em que este se entendia como os valores calculados com os métodos de Avogadro, Dulong y Petit e o isomorfismo; enquanto que os equivalentes eram definidos como as quantidades de uma substância que se combina com uma quantidade dada de oxigênio (100 partes) para formar o primeiro óxido (Muñoz Bello e Bertomeu, 2003). Esta linguagem acessível foi parte importante dos “Annales de Chimie” em 1844. É a partir desta desistência que Auguste Kekulé com ajuda de outros químicos convoca o primeiro congresso internacional de químicos em Karlsruhe em 1860. O objetivo era chegar a acordos sobre conceitos como átomo-grama, molécula-grama, peso equivalente e a diferença entre átomo e molécula. Gracias a Cannizzaro se conquistou retomar a ideia de Avogadro, aceitando-se que as moléculas podem estar formadas por vários átomos iguais, apontando que alguns podem ser biatômicas como o oxigênio e o hidrôgeno.

Com o auge da Física em aspectos relacionados com as radiações dos corpos quentes se confirmou a quantificação dos átomos e as moléculas, o que serviu para introduzir a “magnitude quantidade de substância” no contexto atômico-molecular, a pesar de que o paradigma equivalente seguiria em auge. De feito, a unidade “mol” havia sido inventada antes que a quantidade de substância, sendo o primeiro em utilizá-la Wilhelm Ostwald em 1900, definindo-o como “a massa em gramas de uma substância numericamente igual a seu peso normal ou peso molecular” (Furió e Padilla, 2003). Este químico adepto da teoria dos equivalentes, favoreceu este olhar em sua definição, pois a palavra mol significa em latim “massa grande” (mole), oposto a molécula “massa pequena”, origem da confusão atual em onde se assimila com uma massa química.

Só até meados do século XX, se conquistou consolidar a teoria atômico-molecular centrado mais a atenção na relação entre partículas que intervêm em uma reação, que nos pesos de combinação. Este foi o ponto crucial para entender as quantidades nas mudanças químicas, o que serviu a sua vez, para a introdução da magnitude “quantidade de substância” e sua unidade “o mol” (Furió, Azcona e



Guisasola, 1999). Como se pode ver, a introdução desta magnitude permitiu estabelecer uma interação entre o nível macroscópico de interpretação dos fenômenos e o atômico-molecular (contar de entidades elementares), a partir das massas e volumes de combinação das substâncias reagentes.

Graças aos avanços no estudo dos isótopos, se tomou como referência o isótopo 16 do oxigênio (^{16}O) com a qual se analisaram as massas atômicas, mostrando-se dificuldades para concordar com uma escala comum entre os físicos e os químicos. Até o ano de 1957 se propôs ao ^{12}C , o qual contou com a aprovação dos científicos da época. A confusão crescente ao se considerar términos como o átomo-gramo, molécula-gramo, ión-gramo e fórmula-gramo, similares em seu significado ao mol, advinhou uma definição para 1961, na que a União Internacional de Física Pura Aplicada (IUPAP) recomendou considerar como uma magnitude básica “a quantidade de substância” e sua unidade o mol. O mol se define como a quantidade de substância que contém tantas moléculas (os íons, os átomos, os elétrons, segundo seja o caso) como átomos há exatamente 12 gramas do nuclídeo ^{12}C de carbono puro. (Gorin, 2003). Até o ano de 1965 esta magnitude e sua unidade é reconhecida pela IUPAC, concluindo que:

“um mol é uma quantidade de substância de fórmula química especificada que contém o mesmo número de unidades fórmula (átomos, moléculas, íons, elétrons, quantos ou outras entidades) como há em 12 gramas (exatamente) o núclido puro ^{12}C ” (Guggenheim, 1986. Citado por Furió et al., 1999).

É de ressaltar que a XIV Conferência Geral dos Poids et Mesures de 1971 (CGPM) posicionou o mol no mesmo nível das outras seis unidades fundamentais:

“O mol é a quantidade de substância de um sistema que contém tantas entidades elementais como átomos de carbono há em 0,012 kilogramas de carbono-12. Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem especificar-se e podem ser átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras partículas, ou grupos específicos de tais partículas” (Gorin, 2003).

A nível disciplinar, Giunta (2019), referência que: “com a revisão do SI, as melhores estimações experimentais das constantes recém-fixado se convertem nos valores exatos desses constantes, valores que definem (indiretamente) as unidades nas que se expressam as constantes. Agora que a constante de Avogadro é fixa, junto com a carga de prótons e a constante de Boltzmann, também o são os análogos molares deste último, a saber, a constante de Faraday e a constante de gás molar.” O que se pode determinar com que constante tem incertezas experimentais associadas ao mesmo conceito.

O que realmente é relevante, e com um aporte significativo aos processos de ensino-aprendizagem na Educação superior, e para nosso caso particular, em estudantes de Licenciatura em Química, é a compreensão da que chegou esta revisão determinando que, segundo CGPM (2018): “a massa molar de ^{12}C é um número experimental, a massa do resto de exatamente $6.02214076 \times 10^{23}$ átomos de ^{12}C , enquanto que a massa atômica de ^{12}C é todavia exatamente 12 Da. O quociente da massa molar de ^{12}C em gramas por mol a massa atômica de ^{12}C em daltons está muito próximo de 1 mas não exatamente 1”. Tudo isto, chama a reflexão sobre a conceituação da teoria atômica, a partir das constantes experimentais na definição das magnitudes físicas, o que trazer como consequência uma leitura e desenvolvimento diferente desta teoria e o reconhecimento de sua evolução e a mudança.



em um contexto histórico, o qual deve verse refletivo no processo de ensino e aprendizagem orientado até o pensamento crítico (Porras, Tuay e Ladino, 2020).

3 METODOLOGIA

Se realiza um exercício exploratório sobre a compreensão de alguns conceitos plantados anteriormente, onde 28 estudantes de primeiro semestre da licenciatura em química da UPN deram respostas a um questionário simples com o planejamento de nove (9) perguntas abertas que teriam por objetivo identificar, de maneira preliminar, como entendem os conceitos relacionados com a cantidad de substância, mol e outros conceitos necessários em seu processo de aprendizagem dando relevância a uma possível aplicação.

4 RESULTADOS E DISCUSSÃO

Na seguinte tabela se encontram as perguntas planejadas para os estudantes:

Perguntas:	(A)	(B)	(C)	(D)	(E)
1. Defina os seguintes conceitos:	Átomo	Átomo-gramo	Molécula	Mol-Gramo.	Mol-Molécula
2. Defina com suas próprias palavras o que entende por:	(A) Quantidade de substância			(B) Mol?	
3. Enumere que conceitos se relacionam com o conceito de mol?					
4. Como define ou entende que significa peso atômico e peso molecular?					
5. Encontre relação entre os conceitos nomeado anteriormente com situações da vida real. Explique.					
6. Calcular a quantidade de substância que se encontra em 780.13 gramas de sulfato cúprico (CuSO ₄).					
7. Calcule a quantidade de substância que se pode encontrar em 112.35 gramas de carbono (C).					
8. Calcular quantos átomos de magnésio (Mg) pode encontrar em 97,12 gramas da mesma substância.					
9. Calcular quantas moléculas de hidróxido de amônio (NH ₄ OH) se podem encontrar em 71.7 gramas da mesma substância.					

Os achados do estudo, em relação com as diferentes perguntas, situam um nível de compreensão e coerência na resposta dadas, as quais se analisam mediante a forma de conceituação comparada com as definições e conceitos que a literatura apresenta no ensino de química.

Na seguinte tabela se apresentam as respostas da pergunta 1 (a, b, c, d y e), as quais resultam diversas, apresentando porcentagens mais altos e além do mais evidenciando a maneira como utilizam a mesma alternativa para diferentes perguntas. As respostas com maior porcentagem refletem a confusão que existe entre os conceitos *massa e sua unidade de medida o kilograma*, com o conceito *quantidade de substância e sua unidade de medida o mol*; além do mais não há claridade com respeito ao que se denomina átomo e/ou molécula, os quais se interpretam de maneira indistinta.

Pergunta	Grupo de respostas	Quantidade	Porcentagem
1A- Átomo	Respostas com definições como composto, quantidade de substância, micromolécula, molécula.	6	21,4%
	Como partícula indivisível que constitui a matéria.	4	14,3%
	Partícula de matéria que tem as propriedades físicas e químicas de um elemento químico.	4	14,3%
	Definições baseadas no que está constituído	7	25,0%
	Partículas que constituem a matéria, as substâncias, os elementos	4	14,3%
	Sem resposta	3	10,7%
1B- Átomo- grama	Consideram que é a partícula	2	7,1%
	Definição baseada na razão, relação entre um átomo e uma grama, confusão com átomo, substância, massa, tamanho, peso, fator de convenção, unidades de medição da massa.	13	46,4%
	Medida da quantidade ou de "algo" do átomo, como o peso	1	3,6%
	É a medida do peso atómico	5	17,9%
	É uma quantidade de algo não definido	2	7,1%
	Sem resposta	5	17,9%
1C- Molécula	É uma partícula, estruturada, conformação, conjunto constituída ou composta por átomos	8	28,6%
	União de átomos	5	17,9%
	É a quantidade de átomos	4	14,3%
	Respostas incorretas por confusão conceitual entre átomo, ion ou elemento.	7	25,0%
	Sem resposta	4	14,3%
1D- Mol- Gramo	Respostas pouco claras e/ou alta confusão conceitual	7	25,0%
	Relação de moles, molécula com a massa (gramas)	4	14,3%
	É a medida em massa (gramas) de uma substância	6	21,4%
	Resposta que envolvem ao número de Avogadro com a massa ou peso ou suas unidades	3	10,7%
	Resposta como quantidade de moles, substância, com respeito a peso e massa	3	10,7%
	Sem resposta	5	17,9%
1E- Mol- Molécula	Resposta como evidenciam confusão entre peso, massa, e partícula.	11	39,3%
	Resposta que consideram uma relação ou razão entre duas magnitudes físicas ou químicas com confusão entre partícula, elemento, composto, mol ou molécula.	8	28,6%



Respostas que consideram na relação entre o mol, ao número de Avogadro.	2	7,1%
Sem resposta	7	25,0%

Para a pergunta 2, no numeral A, se encontra que os 57.1% dos participantes, não diferenciam conceitos como peso, massa, volumen e quantidade de substâncias, os quais são manejados indistintamente. No numeral B, os 53.6% das respostas se caracteriza por apresentar confusão entre os conceitos de padrão de medida, elemento, molécula, peso, massa, volumen, entidade e quantidade de substâncias. A forma em que os estudantes associam estes conceitos determina que não diferenciam sua definição de sua medição.

Pergunta	Grupo de respostas	Quantidade	Porcentagem
2.A- quantidade de substância	Resposta como evidenciam confusão entre peso, massa, volumen, entidade e quantidade de substâncias.	16	57,1%
	Resposta que consideram uma quantidade do número com confusão entre partícula, elemento, composto, mol ou molécula.	11	39,3%
	Sem resposta	1	3,6%
2.B- Mol	Resposta como evidenciam confusão entre padrão de medida, elemento, molécula, peso, massa, volumen, entidade e quantidade de substâncias.	15	53,6%
	Resposta que consideram uma unidade de medida com confusão entre partícula, elemento, composto, mol ou molécula.	7	25,0%
	Resposta uma unidade de medida que considera o número de Avogadro com a quantidade de partículas	3	10,7%
	Sem resposta	3	10,7%

Na pergunta 3, quando se solicita aos estudantes que relacionem outros conceitos com o término mol, o 71.4% manifiesta que não encontram relação com a magnitude denominada “quantidade de substância” e sua unidade o “mol”, enquanto que somente os 21.4% inclui em sua argumentação a relação com conceitos como Número de Avogadro, molécula e átomo, entre outros. Quer dizer, a associação dos estudantes esta enfocada até a magnitude fundamental massa e não com a magnitude fundamental denominada “quantidade de substância”. Dita associação esta emoldurada no macroscópico e não no microscópico e representacional.

Pergunta	Grupo de respostas	Quantidade	Porcentagem
3. Enumerar conceitos se relacionam	Não tem em conta o conceito de “quantidade de substância”	20	71,4%
	Quantidade de substância ou qualquer dos seguintes conceitos Molécula, Gramo, Avogadro ou número de Avogadro., Átomo, Elemento	6	21,4%

com o conceito de mol	Sem resposta	2	7,1%
-----------------------	--------------	---	------

Para a pergunta 4, os 42.9% dos estudantes respondem de maneira geral com algum aspecto relacionado com a definição de peso atômico, enquanto que os 53% não relaciona nenhum aspecto com a definição de peso molecular. Portanto, se evidencia que para os estudantes não existe relação entre quantidade de massa de um elemento em um mol (peso atômico) ou a quantidade de massa de um composto contidos num mol (peso molecular). Não se dimensiona a quantidade de entidades elementares (átomos, moléculas, iones, etc) que estão contidas no mol (Número de Avogadro).

Pergunta	Grupo de respostas	Quantidade	Porcentagem
4. Peso Atômico	Resposta que definem de maneira aproximadamente correta	2	7,1%
	Resposta com algum aspecto que constitui a definição de PA	12	42,9%
	Resposta incorreta	11	39,3%
	Sem resposta	3	10,7%
4. Peso Molecular	Resposta que definem de maneira aproximadamente correta	0	0,0%
	Resposta com algum elemento que constitui a definição	6	21,4%
	Resposta incorreta	15	53,6%
	Sem resposta	7	25,0%

Na pergunta 5, na qual se indaga a maneira em que relacionam os conceitos mol, quantidade de substância, molécula e átomo, com situações da vida real, os 35.7% dos pesquisados confundem estes conceitos com características físicas como tamanho, volumen, massa ou peso.

Todo aquele que tenha que ver com conceitos abstractos que não se podem perceber por meio dos órgãos dos sentidos não são considerados parte da dinâmica própria da natureza das substâncias que os rodeiam.

Pergunta	Grupo de respostas	Quantidade	Porcentagem
5. Relação entre os conceitos com situações da vida real	Resposta que relacionam os conceitos em uma situação real (seja cotidiana, da indústria, do ambiente entre outras)	2	7,1%
	Respostas que confundem características físicas com tamanho, volumen, massa ou peso.	10	35,7%
	Respostas que confundem definição com relação entre conceitos	8	28,6%
	Respostas não relacionadas a pergunta	5	17,9%
	Sem resposta	3	10,7%

Para las preguntas 6, 7, 8 y 9, relacionadas con la realización de cálculos matemáticos donde se



integram os conceitos *quantidade de substância, mol, átomos e moléculas* com massa, se mostra que os procedimentos e resposta corretas são menores aos 29%, o qual evidencia que não há um manejo conceitual nem matemático adequado, que permita demonstrar as relações quantitativas entre os diferentes conceitos expostos. Além do mais, se evidencia a falta de habilidades na conversação dos conceitos e sua relação matemática.

No	Descrição da pergunta.	Procedimento e resposta correta	Procedimento e resposta incorretos (falta de explicação, erros aritméticos ou no uso de magnitudes e fatores de conversação)
6	Quantidade de substância com relação a massa de um composto	25%	75%
7	Quantidade de substância com relação a massa de um elemento	28.6	71.4%
8	Quantidade de átomos com relação a massa de um elemento	14.3	85.7%
9	Quantidade de moléculas com relação a massa de um composto.	14.3	85.7%

5 CONSIDERAÇÕES FINAIS

Partimos de reconhecer as dificuldades que ao nível conceitual, epistemológico, pedagógico e didático tem a aprendizagem dos conceitos quantidade de substância e mol, por quanto sua abordagem como problema didático há sido fonte de numerosos estudos enfocados a determinar as ideias dos estudantes e os professores, a transformação das mesmas através de propostas didáticas amparadas pela psicologia da aprendizagem, a avaliação de seu impacto desde a perspectiva histórica e filosófica, e o examen dos problemas que propiciaram a evolução de ditos conceitos (Gorin, 2003; Furió e Padilla, 2003; Furió et al., 2002).

Neste último aspecto, vale a pena mencionar como obstáculo epistemológico, a crença generalizada por parte de estudantes e professores, de considerar que a Química em particular, se baseia em conhecimentos obtidos faz mais de cem anos e que, se bem este conhecimento que se ensina nas aulas não se encontra acabado, carece de elementos teórico-práticos com os que se possa propiciar uma transformação evidente, já que são em ocasiões demasiado complexos e longe para os estudantes ((Rocha-Filho, R.C y Silva, R.R, 1995; Uthe, 2002). De feito, uma proposta epistemológica que procure o estudo de conceitos fundamentais, deve apoiar-se na história e a filosofia da ciência para conseguir que os estudantes, compreendam desde uma perspectiva crítica a maneira como se constroem e desenvolve o pensamento científico, ao igual que suas repercussões a nível tecnológico, social e cultural. Isto se evidencia com os resultados obtidos na enquete aplicada.

6 REFERÊNCIAS

HOLOS, Ano 39, v.1, e14873, 2023



- 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
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



Actuaria. 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

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

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

