



PANORAMA HISTÓRICO DA CONSTRUÇÃO DO CAMPO CONCEITUAL DA ESTEQUIOMETRIA: IMPLICAÇÕES PARA O PROCESSO DE CONCEITUALIZAÇÃO

*HISTORICAL PANORAMA OF THE CONSTRUCTION OF THE STOICHIOMETRIC
CONCEPTUAL FIELD: IMPLICATIONS FOR CONCEPTUALIZATION*

Débora Piai Cedran

Doutorado em Educação para a Ciência e a Matemática
Universidade Estadual de Maringá
depiai@yahoo.com.br

Jaime da Costa Cedran

Doutorado em Educação para a Ciência e a Matemática
Universidade Estadual de Maringá
jccedran@uem.br

Neide Maria Michellan Kiouranis

Doutorado em Ensino de Ciências
Universidade Estadual de Maringá
nmmkiouranis@gmail.com

Resumo

O presente ensaio se deu a partir de estudos históricos, sobre a estequiometria, e teóricos, sobre os Campos Conceituais. Nesse sentido, o objetivo deste artigo é discutir e apresentar a construção, em uma perspectiva histórica, do campo conceitual da estequiometria. Foram utilizadas fontes primárias e secundárias de autores que desenvolveram historicamente os conceitos relacionados à estequiometria, e os escritos de Vergnaud. Um campo conceitual é definido por Vergnaud como um conjunto de situações que exigem a utilização de determinado conceito. Assim, o termo estequiometria foi proposto por Richter, em 1792, derivado da junção entre dois termos gregos “stoicheion” (elemento) e “metron” (medida). Tal estudo se consolidou com uma série de trabalhos desenvolvidos a partir do final do século XVIII, como os ensaios de Lavoisier, sobre a conservação da matéria (1789), a proposição do modelo atômico de Dalton e seus ensaios sobre as Leis Ponderais (1803), a hipótese de Avogadro (1811), a proposição de notação química feita por Berzelius (1814), além do conceito de mol, concebido por Ostwald (1900). Estudar como esses conceitos foram construídos nos ajuda a entender como esse campo conceitual foi constituído, por meio de situações, hipóteses e representações que o compõem.

Palavras-chave: Ensino de química. Estequiometria. Campos Conceituais. História da Química.

Abstract

The present essay was based on historical studies, about stoichiometry, and theoretical studies, about Conceptual Fields. In this context, the objective of this article is to discuss and present the construction, in a historical perspective, of the conceptual field of stoichiometry. We used primary and secondary sources of authors who have historically developed the concepts related to stoichiometry, and the writings of Vergnaud. A conceptual field is defined by Vergnaud as a set of situations that require the use of a given concept. The term stoichiometry was proposed by Jeremias Benjamin Richter (1792) and derived from the Ancient Greek words “stoicheion (element) and “metron” (measure). The study was consolidated in a series of works such as Lavoisier’s conservation of matter (1789), Dalton’s atomic model and the laws of chemical combination (1803), Avogadro’s hypothesis (1811), Berzelius’ system of chemical notation (1814), and Ostwald’s mole concept (1900). Studying how these concepts were constructed helps us understand how this conceptual field was constituted, through the situations, hypotheses, and representations that compose it.

Keywords: Chemistry teaching. Stoichiometry. Conceptual Fields. History of Chemistry.

1 REFLEXÕES INICIAIS: DA DEFINIÇÃO DE CAMPO CONCEITUAL ÀS IMPLICAÇÕES PARA APRENDIZAGEM DA ESTEQUIOMETRIA

A estequiometria é um dos conteúdos mais importantes no estudo da química, pois, é por meio dela que se compreendem as relações de massa, de proporção e de conservação em uma reação, trazendo embasamento para melhor entendimento de diversos outros conceitos (BOUJAOUDE; BARAKAT, 2003; BATINGA; TEIXEIRA, 2014; SANTOS; SILVA, 2014). Dessa forma, quaisquer conceitos trabalhados, em outros temas de química, que exijam a lógica quantitativa, como equilíbrio, cinética, termodinâmica, reações químicas, impreterivelmente recorrerão a este conteúdo.

Apesar da importância, alguns autores como, Mason *et al.* (1997), Evans *et al.* (2008), Ramírez, *et al.* (2009), Costa e Souza (2013), Su (2017), discutem sobre a forma na qual o ensino de estequiometria pode ocorrer: com o emprego de bases conceituais, e/ou fundamentado no ensino algoritmo da química/estequiometria. Segundo estes autores, normalmente prevalece o ensino algoritmo da estequiometria e, à vista disso, alguns problemas podem ser detectados quanto à sua aprendizagem, como:

- falta de compreensão dos conceitos que subsidiam a estequiometria (SU, 2017);
- memorização de passos na resolução de problemas (COSTA; SOUZA, 2013);
- dificuldade em resolver outros tipos de problemas, que não os instruídos pelos professores (BOUJAOUDE; BARAKAT, 2000; EVANS *et al.*, 2008);
- incapacidade em utilizar os conceitos da estequiometria, em outros campos da química, e em outros níveis de escolaridade (EVANS *et al.*, 2008);
- insipiência em reconhecer relações entre conceitos químicos diretamente ligados a estequiometria (EVANS *et al.*, 2008);
- dificuldade em transitar entre os símbolos, teorias, modelos e aspectos macroscópicos das reações químicas na estequiometria (DAVIDOWITZ *et al.*, 2010);
- insegurança em estipular estratégias para a resolução dos problemas de estequiometria (FACH *et al.*, 2007; GULACAR *et al.*, 2013).

De modo geral, estas pesquisas apontam que a estequiometria não pode ser compreendida apenas como resolução de algoritmos. À vista disso, a importância em se delimitar e entender a construção desse conceito, pois, assim é possível perceber que ele envolve diversos aspectos, que não necessariamente são relativos a uma ideia, apenas algorítmica. Como sua compreensão necessita de diferentes conceitos, e da relação entre eles, o objetivo deste artigo é discutir e apresentar a construção, em uma perspectiva histórica, do campo conceitual da estequiometria. Para isso, foram utilizadas fontes primárias e secundárias de autores que desenvolveram historicamente os conceitos relacionados à estequiometria, e os escritos de Vergnaud. Estudar como esses conceitos foram construídos, e foram se entrelaçando historicamente, nos ajuda a entender que é possível compreender a estequiometria como um campo conceitual que foi constituído, de acordo com as problemáticas encontradas.

Um campo conceitual é definido por Vergnaud (1982, 1990, 1996, 2013a) como um conjunto de situações, que exigem a utilização de determinado conceito. Vergnaud (1982, 1990, 2013b) assume que, um campo conceitual é constituído por um tríptico conjunto distinto, mas interdependentes, sendo eles o conjunto das situações (S), dos invariantes operatórios (I) e o

conjunto das representações linguísticas e simbólicas (L). A ideia da constituição de um campo conceitual, pelos indivíduos, sempre se remete, segundo a perspectiva de Vergnaud (1998), à associação destes conjuntos.

O conjunto das situações pode ser entendido como o que torna um conceito significativo. Vergnaud (1996) afirma que, as situações são a “porta de entrada” para o processo de conceitualização, ou seja, de construção de um campo conceitual. Isso se deve ao fato de que os processos cognitivos se dão em resposta às situações às quais as pessoas confrontam. Nesse contexto, quanto mais situações forem vivenciadas, mais complexas serão as relações estabelecidas, em um dado campo conceitual. Já as representações linguísticas e simbólicas são usadas para retratar o conceito. São manifestadas por meio da percepção e da imaginação e são estruturadas por sistemas de conceitos. Não é possível imaginar, falar sobre um objeto ou representá-lo por meio de figuras, sem conceitos, mesmo que prévios sobre ele.

O conjunto dos invariantes operatórios pode ser compreendido como o que estrutura a forma de organização do pensamento e são dependentes das situações para serem constituídos. Os invariantes operatórios são os componentes epistêmicos e constantes dos esquemas¹. Por meio dos invariantes operatórios é possível coletar e relacionar informações relevantes (VERGNAUD, 2007), o que dependerá do conjunto das representações e das situações vivenciadas e construídas ao longo da vida.

Isto posto, o que se coloca é que, à medida que um indivíduo se depara com uma dada situação (S), sua percepção vai se modificando e sendo modelada, o que caracteriza, para Vergnaud (1998), a primeira fonte da conceitualização por um indivíduo, pois para que um conceito seja formulado, é necessário a identificação de objetos, compreender sobre suas propriedades e relações, com outros objetos, e todo esse processo pode ser manifestado pelo conjunto das representações (L) e isso faz com que o conjunto dos invariantes operatórios (I) seja construído, desenvolvido e/ou modificado.

Nesse sentido, um campo conceitual pode ser pensado como uma rede de conhecimentos, ou seja, nunca está isolado e sempre é formado em relação a outros conceitos (VERGNAUD, 1982, 1990, 2013a). Desse modo, Vergnaud argumenta que um campo conceitual deve ser interpretado como “um conjunto de situações, cujo domínio requer uma variedade de conceitos, procedimentos e representações simbólicas, bem conectados uns com os outros” (VERGNAUD, 1982, p. 36, tradução nossa). O campo conceitual das estruturas aditivas, principal foco de trabalho de Vergnaud (1982, 1990, 2009, 2013b), pode ser usado como exemplo uma vez que um campo conceitual é cerceado por vários conceitos, entre eles, “os conceitos de medida, transformação, comparação, diferença e inversão, os conceitos de operações unitárias e binárias, os conceitos de função e a abscissa” (VERGNAUD, 1982, p. 36, tradução nossa), entre outros.

Embora um campo conceitual possa ser pensado como um conjunto extenso de situações e conceitos, se assinala a necessidade de demarcação de um campo conceitual. Grenier (2007) argumenta que essa delimitação permite substituir um conceito por outros próximos e ainda compreender em que contextos esses conceitos podem ser usados como ferramentas na resolução de problemas.

Então, o campo conceitual da estequiometria foi se formando a partir das situações demarcadas pelos contextos históricos, em decorrência das hipóteses, do que se podia ter da ciência daquela época, e das representações oriundas dessas situações, hipóteses e entendimentos, já que um campo conceitual pode ser interpretado como o entrelaçamento de

¹Conceito piagetiano que se remete a uma forma de organização do pensamento.

situações, conceitos, procedimentos e representações (VERGNAUD, 1982). Logo, para que este campo conceitual fosse formulado, foi necessário o entendimento e desenvolvimento de uma série de conceitos interligados a esta ideia, como a conservação, o atomismo, os símbolos químicos, os padrões de massa, a identificação da reação e proporção, entre outros, como indicado na Tabela 1:

Tabela 1 – Conceitos que contribuíram para a constituição do campo conceitual da estequiometria

Conceito	Fundamentos usados na elaboração do conceito
Conservação da matéria (1798)	Considerada, como apriorística por Lavoisier, em vários experimentos.
Leis Ponderais e Teoria Atômica (1803)	Formuladas por Dalton, baseadas em vários princípios e influências (Newton, Lavoisier, Richter, Proust, entre outros).
Hipótese de Avogadro (1811)	Integrou as Leis ponderais (entre partículas) e as Proporções volumétricas → se num mesmo volume existem proporções em massa, também devem existir proporções em partículas.
Proposição de sistema de notações químicas (1814)	Proposto por Berzelius, integrou modelo atômico; o trabalho de Richter; a Lei das Proporções Definidas de Proust; a Lei das Proporções Múltiplas; a Lei das Proporções Recíprocas; a Lei das Proporções Volumétricas; a Teoria Eletroquímica Dualística e o Isomorfismo, propostos pelo próprio Berzelius; a Hipótese de Avogadro; a lei de Dulong e Petit e a Analogia Química.
Conceito de mol (1900)	Formulado por Ostwald, estabeleceu relações entre massas, afirmando seu ceticismo quanto ao atomismo.

Fonte: Autores (2022).

Nesse âmbito, buscaremos apresentar essas relações, por meio do panorama histórico da construção do campo conceitual da estequiometria.

2 A CONSTRUÇÃO DO CAMPO CONCEITUAL DA ESTEQUIOMETRIA: UM PANORAMA HISTÓRICO

O termo estequiometria foi inicialmente proposto por Jeremias Benjamim Richter (1762-1807), em 1792, no livro intitulado "Princípios de Estequiometria ou a Arte de Medir Elementos Químicos" (Anfangsgrunde der Stochyometrie oder Messkunst Chymischer Elemente), derivado da junção entre dois termos gregos "*stoicheion*" que significa elemento e "*metron*", que significa medida:

[...] eu frequentemente fui conduzido, durante experimentos químicos, a considerar o problema se e, em que medida, a química é realmente um ramo da matemática aplicada; isto surgiu, especialmente na descoberta familiar, de que dois sais neutros, ao reagirem, uns com os outros, novamente produzem compostos neutros. A conclusão direta que tirei desse fato não pode ser diferente de que deve haver relações de peso definidas entre os componentes dos sais neutros. A partir desse momento, cogitei como essas relações podiam ser descobertas, em parte por provas precisas e, em parte, combinando análise química com análise matemática. . .

Uma vez que, a parte matemática da química trata principalmente de materiais que são substâncias ou elementos indestrutíveis e ensina como as proporções relativas,

entre eles, são determinadas, não consegui encontrar um nome mais curto e mais adequado para esta disciplina do que a palavra estequiometria de *στοιχειον* que, na língua grega denota algo que não pode ser subdividido, e *μετρειν*, o que significa encontrar proporções de magnitude (RICHTER, 1792, p.v *apud* SZABADVÁRY; OESPER, 1962, p. 268, tradução nossa).

Richter cunhou o termo estequiometria, ao refletir sobre alguns aspectos de sua experiência enquanto estudante de filosofia e matemática na Universidade de Königsberg e posteriormente de química (SZABADVÁRY; OESPER, 1962; MAAR, 2011). Também foi substancialmente influenciado por seu professor de filosofia, Immanuel Kant, levando assim a consideração de que, só se julga uma ciência como verdadeira se ela puder ser matematizada (SZABADVÁRY; OESPER, 1962). Nesse sentido, em contrapartida, aos preceitos empíricos da química da época, Richter, acrescentou aspectos matemáticos à química.

Dessa forma, por meio de dados empíricos, mas preocupando-se essencialmente com a matematização, Szabadváry e Oesper (1962) interpretaram que, o extenso trabalho de Richter poderia ser resumido nas seguintes ideias:

- Os compostos têm composição constante;
- Se a mesma quantidade de um ácido é neutralizada por diferentes quantidades de duas bases, a neutralização destas quantidades destas bases requer quantidades iguais de qualquer ácido;
- Quando dois sais reagem um com o outro, e se a relação quantitativa de seus componentes é conhecida, a relação de quantidade dos componentes nos produtos da reação também pode ser calculada.

Richter reconheceu a relação de proporcionalidade, em massa, entre reagentes, e, admitindo que se a composição em massa dos reagentes podia ser conhecida, a relação entre massa dos produtos também podia ser determinada, matematicamente. Para que esta relação pudesse ser compreendida, Richter, em seus livros, indicou uma série de exemplos, nos quais demonstrou matematicamente a proporção, entre ácidos e bases em uma reação, baseado nos seguintes dados experimentais (SZABADVÁRY; OESPER, 1962):

Partindo de 2400 grãos (unidade utilizada por Richter) de CaCO_3 , são formados 1342 grãos de CaO . Assim²,

2400 grãos de CaCO_3 formam 1342 grãos de CaO

Sabendo também que 5760 grãos de HCl reagem com 2393 grãos de CaCO_3 o resíduo da evaporação, após a ignição, pesa 2544 grãos. Dessa forma,

5760 grãos de HCl reagem com 2393 grãos de CaCO_3 e formam 2544 grãos de resíduo

Portanto é possível determinar matematicamente a proporção entre HCl e CaO que seria 5760 de HCl para 1337 de CaO . Então,

5760 grãos de HCl neutralizam 1337 grãos de CaO

Considerando que, como o resíduo da reação entre HCl e CaCO_3 , formou 2544 grãos de CaCl_2 e que Richter ponderava que a massa do sal era resultante da soma das massas da base e do ácido, foi possível calcular, por meio da subtração da massa do sal (2544 grãos) e a massa da base (1337 grãos), a massa de ácido pura utilizada (RICHTER, 1792). Logo,

² Nomenclatura modificada para correspondentes atuais.

1207 grãos de HCl puro neutralizam 1337 grãos de CaO

Nesse contexto, Richter detectou uma situação em que aspectos químicos, como a reação de sais neutros a partir de outras substâncias, poderiam ser interpretados mediante aspectos quantitativos. A luz da Teoria dos Campos Conceituais (TCC), esse tipo de situação problemática, do ponto de vista do desenvolvimento desse conceito (estequiometria), pôde favorecer não somente a interpretação dos experimentos de Richter, mas também contribuíram para que essas situações fossem pensadas em termos de representações, quando discutiu a proporção entre ácidos, bases e sais neutros e equacionou reagentes e produtos, e suas relações, em uma transformação química.

Mediante essas considerações, Richter (1792) propôs variadas relações que, até então, não haviam sido estabelecidas e que foram relevantes para estudos posteriores. Nesta conjuntura, não só conseguiu indicar correspondências diretas entre reagentes, como no caso do HCl e CaCO₃, mas também estabeleceu associações entre as massas de reagentes e produtos, como em CaCO₃ e CaO, além de propor correlações entre reações paralelas, como no caso do HCl e CaO, evidenciando a proporcionalidade entre as massas experimentais.

Isto posto, o estabelecimento de relações, entre: representações, por meio dos sistemas matemáticos (conjunto L); dos problemas encontrados nas determinações das proporções químicas (conjunto S); e as considerações epistêmicas, como as correlações diretas e paralelas entre reagentes e produtos (conjunto I), ajudaram na conceitualização da estequiometria. Desse modo, ao cunhar o termo estequiometria, Richter compreendeu essas relações e as explicitou. Nesse sentido, Vergnaud (1979, 1991) argumenta que, quando determinados conhecimentos se tornam explícitos, do ponto de vista dos conhecimentos dos indivíduos, podem tornar-se verdadeiros teoremas científicos, pois são apresentados e dialogados com outros indivíduos.

Concomitante a Richter, os trabalhos de Antoine Laurent de Lavoisier (1743 –1794) também foram fundamentais na sistematização da química, por conta de suas publicações e experimentos que tratavam dos processos de conservação da matéria. Nesse sentido, Martins e Martins (1993) discutiram sobre a temática, utilizando a perspectiva histórica e, segundo os autores, este assunto apresentou-se implicitamente, ao longo da história da ciência, seja baseado em reflexões filosóficas, em concepções de mundo, como nos trabalhos de Aristóteles, por exemplo, em que a conservação da matéria podia ser interpretada como “matéria é aquilo que permanece constante quando algo se transforma” (MARTINS; MARTINS, 1993, p. 245), ou ainda, derivados de eventos experimentais, mas que, não denotavam uma demarcação sobre o problema.

Com as investigações sobre os gases atmosféricos, alguns estudos mais sistematizados foram realizados, mas, como até o final do século XVIII o papel dos gases nas reações químicas ainda não era compreendido, a conservação das massas não poderia ser articulada (MARTINS; MARTINS, 1993). Nesse sentido, foi a partir do isolamento do gás oxigênio e da sistematização de sua participação em reações químicas, elaborada por Lavoisier, sendo possível pensar de maneira mais engendradora a conservação das massas em uma reação. Conforme Maar (2011), as ideias de Lavoisier contribuíram para racionalizar a quantificação, pois, além de utilizar dados empíricos, Lavoisier tratava de forma mais analítica estas informações, apegando-se também às questões das quantidades.

Um dos experimentos, dentre vários, realizado por Lavoisier e que inclui tanto a vertente quantitativa como a participação do oxigênio, consistiu em colocar uma quantidade de fósforo, que teve sua massa determinada, em uma cápsula de ágata dentro de um recipiente de vidro. Focalizando uma lente sobre o fósforo, Lavoisier queimou o material que teve a formação de

uma fumaça branca e a formação de um pó branco, que foi posteriormente dissolvido em água destilada. A solução resultante foi transferida para um balão, e o nível da solução foi anotado, bem como a massa do conjunto. Depois o balão foi esvaziado e preenchido com água destilada até o nível anteriormente anotado (LAVOISIER, 1789), determinou-se também o valor da massa. Com isso, Lavoisier observou a diferença de massa, sendo maior, com a obtenção da possível massa do pó obtido anteriormente. Desta forma concluiu:

É claro que, com o auxílio dessas diferentes precauções, foi fácil determinar, 1º o peso do fósforo queimado, 2º a dos flocos brancos obtidos por combustão; 3º o peso do oxigênio gasoso que foi combinado com o fósforo. Este experimento me deu quase os mesmos resultados do anterior: também resultou que o fósforo, ao ser queimado, absorveu um pouco mais que, uma vez e meia do seu peso, em oxigênio. Além disso, a certeza de que o peso da nova substância produzida era igual à soma do peso do fósforo queimado e do oxigênio absorvido, o que, era fácil de prever *a priori* (LAVOISIER, 1789, p. 63, tradução nossa).

Da proposta de Aristóteles até a aceção flogistonista da combustão, a conservação da massa não era condição primordial até a compreensão do papel dos gases em algumas reações químicas. No entanto, somente ao entender sobre a participação dos gases é que foi possível significar a sua relevância, mudando-se a interpretação das reações do ponto de vista qualitativo, e principalmente quantitativo. Nesse âmbito, Lavoisier considerou a situação (experimentos, estudos, problemas) como relevante na resolução de problemas e desenvolvimento de novas concepções, o que contribuiu para formulação do conceito, ou seja, conceitualização, no sentido trazido por Vergnaud (1990, 2013), da conservação. Em geral, novos conceitos surgem, especialmente quando problemas dessa natureza são encontrados. Vergnaud (1979) sinaliza que o próprio conceito de número não existiria se não fossem os problemas de medição, assim como os discutidos sobre a conservação da matéria e a estequiometria.

Independente destas constatações, e outras várias, como na queima do álcool, nos processos de fermentação e calcinação de metais, Martins e Martins (1993) afirmaram que, as conclusões de Lavoisier sempre foram apriorísticas frente à conservação das massas, isto é, tomou como premissa a ideia de que as massas eram conservadas em uma reação química. Apesar disso, Lavoisier considerou esta noção como algo relevante a ponto de utilizá-la em seus trabalhos, além de ser empregada como um fundamento contra a teoria do flogístico (MARTINS; MARTINS, 1993).

De certa forma, este princípio foi defendido por outros estudiosos da época como Dumas³ em 1836 e Wurtz⁴ em 1869, o que contribuiu para que esta concepção fosse difundida (MARTINS; MARTINS, 1993). Assim, a conservação da massa estava, ao menos, implícita, em várias investigações. Por este ângulo, não se pode afirmar que Richter foi influenciado pela ideia da conservação das massas em 1792, no entanto, também manipulava e traçava relações, matematicamente, entre os valores de massa para os reagentes e produtos em uma reação. A conservação das massas, nesse sentido, tratou de complementar a ideia das proporções constantes entre reagentes e produtos, ou seja, da estequiometria, assumidos por Richter.

Considerando o contexto da estequiometria e da conservação das massas, alguns estudiosos da época foram influenciados por este momento e colaboraram para que outras

³Discutiu questões sobre a filosofia da química em seu livro "*Leçons sur la philosophie chimique professées au Collège de France*" (1836).

⁴Abordou a influência de Lavoisier após a publicação do Tratado Elementar de Química em seu livro "*Histoire des doctrines chimiques depuis Lavoisier jusqu'à nos jours*" (1869).

proposições fossem assumidas, em termos quantitativos e explicativos, tanto na constituição da matéria, quanto em sua constância. Nesse sentido, Szabadváry e Oesper afirmam que,

[...] as ideias de Richter, sem dúvida, influenciaram Dalton e Berzelius, a quem devemos a teoria atômica e a determinação de pesos atômicos, através dos quais, o sistema estequiométrico de cálculo foi levado ao seu legítimo status na química (SZABADVÁRY; OESPER, 1962, p. 270, tradução nossa).

Nesta perspectiva, os trabalhos de John Dalton (1766-1844) sobre os estudos dos gases e a proposição da teoria atômica, congregaram para que a estequiometria fosse pensada não somente em termos de relações em massas, mas também em termos de composição nas reações químicas. Michałowska-Kaczmarczyk *et al.* (2015) afirmaram, também, que o conceito de estequiometria foi fundamental para o desenvolvimento da teoria atômica de Dalton.

Dalton, por volta de 1803, considerando seus estudos sobre as pressões parciais e diferentes dissoluções dos gases em líquidos, possivelmente buscou, por meio da formulação de uma teoria atômica, justificar as situações com os gases (SZABADVÁRY, 1966; MAAR, 2011), relacionando com uma série de outros conceitos que estavam consolidados e/ou em processo de consolidação. À vista disso, compreende-se que um campo conceitual, como o da estequiometria, se ramifica a medida em que novos conceitos são incorporados, e novas situações são compreendidas, mediante novos entendimentos. Vergnaud (1982, 1990, 2013a) discute que, um conceito nunca está isolado e sempre é formado em relação a outros conceitos e situações. No âmbito da história, à medida que as ideias de conservação e proporções se estabeleciam, outros cientistas também fizeram uso desses pressupostos em novas situações. No caso de Dalton, o estabelecimento de alguns conceitos (ou campos conceituais, na perspectiva da TCC), influenciaram, segundo Filgueiras (2004), em princípios admitidos por ele. Por consequência do período, ele testou e incorporou, em seus escritos, várias ideias que eram difundidas, sendo elas expressadas na Tabela 2.

Tabela 2 – Princípios e influências sobre o atomismo e as leis ponderais de Dalton

Princípios admitidos por Dalton	Influências nos trabalhos de Dalton
A matéria é constituída por partículas últimas ou átomos	Modelo mecanicista de Newton e tomado como premissa
Os átomos são indivisíveis e não podem ser criados nem destruídos	Princípio de Conservação da Matéria – Lavoisier
Todos os átomos de um mesmo elemento são idênticos e apresentam o mesmo peso	Ideia decorrente de seus estudos sobre a composição do ar atmosférico e das pressões parciais sobre gases
Átomos de elementos diferentes têm pesos diferentes	Ideia decorrente de seus estudos sobre a composição do ar atmosférico e das pressões parciais sobre gases
Os compostos são formados por um número fixo de átomos de seus elementos constituintes	Lei das Proporções Fixas – Proust
Se existir mais de um composto formado por dois elementos diferentes, os números dos átomos de cada elemento nos compostos guardam entre si uma razão de números inteiros	Lei das Proporções Múltiplas – Dalton
O peso do átomo de um elemento é constante em seus compostos - se a reagir com b para formar ab e c reagir com d para formar cd, então se ab reagir com cd os produtos serão ad e cb	Lei das Proporções Recíprocas - Richter

Fonte: Adaptada de Filgueiras (2004).

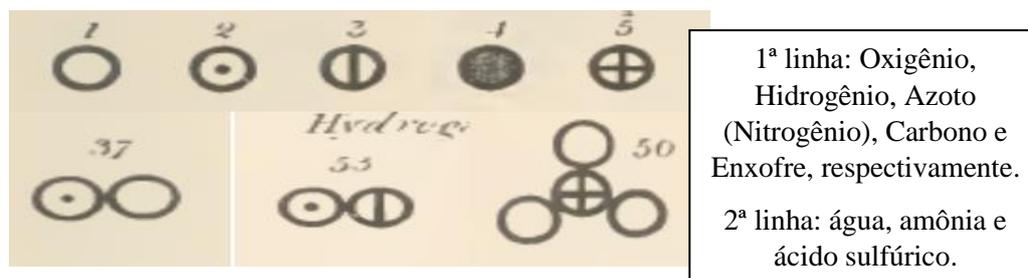
Por este ângulo, Szabadváry (1966) admitiu que, a constituição da matéria pelos átomos, e elementos de um mesmo átomo possuem a mesma massa, não são ideias originárias de Dalton. Ainda, para Szabadváry (1966), a essência da teoria de Dalton estaria na ideia de que os compostos são formados pela união de átomos inteiros e que átomos diferentes possuem pesos diferentes, portanto, podem ser expressos por números, e que, por comparação, outros pesos poderiam ser estabelecidos, e em consequência, determinaria a composição de compostos químicos. Tomando então essas premissas, e por meio de determinações experimentais, Dalton adotou o hidrogênio como padrão para construção de uma tabela de pesos atômicos, publicada em 1808 (Figura 1).

Figura 1 – Tabela de pesos atômicos de Dalton

EXPLANATION OF THE PLATES.		219
PLATE IV. This plate contains the arbitrary marks or signs chosen to represent the several chemical elements or ultimate particles.		
Fig.		Fig.
1 Hydrog. its rel. weight	1	11 Strontites - - - - 46
2 Azote, - - - -	5	12 Barytes - - - - 68
3 Carbone or charcoal, -	5	13 Iron - - - - 38
4 Oxygen, - - - -	7	14 Zinc - - - - 56
5 Phosphorus, - - - -	9	15 Copper - - - - 56
6 Sulphur, - - - -	13	16 Lead - - - - 95
7 Magnesia, - - - -	20	17 Silver - - - - 100
8 Lime, - - - -	23	18 Platina - - - - 100
9 Soda, - - - -	28	19 Gold - - - - 140
10 Potash, - - - -	42	20 Mercury - - - - 167

Fonte: Dalton (1808, p. 219).

A partir da estruturação de várias ideias e da formulação da teoria atômica, compreende-se que Dalton foi capaz de sistematizar e representar os elementos químicos em relação aos seus pesos atômicos. Diante disso, interpreta-se que a representação pôde ser incorporada como um sistema de conceitos, já que, para Vergnaud (1998), as representações são substitutas computáveis para a realidade e a ideia também é construída em decorrência das interpretações e da forma como compreendemos como a realidade é dada, ou seja, proposições que são tomadas como verdadeiras, como Dalton o fez ao admitir o modelo mecanicista de Newton, a composição do ar atmosférico, a conservação da massa, entre outros. Além disso, a função das representações é facilitar o processo de conceitualização, ou seja, no estabelecimento de relações entre os conjuntos S, I e L (VERGANAUD, 1988). Em seu trabalho de 1808, Dalton apresentou uma proposta de representação de elementos (Figura 2) que poderiam ser simples (que hoje considera-se elementos químicos), binários, ternários, etc. (que hoje denominam-se substâncias químicas). Por conseguinte, Dalton estipulou, por meio deste estabelecimento, uma forma de comunicar relações matemáticas, proporcionais, atômicas e de massa, entre os pares da comunidade acadêmica, assim tal representação foi relevante para a própria consolidação da teoria, pois como afirmou, cada elemento teria peso diferente, então seria importante apresentá-los.

Figura 2 – Representação de Dalton para elementos e substâncias

Fonte: Adaptado de Dalton (1808, p. 561).

Isto posto, Szabadváry (1966) discutiu que, somente com a determinação de valores de pesos atômicos é que a estequiometria passou a ser reputada na análise quantitativa, pois até então, os trabalhos de Richter não haviam sido considerados conclusivos ao ponto de serem usados.

Embora a relevância destes trabalhos, como a conservação da matéria, a teoria atômica, a lei das proporções constantes, enunciada por Richter, estivessem ganhando *status* na comunidade científica, algumas conjunturas ainda careciam de estudos e justificativas. Por exemplo, ora a molécula de água continha um átomo de hidrogênio e um átomo de oxigênio, como proposto por Dalton, no entanto, Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) verificou experimentalmente que as proporções, em volume, eram de 2 partes de hidrogênio para 1 parte de oxigênio (MAAR, 2011) e, nesse sentido, algumas outras propostas foram relevantes para que as reações químicas fossem esclarecidas em termos qualitativos e quantitativos.

Lorenzo Romano Amadeo Carlo Avogadro (1776-1856) preocupou-se então em integrar as ideias de Dalton e de Gay-Lussac e, na tentativa de justificar as duas visões para a formação da água, combinou a proporção em volumes de gases de Gay-Lussac com a teoria das proporções múltiplas de Dalton. Para isso, admitiu, utilizando-se de dados empíricos, a possibilidade de as moléculas de gases elementares possuírem mais de um átomo, fato desconsiderado por Dalton (LIPELES, 1983; WILLIAMS, 2016).

Além da possibilidade de as moléculas (termo frequentemente usado por ele), de um mesmo elemento, possuírem mais de um átomo, segundo Williams (2016), foi por meio das constatações de Avogadro que o mundo molecular pode ser enumerado, devido à publicação do artigo “Um Ensaio Sobre um Método de Determinar as Massas Relativas das Moléculas Elementares dos Corpos e as Proporções nas Quais Elas Entram nestes Compostos” (*Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which They Enter into These Compounds*), em 1811. Neste trabalho, Avogadro chega à conclusão de que, se em um mesmo volume, sob as mesmas condições de temperatura e pressão temos massas proporcionais de moléculas diferentes, isso se deve ao fato de que, provavelmente exista o mesmo número de moléculas. Nessa perspectiva, exemplificando para a água:

[...] é evidente que temos os meios de determinar muito facilmente as massas relativas das moléculas de substâncias obtidas no estado gasoso e o número relativo dessas moléculas em compostos, pois, as proporções das massas das moléculas são então as mesmas das densidades dos diferentes gases à temperatura e pressão iguais, e o número relativo de moléculas em um composto é dado imediatamente pela proporção dos volumes dos gases que o formam. Por exemplo, uma vez que os números 1.10359 e 0.07321 expressam as densidades dos dois gases oxigênio e hidrogênio em comparação com a do ar atmosférico, e a proporção dos dois números consequentemente representa a relação entre as massas de volumes iguais desses dois

gases, também representará em nossa hipótese a proporção das massas de suas moléculas. Assim, a massa da molécula de oxigênio será cerca de 15 vezes a da molécula de hidrogênio, ou mais exatamente 15.074 a 1 (AVOGADRO, 1811, p. 58, tradução nossa).

Assim, Avogadro (1811) afirmou que, se em um mesmo volume de hidrogênio e oxigênio, temos relações proporcionais em massa, e como estes sempre reagem sobre proporções definidas, esta relação só é possível se tivermos o mesmo número de moléculas (ou proporcionais) para os dois componentes da reação, nas mesmas condições. Neste caso:

meia molécula de oxigênio + uma molécula de hidrogênio formam uma molécula integral de água

Nesse aspecto, Avogadro ao se deparar com o problema da composição da água, propôs a combinação das duas formas de entender essa proporção. Com essa proposição considerou alguns aspectos sobre as massas, volumes e quantidades de partículas. Nesse sentido, a TCC permite situar e estudar as filiações e rupturas entre conhecimentos, do ponto de vista de seu conteúdo conceitual (VERGNAUD, 1990). No caso de Avogadro, considerou sobre a existência de átomos e que partículas diferentes possuem pesos diferentes (ideia de filiação). Vergnaud (1990) ressalta a importância dessas filiações na construção de conhecimentos, porque competências novas podem apoiar-se, em competências já adquiridas.

Por outro lado, em outros momentos as rupturas são necessárias, já que ao interpretar novas situações o sujeito pode se deparar com fatos que contraponham suas ideias atuais. Nesse caso, é mediante uma ruptura que o desenvolvimento ocorre. Nesse sentido, Avogadro rompeu com algumas concepções de Dalton a saber: não existiriam gases elementares com mais de um átomo, e a água seria composta por um átomo de hidrogênio e um átomo de oxigênio. Ao associar e contrapor algumas das concepções de Dalton, com a noção de proporção em volumes de gases de Gay-Lussac, Avogadro elaborou sua hipótese.

Mesmo com estas constatações, pouco foi relevado das ideias de Avogadro naquele contexto, pois, segundo Williams (2016), ele pouco se esforçou nas explicações de seus trabalhos para outros cientistas, sendo reconhecida sua hipótese somente no ano de 1860, no Congresso Internacional de Químicos em Karlsruhe.

Independentemente dessa delonga, foi por meio dos trabalhos de Avogadro, e de seu contexto, que as concepções de proporções entre reações, a necessidade de delimitação de valores de massa para os elementos químicos, e as relações entre massas/volumes e as partículas se sobressaíram. Apoiado nestas concepções e em outras do mesmo contexto, no final do século XVIII, Jons Jacob Berzelius (1779 - 1848) teve contato com a obra que contemplava as ideias sobre o novo sistema de Lavoisier, “Elementos da Química Antiflogística” (*Anfangsgrunde der antiphlogistischen Chemie*) publicado em 1792 por Christoph Girtanner. Neste título, o sistema de combustão era justificado mediante as reações com o oxigênio. Com isso, Berzelius passou a conhecer e utilizar esse novo sistema em seus trabalhos. Um deles, publicado em 1814, o químico sueco propõe que os chamados “corpos simples” (que hoje chamamos elementos químicos) fossem representados por símbolos.

Os símbolos químicos deveriam ser letras, para maior facilidade de escrever, e não desfigurar um livro impresso. Embora esta última circunstância possa não parecer de grande importância, deve ser evitada sempre que possível. Tomarei, portanto, o sinal químico, a letra inicial do nome latino de cada substância elementar (BERZELIUS, 1814, p. 51, tradução nossa).

A proposta foi elaborada com base em conceitos que estavam consolidados e/ou se consolidando no início do século XIX, alguns deles citados por Gonzalez e Silva (2013) a saber: o modelo atômico recém proposto por Dalton; o trabalho de Richter sobre as proporções de

ácidos e bases, na formação de sais neutros; a Lei das Proporções Definidas de Proust; a Lei das Proporções Múltiplas; a Lei das Proporções Recíprocas; a Lei das Proporções Volumétricas de Gay-Lussac; a Teoria Eletroquímica Dualística e o Isomorfismo, propostos pelo próprio Berzelius; a Hipótese de Avogadro (parcialmente aceita); a lei de Dulong e Petit e a Analogia Química.

Ao levarmos em conta todo arcabouço conceitual no qual a proposta dos símbolos trazidos por Berzelius ajuda a fundamentar, podemos refletir sobre a complexidade das relações entre todas elas. Tanto que a proposta do cientista sueco possibilitava também a representação das proporções múltiplas para a formação dos chamados “corpos compostos” (substâncias químicas). A intencionalidade dessa relação fica evidenciada nas palavras do autor:

O símbolo químico expressa sempre um volume da substância. Quando é necessário indicar vários volumes, é feito adicionando o número de volumes: por exemplo, o óxido cuproso é composto por um volume de oxigênio e um volume de metal; portanto seu símbolo é $\text{Cu} + \text{O}$. O óxido cúprico é composto de 1 volume de metal e 2 volumes de oxigênio; então seu símbolo é $\text{Cu} + 2\text{O}$. Da mesma maneira, o símbolo do ácido sulfúrico é $\text{S} + 3\text{O}$; ácido carbônico $\text{C} + 2\text{O}$; para água $2\text{H} + \text{O}$, e etc. Quando expressamos o volume de um composto de primeira ordem, jogamos fora o +, e colocamos o número de volumes acima da letra: por exemplo, $\text{CuO} + \text{SO}^3 =$ sulfato de cobre, $\text{CuO}^2 + 2\text{SO}^3 =$ persulfato de cobre. [...] Quanto aos volumes (de compostos) de segunda ordem, [...] faremos isso usando o parêntese, como é feito em fórmulas algébricas: por exemplo, o alumem é composto de 3 volumes de sulfato de alumina e 1 volume de sulfato de potássio. O seu símbolo é $3(\text{AlO}^2 + 2\text{SO}^3) + (\text{Po}^2 + 2\text{SO}^3)$ (BERZELIUS, 1814, p. 52, tradução nossa).

O sistema de notação desenvolvido por Berzelius foi aperfeiçoado, mas sua gênese foi mantida e possibilitou que a química pudesse ser sistematizada e ensinada da mesma forma, padronizando assim a representação dos entes químicos.

Assim como na discussão, ao que se refere ao sistema de representações, elaborado por Dalton, e que essas representações são vistas como sistemas de conceitos para Vergnaud (1998), a representação também é compreendida na Teoria dos Campos Conceituais como um sistema de significantes (que seriam os símbolos, as linguagens, construídos socialmente) e significados (versados como as relações entre situações, significantes e como os indivíduos compreendem essa relação). Dessa forma, Berzelius apresentou seu sistema simbólico, ou seja, teceu um sistema de significantes sustentado em conceitos conhecidos, bem como em sua compreensão sobre tais conhecimentos. Dessa forma, a função dos significantes é facilitar o processo de conceitualização, o que é preconizado por Vergnaud (1988).

Após o estabelecimento dos símbolos, propostos por Berzelius, ainda existiam grandes divergências para as massas atômicas adotadas por diferentes cientistas, já que cada grupo se utilizava de padrões de massas diferentes, acarretando discordâncias sobre as fórmulas de diversos compostos. Além disso, diversas questões, ainda sem consenso na química, estavam dificultando o desenvolvimento dessa ciência. Para que desacordos até ali encontrados fossem discutidos, foi organizado o primeiro congresso internacional de química, que ocorreu no ano de 1860, na cidade de Karlsruhe na Alemanha. Nesse evento, diversas questões foram discutidas, inclusive a questão da padronização dos pesos atômicos.

Nesse sentido, além de considerar o desenvolvimento do pensamento sobre a conservação da matéria, as relações proporcionais entre massas, os números de partículas nas reações químicas, a atribuição de símbolos capazes de mediar as informações contidas num sistema químico, e a delimitação de padrões de massas para os elementos, outros dois conceitos foram relevantes para a constituição da estequiometria: a determinação do número de Avogadro e a definição do mol.

A partir da consideração de Avogadro sobre o número de partículas serem iguais, em um dado volume, para gases diferentes, alguns cientistas da época tentaram determinar, por meio de experimentos, o número de partículas contidas nestas condições. No entanto, o número mais próximo, ao conhecido atualmente, foi determinado somente em 1913 por Jean Baptiste Perrin (1870-1942), publicado no livro “Os átomos” (*Les Atomes*) em que conseguiu estabelecer, por meio da observação ao microscópio, a sedimentação de partículas de goma-guta (um tipo de seiva) e utilizando diferentes equações, para diferentes fenômenos, a constante de Avogadro, nome dado por Perrin em homenagem a Avogadro (CHAGAS, 2003), como apresentado na Figura 3.

Figura 3 – Determinações de Perrin para a constante de Avogadro

PHÉNOMÈNES OBSERVÉS	$\frac{N}{10^{22}}$	
Viscosité des gaz (équation de Van der Waals).	62	
Mouvement brownien.	Répartition de grains	68,3
	Déplacements	68,8
	Rotations	65
	Diffusion	69
Répartition irrégulière des molécules	Opalescence critique	75
	Bleu du ciel	60 (?)
Spectre du corps noir	64	
Charge de sphérules (dans un gaz)	68	
	62,5	
Radioactivité	Charges projetées	64
	Hélium engendré	71
	Radium disparu	60
	Energie rayonnée	60

Fonte: Perrin (1913, p. 289).

Assim, mediante a determinação da constante de Avogadro, realizada por Perrin, foi possível estabelecer, para uma reação química, relações em massa, volume, entre outros, com um número finito de partículas, presentes nesta massa, ou volume, equivalente. Logo, as reações químicas poderiam ser entendidas em termos de unidades atômicas e/ou moleculares e em termos de grandezas mensuráveis, o que contribuiu não somente com o desenvolvimento e compreensão dos termos quantitativos das reações, mas também no firmamento da ideia de átomo, até então relutada por alguns estudiosos da época, como Ostwald (FURIÓ *et al.*, 1999; OKI, 2009).

Wilhelm Ostwald (1853-1932) propôs, em 1900, o conceito de mol, afirmando seu ceticismo quanto ao atomismo (JENSEN, 2004). Esta perspectiva podia ser justificada, segundo Furió *et al.* (1999), pelo contexto de produção da química do final do século XVIII que estava voltada, essencialmente, para as determinações em massa das substâncias e suas respectivas composições. Segundo os autores,

[...] qualquer problema poderia ser resolvido relacionado à estequiometria sem necessidade de recorrer a interpretações do tipo atomístico. Por outro lado, o outro grande objetivo dos químicos da época foi alcançado: igualar a química, em termos de "rigor matemático", com a física. (FURIÓ *et al.*, 1999, p. 361, tradução nossa).

Nessa significação, Ostwald acreditava que as bases da estequiometria estavam mais seguras se continuassem apoiadas em leis já fundamentadas, como a de proporções múltiplas e proporções constantes, do que em meras suposições, como a do atomismo (FURIÓ *et al.*, 1999).

Em meio a este cenário, Ostwald utilizou o termo mol, palavra derivada do latim significando “massa grande” (JENSEN, 2004), referindo-se a certa quantidade em massa de uma substância, atribuindo essencialmente significação palpável para este fundamento, na tentativa de estabelecer relações macroscópicas com as leis da estequiometria (JENSEN, 2004).

Assim definiu que “o peso normal ou molecular de uma substância expressa em gramas, deve ser dito mol a partir de agora” (OSTWALD, 1900, p. 163, tradução nossa).

Assim, se por um lado tinham-se as questões sobre a compreensão das partículas em um fenômeno químico, defendida pelos atomistas, por outro lado, outra corrente de pensamento defendia as proporções definidas em massa. Dessa forma, com a ideia do mol, foi possível, mesmo que indiretamente, estabelecer relações entre partículas, impossíveis de serem contabilizadas, com as massas equivalentes, já que, tanto atomistas quanto seus opositores, guardavam uma relação comum de pensamento, a das proporções em massas definidas das substâncias. No entanto, como relatam Furió *et al.* (1999):

O problema das quantidades nas mudanças químicas não seria resolvido, de forma definitiva, até a introdução da magnitude da quantidade de substância da qual a unidade seria o mol. Isso tem a ver com a consolidação da teoria atômica molecular, já que, desse ponto de vista, a atenção está mais focada na relação entre as quantidades de partículas que intervêm na reação do que nos pesos combinados. No entanto, a extrema pequenez das partículas torna difícil contá-las diretamente no nível submicroscópico (FURIÓ *et al.*, 1999, p. 363, tradução nossa).

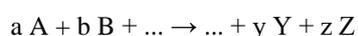
O reconhecimento destas correspondências só se tornou possível com a determinação da constante de Avogadro, publicada por Perrin em 1913, que era pautada não somente em concepções, mas também se utilizava de equações matemáticas e verificações empíricas confiáveis, devido à variedade de experimentos sobre um mesmo fenômeno e técnica apurada. Deste modo, a demarcação da constante não poderia ser assumida sem que a teoria atômica fosse levada em consideração. Nesse sentido, Oki (2009) afirmou que, as constatações de Perrin, colaboraram para que os opositores ao atomismo, como Ostwald, aceitassem a teoria atômica.

Em meio a este contexto histórico, do final do século XVIII, com as investigações e publicações de Lavoisier sobre a conservação das massas até o início do século XX, com a determinação da constante de Avogadro, realizada por Perrin, os estudos quantitativos sobre as reações químicas favoreceram a compreensão de fenômenos empíricos e conceituais à química, e atualmente a estequiometria permeia esta ciência em suas diversas instâncias de saberes, como a físico-química, a química analítica, entre outros.

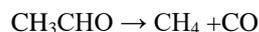
Isso posto, com o transcorrer da história, foi possível perceber que os conceitos nunca estiveram em detrimento aos dados empíricos ou, em relação à própria matematização da química. Portanto, só foi possível o desenvolvimento de um conceito quando estas vertentes se integraram, então, a partir do momento que estas concepções foram sistematizadas, consubstanciou-se o que seria uma determinada vertente da química que é a estequiometria.

Para alguns autores, utilizados como referências no ensino superior, como, Russell (1994), Mahan e Myers (2011), Atkins e Jones (2012), Kotz *et al.* (2015) e Brown *et al.* (2016), a estequiometria pode ser compreendida como um âmbito da química que estuda as quantidades envolvidas em reações químicas e trata das relações entre quantidade de matéria, massas, fórmulas, conservação das massas, entre outros. Atualmente a estequiometria guarda todas estas relações, concebidas ao longo da história, e é definida pela *International Union of Pure and Applied Chemistry* (IUPAC) da seguinte maneira:

O termo refere-se à relação entre as quantidades de substâncias que reagem em uma reação química específica e as quantidades de produtos formados. A equação estequiométrica geral:



fornece a informação de que a mols de A reage com b mols de B para produzir y mols de Y e z mols de Z. A estequiometria de uma reação pode ser desconhecida, ou pode ser muito complexa. Por exemplo, a decomposição térmica do acetaldeído produz principalmente metano e monóxido de carbono, mas também uma variedade de produtos menores, como etano, acetona e diacetil. A equação estequiométrica:



é, portanto, apenas aproximada. Mesmo quando a estequiometria geral de uma reação é bem definida, pode depender do tempo, que varia durante o curso de uma reação. Assim, se uma reação ocorre pelo mecanismo $A \rightarrow X \rightarrow Y$, e X é formado em quantidades substanciais durante o curso do processo, a relação entre as quantidades de A, X e Y irá variar com o tempo, e nenhuma equação estequiométrica pode representar a reação em todos os momentos (IUPAC, 1997, p. 187, tradução nossa).

Desse modo, o campo conceitual da estequiometria pode ser delineado por todos os conceitos, representações e as situações que o compuseram historicamente e também por meio dos fundamentos e das situações atuais.

3 CONSIDERAÇÕES FINAIS

A compreensão da construção histórica de um campo conceitual, pode auxiliar no entendimento de como esse conceito foi se complexificando no decorrer da história e as relações que foram sendo estabelecidas para termos hoje essa complexa rede de conhecimentos inerentes ao conceito de estequiometria. Além disso, salienta-se que, o conhecimento construído, sobre esse campo conceitual, diante de uma perspectiva histórica se delineia a partir de situações que exigiram a perspectiva da representação, além de conhecimentos teóricos importantes já construídos e que constroem a estequiometria. Dessa forma, o campo conceitual da estequiometria delimitou-se a partir de constatações experimentais, hipóteses, modelos, representações, como pontuado no texto, ou seja, que extrapolam uma visão somente numérica.

Nesse âmbito, a compreensão desse conceito como um campo conceitual pode auxiliar na reflexão sobre a sua complexidade, além de possibilitar o entendimento dos diversos campos que precisam ser “consolidados” para que o indivíduo consiga estabelecer as relações inerentes ao campo conceitual da estequiometria, haja vista as dificuldades apresentadas por alguns pesquisadores (BOUJAOUDE; BARAKAT, 2000; FACH *et al.*, 2007; EVANS *et al.*, 2008; DAVIDOWITZ *et al.*, 2010; COSTA; SOUZA, 2013; GULACAR, *et al.*, 2013).

Assim, com tais conhecimentos, os professores que têm a difícil tarefa de ensinar as relações estequiométricas nos diferentes níveis de ensino, podem desenvolver situações que vão se tornando cada vez mais complexas, que possam auxiliar seus alunos a mobilizar os invariantes operatórios necessários para a compreensão dos conceitos.

REFERÊNCIAS

ATKINS, P.; JONES, L. **Princípios de Química**: questionando a vida moderna e o meio ambiente. Porto Alegre: Bookman, 2012.

- AVOGADRO, A. Essay on a Manner of Determining the Relative Masses of the Elementary Molecules of Bodies, and the Proportions in Which They Enter into These Compounds. **Journal de Physique**, v. 73, p. 58-76, 1811.
- BATINGA, V. T. S.; TEIXEIRA, F. M. A Abordagem de Resolução de Problemas por uma professora de Química: análise de um problema sobre a Combustão do Álcool envolvendo o conteúdo de Estequiometria. **Revista Brasileira de Ensino de Ciência e Tecnologia**, v. 7, n. 1, p. 24-52, 2014.
- BERZELIUS, J. J. Essay on the cause of chemical porportion, and on some circuntaces related to them: together with a short and easy Method of expressin them. **Annals of Philosophy**, v. 3, p. 51-62, 1814.
- BOUJAOUDE, S.; BARAKAT, H. Secondary school students' difficulties in stoichiometry. **School Science Review**, v. 81, n. 296, p. 91-98, 2000.
- BOUJAOUDE, S.; BARAKAT, H. Students' Problem Solving Strategies in Stoichiometry and their Relationships to Conceptual Understanding and Learning Approaches. **Electronic Journal of Science Education**, v. 7, n. 3, p.1-42, 2003.
- BROWN, T.; LEMAY, H. E.; BURSTEN, B. E.; MURPHY, C. J.; WOODWARD, P. M.; STOLTZFUS, M. W. **Química: a ciência central**. São Paulo: Pearson Education do Brasil, 2016.
- CHAGAS, A. P. Os Noventa Anos de Les Atomes. **Química Nova na Escola**, v. 17, p. 36-38, 2003.
- COSTA, A. A. F.; SOUZA, J. R. T. Obstáculos no processo de ensino e de aprendizagem de cálculo estequiométrico. **Amazônia - Revista de Educação em Ciências e Matemática**, v. 10, n. 19, p. 106-116, 2013.
- DALTON, J. **A New System of Chemical Philosophy**. London: Henderson & Spalding. 1808.
- DAVIDOWITZ, B.; CHITTLEBOROUGH, G.; MURRAY, E. Student-generated submicro diagrams: a useful tool for teaching and learning chemical equations and stoichiometry. **Chemistry Education Research and Practice**, v. 11, p.154-164, 2010.
- EVANS, K. L.; YARON, D.; LEINHARDT, G. Learning stoichiometry: a comparison of text and multimedia formats. **Chemistry Education Research and Practice**, v. 9, p. 208-218, 2008.
- FACH, M.; DE BOER, T.; PARCHMANN, I. Results of an interview study as basis for the development of stepped supporting tools for stoichiometric problems. **Chemistry Education Research and Practice**, v. 8, n. 1, p. 13-31, 2007.
- FILGUEIRAS, C. A. L. Duzentos Anos da Teoria Atômica de Dalton. **Química Nova na Escola**, v. 20, p. 38-44, 2004.
- FURIÓ, C.; AZCONA, R.; GUIASOLA, J. Dificultades conceptuales y epistemológicas del profesorado en la enseñanza de los conceptos de cantidad de sustancia y de mol. **Enseñanza de las Ciencias**, v. 17, n. 3, p. 359-376, 1999.
- GONZALES, I. M.; SILVA, J. L. P. B. (2013). As fórmulas químicas literais de Berzelius e a composição dos materiais: uma função sígnica nas aulas de química. **In: Atas do IX Encontro Nacional de Pesquisa em Educação em Ciências**, 9., 2013, Águas de Lindóia, Anais, 2013.
- GRENIER, D. La théorie des champs conceptuels et le modèle de conception (Notes de cours). Grenoble Master2 R et P IC2A **Didactique des Sciences**. UE TC1 Eléments d'épistémologie et de Didactique. Grenoble, 2007.
- GULACAR, O.; OVERTON, T. L.; BOWMAN, C. R.; FYNEWEVERD, H. A novel code system for revealing sources of students' difficulties with stoichiometry. **Chemistry Education Research and Practice**, v. 14, n. 4, p. 507-515, 2013.
- IUPAC. **Compendium of Chemical Terminology** (the "Gold Book"). s.l: Blackwell Scientific Publications, 1997.

- JENSEN, W. B. The Origin of the Mole Concept. **Journal of Chemical Education**, v. 81, n.10, p. 1409, 2004.
- KOTZ, J. C.; TREICHEL, P. M.; TOWNSEND, J. R.; TREICHEL, D. A. **Química geral e reações químicas**. São Paulo: Cengage Learning, 2016.
- LAVOISIER, A. L. **Traité Élémentaire de Chimie**. Paris: Chez Cuchet, 1789.
- LIPELES, E. S. The Chemical Contributions of Amadeo Avogadro. **Journal of Chemical Education**, v. 60, n. 2, p. 127-128, 1983.
- MAAR, J. H. **História da Química** - segunda parte: de Lavoisier ao sistema periódico. Florianópolis: Papa-Livro, 2011.
- MAHAN, B. M.; MYERS, R. J. **Química: um curso universitário**. São Paulo: Blucher, 2011.
- MARTINS, R. D. A.; MARTINS, L. A. C. P. Lavoisier e a Conservação da Massa. **Química Nova**, v. 16, n. 3, p. 245-256, 1993.
- MASON, D. S.; SHELL, D. F.; CRAWLEY, F. E. Differences in problem solving nonscience majors in introductory chemistry on paired algorithmic-conceptual problems. **Journal of Research in Science Teaching**, v. 34, n. 9, p. 905-923, 1997.
- MICHAŁOWSKA-KACZMARCZYK, A. M.; ASUERO, A. G.; MICHAŁOWSKI, T. “Why Not Stoichiometry” versus “Stoichiometry—Why Not?” Part I: **General Context. Critical Reviews in Analytical Chemistry**, v. 45, p. 166-188, 2015.
- OKI, M. D. C. M. Controvérsias sobre o atomismo no século XIX. **Química Nova**, v. 32, n. 4, p. 1072-1082, 2009.
- OSTWALD, W. **Grundlagen der anorganischen Chemie**. Leipzig: Engelmann, 1900.
- PERRIN, J. B. **Les Atomes**. 1 ed. Paris: Librairie Félix Alcan, 1913.
- RAMÍREZ, J. E. M.; CHÁVEZ, J. H.; LÓPEZ, V. H. G.; JIMÉNEZ, W. F.; CASAS, J. ¡¡Estequiometria visible!! **Revista Eureka sobre Enseñanza y Divulgación de las Ciencias**, v. 6, n. 3, p. 477-482, 2009.
- RICHTER, J. B. **Anfangsgrunde der Stochyometrie oder Messkunst Chymischer Elemente**. [S.l.]: Breblau-Hirschberg, v. I, 1792.
- RUSSEL, J. B. **Química Geral**. São Paulo: Pearson, 1994.
- SANTOS, L. C.; SILVA, M. G. L. Conhecendo as dificuldades de aprendizagem no ensino superior para o conceito de estequiometria. **Acta Scientiae**, v. 16, n. 1, p. 133-152, 2014.
- SU, K. Tactic fulfillments of three correlations for problem-solving maps and animated presentations to assess students’ stoichiometry performances. **Journal of Baltic Science Education**, v. 16, n. 5, p. 733-745, 2017.
- SZABADVÁRY, F.; OESPER, R. E. The Birth of Stoichiometry. **Journal of Chemical Education**, v. 39, n. 5, p. 267-270, 1962.
- SZABADVÁRY, F. **History of Analytical Chemistry**. Oxford: Pergamon Press, 1966.
- VERGNAUD, G. The acquisition of arithmetical concepts. **Educational Studies in Mathematics**, v. 10, p. 263-274, 1979.
- VERGNAUD, G. Association Cognitive and Developmental Psychology and Research in Mathematics Education: Some Theoretical and Methodological Issues. **For the Learning of Mathematics**, v. 3, p. 31-41, 1982.
- VERGNAUD, G. L’Elève Face à la Tâche: Problèmes à Résoudre, Difficultés à Surmonter. **European Journal of Psychology of Education**, v. 3, n. 1, p. 15-21, 1988.

- VERGNAUD, G. La teoría de los campos conceptuales. **Recherches en Didactique des Mathématiques**, v. 10, n. 2, p. 133-170, 1990.
- VERGNAUD, G. Langage et pensée dans l'apprentissage des mathématiques. **Revue française de pédagogie**, v. 96, p. 79-86, 1991.
- VERGNAUD, G. A Teoria dos Campos Conceituais. In: Brun, J. (Ed.). **Didáctica das Matemáticas**. Instituto Piaget, p. 155-191, 1996.
- VERGNAUD, G. A Comprehensive Theory of Representation for Mathematics Education. **Journal of Mathematical Behavior**, v. 17, n. 2, p. 167-181, 1998.
- VERGNAUD, G. ¿En qué sentido la Teoría de los Campos Conceptuales puede ayudarnos para facilitar aprendizaje significativo? **Investigações em Ensino de Ciências**, v. 12, n. 2, p. 285-302, 2007.
- VERGNAUD, G. The Theory of Conceptual Fields. **Human Development**, v. 52, p. 83-94, 2009.
- VERGNAUD, G. Conceptual Development and Learning. **Revista Currículum**, v. 26, p. 39-59, 2013a.
- VERGNAUD, G. Pourquoi la théorie des champs conceptuels? **Infancia y Aprendizaje**, v. 36, n. 2, p. 131-161, 2013b.
- WILLIAMS, R. February 1811: Amadeo Avogadro Enumerated the Molecular World. **American Physical Society**, v. 25, n. 2, p. 2-5, 2016.