

as substâncias são feitas (aqui denominados de “constituente”, mas que poderia ter qualquer outra denominação, se julgada mais apropriada), está na linha daquele exposto por Theobald⁵. Segundo esta linha de raciocínio, o estudo dos átomos tem sentido para o químico apenas quando esses são concebidos do “ponto de vista do constituinte”, isto é, como parte destes. Os átomos no constituinte têm significado dentro deles, em relação a outros átomos.

Finalmente, também ao se admitir que existem níveis de organização que devem ser reconhecidos no estudo da matéria, evidencia-se que há níveis qualitativamente diferentes: uns afetos ao macroscópico e outros ao microscópico. Assim, ao se definir substância como “uma *porção de matéria* que...” faz-se uma referência explícita a algo concreto do mundo físico, localizando este conceito no macroscópico. A substância é uma parte do mundo físico macroscópico com o qual o químico trabalha; portanto, algo acessível aos sentidos. Já o conceito de constituinte, definido como “menor conjunto de átomos que...” está afeto ao microscópico, não sendo, portanto, diretamente acessível aos sentidos. Imaginando-se uma escala de graus de abstração, pode-se dizer que o conceito de substância é mais concreto que o de constituinte, e o de átomo o mais abstrato dos três. O conceito de constituinte é de nível intermediário, na medida que se subordina ao de substância. Daí ser recomendável que o ensino destes conceitos iniciasse pelo de substância e encerre-se pelo de átomo, o contrário do que às vezes se encontra em livros didáticos.

A análise de conceitos e de sistemas conceituais tal como a que aqui se descreveu é um passo muito importante, anterior à elaboração de textos e proposição de atividades para o ensino dos conceitos⁶. Tendo-se estabelecido o sistema conceitual (os conceitos e suas relações lógicas) pode-se, então, a partir da análise da complexidade de cada conceito, iniciar o trabalho de feitura dos procedimentos didáticos.

AGRADECIMENTOS

Ao Dr. Aécio P. Chagas agradece-se por ter chamado a atenção ao artigo de Theobald. À CAPES/PADCT agradece-se o apoio financeiro recebido para o desenvolvimento deste trabalho.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

- 1 Vygotsky, L.S.; “*Pensamento e Linguagem*”, Editora Antídoto, Lisboa (1979), cap. 6.
- 2 Tolentino, M.; Silva, R.R. da; Rocha-Filho, R.C.; Tunes, E.; *Ci. e Cult.* (1986) 38, 1721.
- 3 Silva, R.R.; Rocha-Filho, R.C.; Tunes, E.; Tolentino, M. *Ci. e Cult.* (1986) 38, 2028.
- 4 Ref. 1, Cap. 1.
- 5 Theobald, D.W.; *Chem. Soc. Rev.* (1976) 5, 203.
- 6 Finley, F.N.; *Sic. Educ.* (1981) 65, 513.

EDUCAÇÃO

SOBRE O MOL E SEUS AFINS: UMA PROPOSTA ALTERNATIVA*

Romeu C. Rocha-Filho

Departamento de Química, UFSCar; C. Postal 676; 13560 – São Carlos (SP).

Recebido em 24/2/88

ABSTRACT

A review of the usage of the term “mole” in textbooks along this century is presented. Even after SI's inclusion (1971) of mole as an unit of “amount of substance”, textbooks' usage does not reflect the official definition since the term “amount of substance” does not distinctively convey a concept. Thus, it is proposed that mole be: “numerosity of entities equal to that of atoms in 0.012 kg of ¹²C” (numerosity, the quantity measured by mole, is a quality or state of a numerous sample of elementary

entities). Finally, after presenting the relationship between the four extensive intrinsic properties of a sample of matter – mass and volume (continuous perspective) and, numerosity and number (discontinuous perspective), the implications of this alternative proposal are discussed.

INTRODUÇÃO

O “conceito de mol” tem sido uma constante fonte de dúvidas e perplexidade para os químicos e, principalmente,

* Parcialmente apresentado durante o simpósio “História e Filosofia da Química” (A.P. Chagas, coord.), realizado em 16/07/87 em Brasília DF, durante a 10ª Reunião Anual da Sociedade Brasileira de Química.

para os estudantes. Conseqüentemente, de acordo com Dierks¹, cerca de 300 artigos foram publicados após 1953 discutindo este tema; apesar disso, o problema persiste. Neste artigo apresenta-se, em primeiro lugar, uma revisão da evolução do significado do termo "mol" desde seu surgimento até o seu significado atual: unidade de medida da grandeza "quantidade de matéria"². Em seguida, apresenta-se uma discussão sobre a grandeza da qual o mol é unidade de medida, concluindo-se com uma sugestão quanto a ela e à própria definição da unidade mol. Ao mesmo tempo, as relações entre diferentes grandezas afetas a amostras de matéria são discutidas, dentro de perspectivas contínua e descontínua da matéria.

O MOL ATRAVÉS DOS TEMPOS: DOS SEUS PRIMÓRDIOS ATÉ À DÉCADA DE 50

Segundo Lybeck *et al.*³, o termo "molécula-grama" ("Gramm – Molekül") parece ter sido introduzido na Física-Química por Walter Nernst e o termo "mol" por Wilhem Ostwald. Em 1889, Ostwald usou o termo "Mol.", que mais tarde ele trocou para "Mol", como abreviatura do termo "molécula-grama". Gorin⁴ afirma que para Ostwald o "mol" era um conceito empírico, que podia ser relacionado de modo simples a certos fenômenos físico-químicos como as propriedades coligativas. No início deste século, Arrhenius, em um livro texto de Eletroquímica⁵, após definir o termo "molécula-grama" como sendo "o peso molecular expresso em gramas", menciona que "recentemente o termo "mol" foi introduzido para molécula-grama". Pelo exposto, o termo "mol" surgiu como uma abreviatura do termo "molécula-grama". Isto é confirmado pela análise de publicações posteriores. Por exemplo, Blanchard e Wade, em um livro universitário introdutório à química, da segunda década deste século, afirmam que "o peso molecular em gramas de uma substância é o número do peso molecular tomado em gramas, e esta grandeza é tão usada pelo químico que a expressão bastante longa foi abreviada na palavra simples *mol*"⁶. Mais adiante, ainda afirmam que "a molécula é a mais pequena partícula real de uma substância, enquanto que o mol é uma quantidade de substância que contém um número inimaginavelmente grande de moléculas. De qualquer modo, um mol de oxigênio contém o mesmo número de moléculas que um mol de hidrogênio, ou de qualquer outra substância, apesar de quão inimaginavelmente grande este número possa ser em relação aos nossos poderes comuns de percepção"⁷. No Brasil, no início da década de 50, o significado do termo "mol" também era este, conforme pode-se verificar, por exemplo, em livro de Décourt, onde se lê que "... denomina-se molécula-grama de uma substância ao número de gramas dessa substância igual à sua massa molecular (...). À molécula-grama se dá o nome de *mol* ou *mole*"⁸.

No início da década de 50, a definição de mol contida no Handbook of Chemistry and Physics⁹ ("uma massa numericamente igual ao peso molecular") indica claramente como surgiram termos como "mol-quilograma", "mol-libra",

"mol-tonelada" etc. (alguns destes termos ainda são usados em Engenharia Química – vide, por exemplo, Gary¹⁰).

Do modo que o termo "mol" foi introduzido por Ostwald, estritamente deveria ser aplicado somente a substâncias moleculares, já que era um termo abreviativo de "molécula-grama". Todavia, aos poucos o termo "mol" passou a se referir à massa em gramas daquilo que se poderia denominar, genericamente, naquela época, de "peso-fórmula", independentemente da substância ser molecular ou não, bem como composta ou não. Tal fato é registrado pelo editor do Journal of Chemical Education, no início da década de 60, que comenta que "... o uso comum pelos químicos ativos transcende a definição dos livros textos por não limitar o conceito de mol a peso molecular grama"¹¹.

NOVAS VISÕES E A DEFINIÇÃO ATUALMENTE RECOMENDADA

Em 1961, o respeitado físico-químico inglês E.A. Guggenheim publicou um artigo¹² sobre o mol e grandezas relacionadas, em que, baseado em discussões ocorridas na década de 50, relatava as bases para a interpretação oficialmente aceita para o mol atualmente (vide ref. 2). Segundo Guggenheim¹², durante as décadas de 40 e 50, um número crescente de físicos e químicos passou a aceitar a visão de que, associada à matéria, existe uma terceira grandeza diferente de massa e peso, mas proporcional a ambos. Esta grandeza havia sido denominada de "Stoffmenge" em alemão e a sua tradução para o inglês, segundo Guggenheim, é "quantidade de substância" ("amount of substance"). Guggenheim lembra, então, após discorrer sobre diferentes maneiras de se determinar a quantidade de substância de uma amostra qualquer (pesagem, determinação de volume, titulação etc.), que o mol era a unidade de "quantidade de substância" mais usada, especialmente pelos químicos. Assim, propôs a seguinte definição¹²: "O mol é a quantidade de substância que contém o mesmo número de moléculas (ou átomos ou radicais ou íons ou elétrons dependendo do caso) quantos são os átomos em 12 gramas de ¹²C". Cabe ressaltar ainda que a proposta do mol como sendo uma unidade de medida de uma grandeza decorreu da crescente ênfase que vinha sendo dada ao uso do "cálculo de grandezas"¹³⁻¹⁷ (conforme apontado recentemente¹⁸, o uso do cálculo de grandezas ainda está por vingar entre os químicos brasileiros).

Conforme relatado anteriormente², em decorrência da crescente aceitação da visão relatada por Guggenheim¹², as União Internacional de Química Pura e Aplicada (IUPAC), União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) e Organização Internacional para Padronização (ISO) propuseram a definição atual para mol, a qual foi fixada pelo Comitê Internacional de Pesos e Medidas (CIPM) em 1967 e reconfirmada em 1969, sendo ratificada pela 14ª Conferência Geral de Pesos e Medidas (14ª GGPM), ocorrida em 1971, como a sétima unidade de base do Sistema Internacional de Unidades^{19,20} – SI – para a grande-

za de base “quantidade de matéria”²¹: “O mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 quilograma de carbono 12. Quando se utiliza o mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, íons, elétrons ou outras partículas, bem como agrupamentos especificados de tais partículas”. De acordo com o Sistema Internacional de Unidades, “entende-se que a definição do mol faz referência aos átomos de carbono 12 livres, em repouso e no seu estado fundamental”²² (para uma discussão sobre a grandeza massa-energia, vide recente artigo de Treptow²³).

Antes de revisar como o termo “mol” é apresentado nos livros didáticos a partir da década de 60, cabe ressaltar que, como exposto acima, a grandeza cuja unidade é o mol é referida oficialmente, no Brasil, como “quantidade de matéria”. Recentemente, Tomy²⁴, ao tratar de símbolos, grandezas e unidades em Química, usou também o termo “quantidade de substância”, que julga mais adequado que o oficial^{25,26}; a editoria de Química Nova também prefere o termo “quantidade de substância”²⁷. Neste sentido, cumpre informar que este último termo é o nome normalmente utilizado em Portugal, onde o mol é denominado de “a mole”²⁸. Tudo indica que, no Brasil, o termo “quantidade de matéria” foi introduzido ao se traduzir os documentos do SI a partir do francês, em cuja língua é “quantité de matière”. De acordo com Chagas²⁹, “matière” na língua francesa, às vezes tem o significado de “substância”; conseqüentemente pode ter ocorrido uma tradução literal inadequada do termo original. Neste artigo, de qualquer modo, optou-se por usar o termo oficialmente recomendado.

O MOL ATRAVÉS DOS TEMPOS: DA DÉCADA DE 60 À ATUALIDADE

Pelo que já foi relatado, até à década de 50 o mol era visto simplesmente como sinônimo de molécula grama (“o peso molecular em gramas”). A partir do início da década de 60, surge, nos livros textos, uma vinculação explícita ao número de Avogadro. Por exemplo, um livro do CBA contém a seguinte colocação: “Como o número de Avogadro aparece frequentemente na pesquisa química, os químicos inventaram um nome mais curto para a massa de qualquer substância que contenha este número de unidades. Essa massa particular é chamada de “mol”. Assim, um mol de moléculas de oxigênio pesa 32 g e contém $6,02 \times 10^{23}$ moléculas enquanto que...”³⁰. Note-se, entretanto, que o “mol”, neste caso, continua a ser associado à massa.

Num livro da metade da década de 60, Barthelmes afirma que “... a expressão mól (*sic*) tende atualmente a ser usada num sentido mais amplo, ganhando independência em relação à sua origem etimológica. Mól (*sic*) é hoje a quantidade formada por N unidades estruturais da substância. Mas cada unidade estrutural nem sempre precisa ser uma molécula”³¹. Nesta definição já surge a palavra “quantidade”, porém isolada.

A partir de 1970, o mol começa a ser identificado como um número. Assim, Choppin *et al.*, afirmam que “um mol é o número de átomos contido no peso atômico relativo de qualquer elemento quando este peso é medido em gramas. (...) Um mol é o número de moléculas contido no peso molecular relativo de um composto quando este peso é medido em gramas”³². Já Carvalho³³ tanto identifica o mol com a molécula-grama como com um número: “atualmente, o conceito de mol é muito mais amplo, pois, além de representar uma molécula-grama de substância, representa também um número, número este igual ao de moléculas contidas em uma molécula-grama de substância, isto é, o número $6,023 \times 10^{23}$.”³³ Em livro de Feltre e Yoshinaga³⁴ aparece explicitamente a relação entre mol e dúzia (note que Kolb³⁵ se referiu ao mol como “a dúzia do químico”): “A palavra MOL nasceu apenas como um sinônimo e abreviação da palavra MOLECULA-GRAMA. No entanto, com a determinação do valor do Número de Avogadro, a palavra MOL ganhou maior amplitude e passou a designar $6,02 \times 10^{23}$ unidades de qualquer coisa. (...) Enfim, a expressão MOL é modernamente apenas uma indicação de quantidade; assim como:

- uma dúzia indica 12 objetos
- uma grossa indica 144 objetos
- um mol indica $6,02 \times 10^{23}$ objetos”³⁴.

Em um livro da segunda metade da década de 70, claramente ocorre uma mistura entre o novo significado do mol (unidade SI de base) e o original: “O mol, que é uma unidade de quantidade de matéria, representa uma quantidade constante de partículas de mesma espécie. Esta quantidade é expressa pelo número de Avogadro, $6,023 \times 10^{23}$. (...) A massa de um mol de átomos é também chamada um átomo-grama. (...) A massa de um mol de moléculas é também chamada molécula-grama”³⁶. Note-se a ambigüidade conferida pelo termo “também” nas duas últimas sentenças.

Na década de 80 continua a identificação do mol com o número de Avogadro. Assim, em Politi encontra-se: “O número $6,02 \times 10^{23}$ é chamado mol ou número de Avogadro. (...) O átomo-grama de qualquer elemento é a massa de um mol de átomos desse elemento. (...) A molécula-grama de qualquer substância é a massa de um mol de moléculas desta substância”³⁷. Já Novais afirma diretamente “1 mol são $6,02 \times 10^{23}$ unidades”³⁸ e o “valor da massa atômica de um elemento seguido da unidade (g) corresponde à massa de 1 mol de átomos do elemento (MASSA MOLAR)”³⁹. No livro de Novais aparece o termo recomendado – massa molar – para a constante de proporcionalidade entre as grandezas massa e quantidade de matéria¹⁸ (note-se que a respectiva unidade deveria ser g/mol); entretanto, no próprio livro, a seguir, o termo é substituído pelos obsoletos átomo-grama e molécula-grama.

Ebbing⁴⁰, apesar de usar a definição do mol como unidade SI de base, também o identifica diretamente com número: “o termo mol, como uma dúzia ou uma grossa, assim se refere a um número particular de coisas. Uma dúzia de ovos é igual a 12 ovos, uma grossa de lápis é igual a 144 lápis e 1 mol de etanol é igual a $6,02 \times 10^{23}$ moléculas de etanol”⁴⁰.

Contrastando com o exposto até agora, as definições de mol apresentadas em livro de Química para o secundário produzido pela comunidade química australiana⁴¹ são totalmente coerentes com aquela recomendada pelo SI: "... um mol de átomos de um elemento é a quantidade de matéria dele que contém tantos átomos quantos há em exatamente 12 g de isótopo ^{12}C "⁴² (...) "... um mol de uma substância molecular é a quantidade de matéria dela que contém tantas moléculas quantos são os átomos em exatamente 12 g do isótopo ^{12}C "⁴³ (...) "... um mol de um composto iônico é a quantidade de matéria dele que contém tantos grupos especificados de íons quantos são os átomos em exatamente 12 g do isótopo ^{12}C . Os grupos de íons são especificados de modo a conter o mesmo número de cada íon que o contido na fórmula do composto"⁴⁴ (note-se que, coerentemente com opção explicitada acima, traduziu-se "amount of substance" por "quantidade de matéria", seguindo aquilo oficialmente estabelecido no Brasil^{19,21}).

QUANTIDADE DE MATÉRIA?

A breve revisão de como a unidade SI de base "mol" vem sendo apresentada nos livros textos editados no último quinquênio mostra que, salvo raríssimas exceções esta unidade e sua grandeza não vêm sendo apresentadas do modo oficialmente recomendado. Cabe, então, indagar por que tal ocorre?

Em primeiro lugar, o uso do termo "quantidade" torna ambíguo o nome da grandeza cuja unidade de medida é o mol, pois, conforme claramente apontado por Gorin⁴⁵, a palavra "quantidade" pode se referir indiscriminadamente a volume, massa ou número. Conseqüentemente, à expressão "quantidade de matéria" falta clareza e especificidade. Isto pode ser exemplificado pela seguinte colocação, feita por Cerqueira Leite⁴⁶ ao tratar da ameaça do efeito estufa: "... a humanidade, com a queima de carvão mineral, petróleo e gás natural, lança na atmosfera cerca de vinte bilhões de toneladas de dióxido de carbono por ano. O leigo poderá pressentir que esta *quantidade de matéria*, mesmo frente às dimensões elevadas da biosfera, é apreciável e..." (grifo nosso).

A expressão "quantidade de matéria", pelo exposto, é genérica, sendo, de certo modo, sinônimo de "porção de matéria". Note-se, ainda, que Cerqueira Leite⁴⁶ se refere a uma quantidade de matéria que fora quantificada através da grandeza massa (unidade tonelada).

Na realidade, o uso da expressão "quantidade de matéria" para se referir à grandeza medida através da unidade mol foi questionado tão logo relatado na literatura através de Guggenheim¹². Assim, Lee⁴⁷ propôs que o mol fosse redefinido simplesmente como "uma unidade de número igual ao número de Avogadro"; na mesma linha, Bieber⁴⁸ propôs que "o mol (número de Avogadro) é um número puro igual ao número de átomos em 12 gramas de ^{12}C ",

podendo ser usado para se referir a quaisquer coisas. Cohen⁴⁹, por sua vez, propôs que a grandeza medida pelo mol fosse denominada de "cardinalidade", uma palavra derivada da aritmética. Posteriormente, Kell⁵⁰ sugeriu o termo "psammitry" (psamidade?), Forbes⁵¹ "ontcount" (ontconta?), Gorin⁴⁵ "metromoriance" (metromoriância?), "chemiance" (quimiância?) e "chemical amount" (quantidade química) e Freeman⁵² "numerity" (numeridade). De acordo com Gorin⁵³, outros nomes também foram sugeridos: "numberance" (numerância?), "sto(i)chion" e "sto(i)chias" (estequiônio?). Ainda de acordo com Gorin⁵³, a Comissão sobre Símbolos, Terminologia e Unidades Físico-Químicas da Divisão de Físico-Química da IUPAC examinou alguns destes nomes ("chemiance", "numerity", "numberance", "sto(i)chion" e "sto(i)chias"), em sua reunião de 27-29 agosto 1981, não aceitando nenhum deles.

Esta procura por um nome para a grandeza cuja unidade é o mol mostra que o termo atualmente recomendado ("quantidade de matéria") não satisfaz. Segundo Lee⁴⁷ uma boa terminologia deveria obedecer aos seguintes requisitos:

"Um termo deve ter um *nome* que seja simples e distintivo; um termo deve representar um *conceito* que tenha significado básico (de modo que possa ser combinado com outros termos para comunicar conceitos mais complexos); um termo deve ter uma *definição* que cubra completamente o conceito que ela representa".

Pelo já exposto, o termo "quantidade de matéria" não é distintivo, já que ambíguo. Por outro lado, apesar de o Bureau Internacional de Pesos e Medidas especificar que a definição para o mol¹⁹ "indica ao mesmo tempo a natureza da grandeza da qual o mol vem a ser unidade"²², tal não ocorre; daí que o 3º requisito enunciado por Lee⁴⁷ também não é atendido.

O nome atualmente recomendado para a grandeza medida pelo mol, "quantidade de matéria", explicita por si só que se trata de um atributo físico mensurável afeto à matéria. Conseqüentemente, esperar-se-ia que a unidade mol fosse usada somente para referir-se à matéria; entretanto, tal nem sempre ocorre. Por exemplo, a grandeza "extensão de reação", cujo uso é recomendado pela IUPAC⁵⁴, tem como unidade o mol e se refere a uma reação química como expressa por uma dada equação estequiométrica (daí que se refere a um evento, uma reação química, como formalizado por uma dada equação estequiométrica⁵⁵); portanto, neste caso o mol é usado para quantificar os eventos racionais líquidos, tais como vislumbrados através de uma dada equação estequiométrica. Por outro lado, em Fotoquímica é comum se referir a um mol de fótons, às vezes denominado um *einstein*⁵⁶; considerando-se que massa é um atributo intrínseco da matéria e que fótons têm massa (de repouso) igual a zero⁵⁷, estes estão afetos só à radiação eletromagnética e não à matéria. Portanto, nestes dois casos citados, o mol não se refere à matéria, mostrando outra faceta da grandeza medida pelo mol, ora denominada "quantidade de matéria".

* Estes comentários se aplicam estritamente à grandeza "Extensão de Reação" como definida pela IUPAC^{54,55}, não abrangendo significado mais genérico às vezes a ela atribuído.

UMA PROPOSTA PARA A GRANDEZA DA QUAL O MOL É UNIDADE DE MEDIDA

Qualquer amostra macroscópica (cuja quantidade possa ser determinada usando-se instrumentos comuns de laboratório; por exemplo, uma balança) apresenta três propriedades intrínsecas. Duas delas são comumente citadas: as grandezas massa e volume. Então, qual seria a terceira?

Toda amostra macroscópica — daqui para frente referida simplesmente como amostra — apresenta a seguinte propriedade intrínseca adicional: ser uma coleção extremamente numerosa de entidades elementares, sejam estas átomos (e.g., amostras das substâncias simples neônio, ferro, diamante etc.), moléculas (e.g., amostras das substâncias simples hidrogênio, enxofre etc. ou das substâncias compostas água, etanol etc.) ou fórmulas-unitárias (e.g., cloreto de sódio, latão etc.). Como a qualidade do que é numeroso⁵⁸ ou o estado de ser numeroso⁵⁹ é conhecido como “numerosidade” (“numerosity” ou “numerousness”, na língua inglesa), pode-se afirmar que a 3ª propriedade intrínseca de qualquer amostra de matéria é a sua “numerosidade” em entidades elementares. Portanto, aqui propõe-se que toda amostra de matéria tem três grandezas intrínsecas a elas associadas (versões preliminares desta proposta foram apresentadas anteriormente^{60,61}): massa, numerosidade e volume; o valor das duas primeiras também é intrínseco da amostra, enquanto que o da terceira depende da temperatura da amostra, bem como da pressão.

Aceitando-se que “numerosidade” em entidades elementares seja uma propriedade intrínseca da matéria, qual seria uma unidade de medida desta grandeza, isto é: “uma quantidade padrão arbitrária desta grandeza, a qual serve para expressar diferentes magnitudes suas ou de outras grandezas do mesmo tipo”²⁶? Uma unidade de medida desta grandeza seria o mol, que propõe-se passe a ter a seguinte definição:

“MOL: numerosidade de entidades igual àquela de átomos em 0,012 quilograma de ¹²C”.

Todas as outras observações atualmente feitas como recomendações quanto ao mol^{19,21} continuam válidas para esta definição proposta, com as devidas adaptações.

Cabe destacar agora algumas características inerentes ao proposto. Em primeiro lugar, aceita esta proposta, a expressão “quantidade de matéria” só teria o significado genérico já referido e exemplificado em uso dela feito por Cerqueira Leite⁴⁶. Conseqüentemente, à questão “qual a quantidade de matéria desta amostra de água?” cabem, perfeitamente, três possíveis respostas: o valor de sua massa, ou o de seu volume, ou o de sua numerosidade em entidades especificadas (por exemplo, em moléculas). Em segundo lugar, cabe destacar que a grandeza numerosidade, apesar de intrínseca da matéria, não é exclusiva desta (note que a definição de mol proposta não se atém à matéria). Assim, é perfeitamente correto se mencionar numerosidade como um mol de água (H₂O), três mols de eventos reacionais, 0,5 mols de fótons ou até mesmo, se convier, inúmeros mols de anjos

celestiais. Esta ampla abrangência (poder referir-se a qualquer coisa) põe por terra uma das objeções anteriormente apontadas para o que se propõe atualmente como a grandeza da qual o mol é unidade de medida: esta afeta só à matéria. Em terceiro lugar, a grandeza proposta não é ambígua, pois é distintiva: refere-se ao fato de uma amostra qualquer ser numerosa em entidades (quaisquer coisas). Neste sentido, perguntar qual a numerosidade de uma dada amostra é o mesmo que indagar sobre quão numerosa ela é numa dada entidade.

Comumente, a magnitude de uma grandeza pode ser expressa através de diferentes unidades de medida. Assim ocorre com a massa (quilograma, libra, onça etc.), com o volume (metro cúbico, galão etc.), com o comprimento (metro, jardas etc.), etc.; note-se que as unidades citadas pertencem a diferentes sistemas de unidades²⁰. Entretanto, aceitando-se a grandeza atualmente oficial para o mol, qual seria uma outra unidade de medida para “quantidade de matéria”?

Salvo engano, não há nada além do mol e seus múltiplos. Para a grandeza numerosidade, ao contrário, como usual para outras grandezas, existem diversas unidades possíveis: a dúzia, a grossa, a resma, etc.; de qualquer modo, só o mol seria uma unidade SI (aquela unidade adequada para expressar a magnitude de numerosidades extremamente elevadas, que é o que ocorre com as amostras usuais em ciências, especialmente em Química).

RELAÇÕES ENTRE NUMEROSIDADE E OUTRAS GRANDEZAS

As diferentes grandezas referentes à matéria podem ser agrupadas de acordo com uma visão do mundo que abrange uma perspectiva contínua da matéria e outras descontínua⁶². Massa, volume, densidade e volume específico são exemplos de grandezas abarcadas pela perspectiva contínua, enquanto que numerosidade, massa e volume de uma entidade, número, constante de Avogadro são pela descontínua.

Esta visão contendo perspectivas contínua e descontínua abarca de certo modo as perspectivas macroscópica e microscópica da matéria, respectivamente.

Como ressaltado em seção anterior deste artigo, a uma dada amostra de matéria (suponhamos de uma dada substância) estão associadas intrinsecamente massa (*m*), numerosidade (*n*) e volume (*V*). Como todas elas estão associadas à amostra ao mesmo tempo, se o tamanho (quantidade de matéria, no seu sentido genérico) da amostra for variado, todas variarão proporcionalmente. Isto é, pode-se dizer que: a) a massa da amostra é proporcional ao seu volume; b) a massa da amostra é proporcional à sua numerosidade; c) o volume da amostra é proporcional à sua numerosidade; e vice-versa*. Com isto se quer dizer, por exemplo, que quando o volume da amostra é aumentado ou diminuído, a sua massa aumenta ou diminui proporcionalmente.

A seguir, este raciocínio de proporcionalidade será explorado de modo mais matemático. Para o primeiro caso:

* As análises feitas nesta seção subentendem que a pressão e a temperatura são mantidas constantes.

$$m \propto V \quad (1)$$

A constante de proporcionalidade entre estas duas grandezas da perspectiva contínua é uma outra grandeza, a densidade (ρ), o que leva a

$$m = \rho \times V \quad (2)$$

Daí que a densidade nada mais é que a massa da amostra por unidade de volume. Note-se que a unidade da densidade dependerá das unidades de medida que se escolher para expressar a magnitude das grandezas massa e volume; por outro lado, sua magnitude depende da temperatura já que o volume depende desta. Portanto, a 30°C, tem-se que⁶³:

$$\begin{aligned} \rho(\text{H}_2\text{O}) &= 0,99595 \text{ g/cm}^3 = 995,95 \text{ g/L} = \\ &= 0,99595 \text{ kg/L} = 995,95 \text{ kg/m}^3 \end{aligned}$$

Para o segundo caso, conforme já chamado à atenção recentemente¹⁸, tem-se:

$$m \propto n \quad (3)$$

sendo que a constante de proporcionalidade entre estas duas grandezas, uma contínua e outra descontínua, é uma outra grandeza, a massa molar da substância (M), tendo-se então, que:

$$m = M \times n \quad (4)$$

Portanto, a massa molar é a massa da amostra por unidade de numerosidade. Por outro lado, é uma constante de proporcionalidade que permite a passagem da perspectiva descontínua (n) para a perspectiva contínua (m). Exemplos de valores de massa molar são:

$$\begin{aligned} M(\text{H}_2\text{O}) &= 18,02 \text{ g/mol} = 18,02 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = \\ &= 18,02 \times 10^{-3} \text{ g/mmol} = 18,02 \text{ mg/mmol} \end{aligned}$$

e

$$\begin{aligned} M(\text{C}) &= 12,01 \text{ g/mol} = 12,01 \times 10^{-3} \text{ kg/mol} = \\ &= 12,01 \times 10^{-3} \text{ g/mmol} = 12,01 \text{ mg/mmol} \end{aligned}$$

Para o terceiro caso, também do mesmo modo que já chamado à atenção recentemente¹⁸, tem-se:

$$V \propto n \quad (5)$$

sendo que a constante de proporcionalidade entre estas duas grandezas, uma contínua e outra descontínua, é outra grandeza adicional, o volume molar da substância (V_m), resultando que:

$$V = V_m \times n \quad (6)$$

O volume molar, analogamente à massa molar, é uma constante de proporcionalidade que permite a passagem da pers-

pectiva descontínua (n) para a contínua (V). Seu valor depende da temperatura; por exemplo:

$$V_m(\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 18,06 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

e

$$V_m(\text{H}_2\text{O}, 50^\circ\text{C}) = 18,24 \text{ cm}^3/\text{mol}$$

Como foi ressaltado no início desta seção, as relações de proporcionalidade dadas pelas equações 1,3 e 5 podem ser invertidas. Assim, no 1º caso tem-se que:

$$V \propto m \quad (7)$$

sendo que aí surge uma nova constante de proporcionalidade, o volume específico (ν). Note-se que esta grandeza é, às vezes, definida como “o volume dividido pela massa”⁶⁴; na realidade, assim confunde-se definição com modo de calcular (o mesmo ocorre, às vezes, com a grandeza densidade – vide, e.g., Feltre⁶⁵). O volume específico é o volume da amostra por unidade de massa, como a própria equação 7 indica, tendo-se:

$$V = \nu \times m \quad (8)$$

O volume específico está relacionado à densidade, pois $\nu = 1/\rho$.

Analogamente, invertendo-se a equação 3, obtém-se:

$$n \propto m \quad (9)$$

sendo que, agora, surge uma nova constante de proporcionalidade: “a numerosidade da amostra por unidade de massa”. Seguindo-se aquilo hoje recomendado pela IUPAC⁶⁶, sugere-se que esta nova grandeza seja denominada de “numerosidade específica” e tenha símbolo (arbitrariamente escolhido) “ β ”. Note-se que a numerosidade específica é uma grandeza que permite a passagem da perspectiva contínua (m) para a perspectiva descontínua (n), que é um processo usual no dia-a-dia: mede-se massa e, então, calcula-se a numerosidade correspondente. Naturalmente que $\beta = 1/M$. Portanto, aceitando-se o proposto, tem-se que:

$$n = \beta \times m \quad (10)$$

Alguns exemplos de valores de β , específicos para cada substância são:

γ

$$\begin{aligned} \beta(\text{H}_2\text{O}) &= 55,49 \times 10^{-3} \text{ mol/g} = 55,49 \text{ mol/kg} = \\ &= 55,49 \text{ mmol/g} = 55,49 \times 10^{-3} \text{ mmol/mg} \end{aligned}$$

e

$$\begin{aligned} \beta(\text{C}) &= 83,26 \times 10^{-3} \text{ mol/g} = 83,26 \text{ mol/kg} = \\ &= 83,26 \text{ mmol/g} = 83,26 \times 10^{-3} \text{ mmol/mg} \end{aligned}$$

Se a equação 5 é invertida, tem-se que:

$$n \propto V \quad (11)$$

sendo que, outra vez, surge uma nova constante de proporcionalidade: “a numerosidade da amostra por unidade de volume”. Sugere-se que esta nova constante de proporcionalidade seja denominada de “densidade em numerosidade” e tenha símbolo ρ_n (para isto, a constante de proporcionalidade da equação 2 deve ser denominada de “densidade em massa”, com símbolo ρ_m). Novamente, tem-se uma constante de proporcionalidade que permite a passagem da perspectiva contínua (V) para a descontínua (n), o que, como já ressaltado, é algo que usualmente se pode fazer no dia-a-dia: mede-se volume e, então, calcula-se a numerosidade correspondente. Cabe destacar ainda que $\rho_n = 1/V_m$. Assim, tem-se que:

$$n = \rho_n \times V \quad (12)$$

e a equação 6 seria reescrita como:

$$m = \rho_m \times V \quad (6')$$

Exemplos de valores de ρ_n são:

$$\rho_n (\text{H}_2\text{O}, 20^\circ\text{C}) = 55,37 \text{ mmol/cm}^3 = 55,37 \text{ mol/L}$$

e

$$\rho_n (\text{H}_2\text{O}, 50^\circ\text{C}) = 54,82 \text{ mmol/cm}^3 = 54,82 \text{ mol/L}$$

Adicionalmente, dentro da perspectiva descontínua da matéria, tem-se que o número de entidades (N) é proporcional à numerosidade e vice-versa. Assim, conforme já chamado à atenção recentemente¹⁸, tem-se que:

$$N \propto n \quad (13)$$

sendo que a constante de proporcionalidade, o número de entidades por unidade de numerosidade, é a conhecida constante de Avogadro (N_A ou L), tendo-se:

$$N = N_A \times n \quad (14)$$

O valor de N_A recentemente recomendado pelo Comitê sobre Dados para Ciência e Tecnologia – CODATA do Conselho Internacional de Uniões Científicas, através de seu Grupo Tarefa sobre Constantes Fundamentais, é⁶⁷:

$$N_A = 6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1} = 6,02214 \times 10^{26} \text{ kmol}^{-1}$$

Invertendo-se esta última relação de proporcionalidade, tem-se que:

$$n \propto N \quad (15)$$

sendo que, outra vez, surge uma constante de proporcionalidade pouco usada: “a numerosidade por unidade de núme-

ro”, isto é, a numerosidade representada por uma entidade da amostra; daí que se sugere que esta constante seja denominada simplesmente de “numerosidade por entidade” ou “numerosidade unitária” e seja representada por n_e . Cabe destacar que $n_e = 1/N_A$. Assim:

$$n = n_e \times N \quad (16)$$

sendo que:

$$n_e = 1,66054 \times 10^{-24} \text{ mol}$$

que, usando-se o menor dos submúltiplos correspondentes a prefixos SI^{19,20}, pode ser escrito como:

$$n_e = 1,66054 \times 10^{-6} \text{ amol}$$

Cabe aqui destacar que, pelo exposto, na realidade pode-se concluir que existem quatro grandezas intrínsecas a uma amostra macroscópica de matéria: massa, volume, numerosidade e número. As relações entre as duas últimas já foram discutidas; resta discutir aquela entre a última grandeza e as duas primeiras.

Analogamente ao já exposto, para as relações proporcionais entre N e m e entre N e V tem-se que:

$$m = m_e \times N \quad (17)$$

$$V = V_e \times N \quad (18)$$

$$N = \rho_N \times V \quad (19)$$

$$N = \beta_N \times m \quad (20)$$

sendo que: a) m_e é a massa por entidade da amostra ou a “massa unitária”; b) V_e é o volume ocupado por cada entidade da amostra ou o “volume unitário” (note-se que não pode ser, simplesmente, o volume da entidade, pois numa amostra macroscópica sempre há espaços vazios); c) ρ_N , analogamente ao já proposto para ρ_n , é a “densidade em número”, e, d) β_N seguindo-se aquilo proposto para β , é o “número específico” da amostra. Coerentemente com o proposto no ítem d, o símbolo para a numerosidade específica deveria passar a ser “ β_n ”. Assim, tem-se que:

$$n = \beta_n \times m \quad (10')$$

A Tabela 1 apresenta todas as grandezas abordadas nas equações acima, separadas dentro das perspectivas contínua, descontínua e intermediária. Entende-se como intermediárias aquelas constantes de proporcionalidade que entremeam a passagem entre as perspectivas contínua e descontínua, e vice-versa. Cabe aqui ressaltar que as grandezas m , V , n e N são extensivas, isto é, dependem da quantidade de matéria presente. Já as outras grandezas (todas elas constantes de proporcionalidade) são intensivas, pois independem da quantidade de matéria presente. A Tabela 2 contém uma listagem das equações acima apresentadas, classificadas de acordo com os tipos de grandezas envolvidas nas relações

Tabela 1. Grandezas mais comuns afetadas à matéria classificadas dentro de perspectivas contínua, descontínua e intermediária.

Perspectiva Contínua		Perspectiva Intermediária		Perspectiva Descontínua	
grandezas	símbolo	grandezas	símbolo	grandezas	símbolo
• massa	m	• massa molar	M	• numerosidade	n
• volume	V	• massa unitária	m_e	• número	N
• densidade em massa	ρ_m	• volume molar	V_m	• constante de Avogadro	N_A
• volume específico	v	• volume unitário	V_e	• numerosidade unitária	n_e
		• numerosidade específica	β_n		
		• densidade em numerosidade	ρ_n		
		• número específico	β_N		
		• densidade em número	ρ_N		

Tabela 2. Relações entre algumas grandezas extensivas mais comuns afetadas à matéria.

Relações entre grandezas contínuas	Relações de intermediação	Relações entre grandezas descontínuas
• $m = \rho_m \times V$ • $V = v \times m$	• $m = M \times n$ • $n = \beta_n \times m$ • $V = V_m \times n$ • $n = \rho_n \times V$ • $m = m_e \times N$ • $N = \beta_N \times m$ • $V = V_e \times N$ • $N = \rho_N \times V$	• $N = N_A \times n$ • $n = n_e \times N$

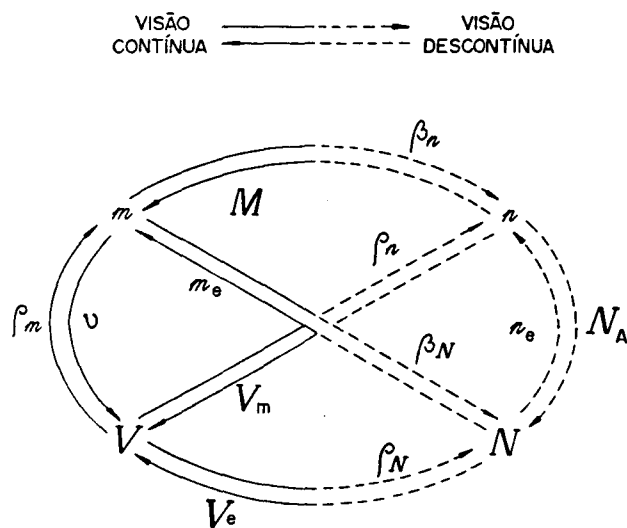


Figura 1. Representação das transformações entremeadas pelas diferentes constantes de proporcionalidade entre as grandezas extensivas massa, volume, numerosidade e número (vide texto).

de proporcionalidade: a) relação entre grandezas contínuas; b) relação entre grandezas descontínuas, e c) relação entre grandezas das duas perspectivas (relações de intermediação).

Na Figura 1 procura-se mostrar de modo mais icástico as transformações que cada constante de proporcionalidade entremeia. Assim, por exemplo, o volume específico (v)

permite transformar o valor da massa (m) da amostra no valor do seu volume (V); a constante de Avogadro (N_A) permite transformar o valor da numerosidade (n) da amostra no seu número de entidades (N); a densidade em numerosidade (ρ_n) permite transformar o valor do volume da amostra (V) no valor da sua numerosidade (n); etc. Nesta figura fica claro quais são as constantes que entremeam as duas perspectivas e quais são internas a cada uma delas.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

A proposta aqui relatada para a grandeza cuja unidade SI é o mol faz com que se passe a entender distintivamente o que esta unidade mede: o mol passa a ser uma quantidade padrão, arbitrária (apesar de sua genealogia histórica) de numerosidade, podendo ser utilizado para quantificar, para diferentes amostras, a qualidade de serem numerosas. Conseqüentemente, fica claro que, na realidade, não se trata do “conceito de mol” mas sim do “conceito de numerosidade”, já que o mol nada mais é que uma dada magnitude de massa. Por outro lado, o mol passa a ser, efetivamente, uma espécie de “dúzia do químico”³⁵, já que é uma unidade de numerosidade entre outras como a própria dúzia, a grossa, a resma, etc.; o que distingue o mol das outras unidades de numerosidade é que: a) só o mol é uma unidade SI; b) o mol é uma unidade muito grande de numerosidade, enquanto que as outras são pequenas (por exemplo, o mol não é a unidade de numerosidade adequada para quantificar a numerosidade de uma caixa de laranjas, assim como a dúzia não é adequada para quantificar a numerosidade de uma amostra de uma substância qualquer).

Cabe destacar que a definição aqui proposta para o mol é análoga àquela do quilograma, isto é:

“MOL: numerosidade de entidades igual àquela de átomos em 0,012 kg de ^{12}C ”.

“QUILOGRAMA: massa igual àquela do protótipo internacional do quilograma”.

Note-se que, na definição do mol, faz-se referência a entidades (quaisquer!) e a átomos (as entidades na amostra de 0,012 kg de ^{12}C cuja numerosidade é arbitrariamente denominada mol).

Quanto à definição ora proposta para mol, poder-se-ia perguntar: por que não se define o mol diretamente como sendo uma numerosidade igual ao número de Avogadro? Opta-se por não fazê-lo porque este número não é conhecido exatamente; atualmente seu valor recomendado⁶⁷ tem uma incerteza de 0,59 ppm. No futuro, quando esta incerteza cair para valores da ordem de 1 ppb (da ordem daquela associada à massa do protótipo internacional do quilograma), muito provavelmente o número de Avogadro terá um valor por definição e o quilograma será definido em função deste e da unidade (unificada) de massa atômica, deixando-se de lado o protótipo internacional do quilograma^{52,68,69} (algo semelhante já ocorreu com o metro, após se passar a ter um valor definido da velocidade da luz⁷⁰; tal fato demonstra a enorme interdependência entre unidades de medida e constantes fundamentais⁷¹). Quando o número de Avogadro passar a ter um valor por definição, então a numerosidade correspondente ao mol deverá ser definida como igual àquela expressa pelo número de Avogadro*.

Um aspecto importante, do ponto de vista prático, é que inexistem aparelhos comuns de laboratório que permitam a determinação direta da numerosidade de uma amostra, ao contrário do que ocorre com a massa e o volume. Conseqüentemente, as equações 10' e 12 são muito importantes, no dia-a-dia, sempre que se desejar determinar a numerosidade de uma amostra. Daí a importância prático-conceitual das grandezas "numerosidade específica" – β_n e "densidade em numerosidade" – ρ_n . Do ponto de vista físico, parece que algumas destas "novas" grandezas ressaltadas neste artigo auxiliam uma visualização de quantidades de diferentes substâncias. Isto é ilustrado através da Tabela 3, para as substâncias simples alumínio, chumbo e ferro.

Por exemplo, vê-se nesta tabela que a densidade em massa (ρ_m) do chumbo é mais de quatro vezes maior que a do alumínio; entretanto, a densidade em numerosidade (ρ_n) é quase 50% inferior. Em outras palavras, o alumínio ocupa um maior volume por unidade de massa (volume específico – v) que o chumbo; além disso a sua numerosidade específica é quase oito vezes aquela do chumbo. Por outro lado, $\rho_m(\text{Fe}) > \rho_m(\text{Al})$ e, do mesmo modo, $\rho_n(\text{Fe}) > \rho_n(\text{Al})$. Na realidade,

Tabela 3. Valores de algumas grandezas para as substâncias simples alumínio, chumbo e ferro⁷².

Grandeza	Al	Pb	Fe
$\rho_m/(\text{g cm}^{-3})^*$	2,697	11,34	7,868
$v/(\text{cm}^3 \text{g}^{-1})$	0,3708	0,0882	0,1271
$M/(\text{g mol}^{-1})$	26,982	207,2	55,847
$\beta_n/(\text{mmol g}^{-1})$	37,062	4,826	17,906
$V_m/(\text{cm}^3 \text{mol}^{-1})^*$	10,00	18,27	7,098
$\rho_n/(\text{mmol cm}^{-3})^*$	99,96	54,73	140,9
$\beta_N/(10^{22} \text{g}^{-1})$	2,2319	0,2906	1,0783
$m_e/(10^{-25} \text{g})$	4,4805	34,41	9,2736

* a 20°C

* Neste caso, a definição de quilograma poderá passar a ser algo assim: "massa de 1/0,012 mols de ¹²C"; e a do mol: "numerosidade do número de Avogadro de entidades".

$$\rho_n(\text{A}) > \rho_n(\text{B}) \text{ quando } \rho_m(\text{A}) < \rho_m(\text{B})$$

só se $\rho_m(\text{B})/\rho_m(\text{A}) > M(\text{B})/M(\text{A})$. Tudo indica que estas grandezas pouco usuais podem elucidar, comparativamente, o que "significam" porções iguais (em massa ou em volume ou em numerosidade ou em número) de diferentes substâncias.

Das doze constantes de proporcionalidade (grandezas intensivas) listadas na Tabela 1, dez delas são específicas para cada substância; as outras duas, N_A e n_e , são constantes físicas fundamentais.

Uma vez que um mol passe a ser unidade de numerosidade ("mol: numerosidade de entidades igual àquela de átomos em 0,012 kg de ¹²C") não há necessidade de se definir o que significa 1 mol de diferentes tipos de substâncias, como ocorre atualmente⁴¹⁻⁴³; isto porque numerosidade é um conceito distintivo.

Note-se que, analogamente, os livros didáticos não contêm frases definindo o que significa 1 quilograma ou 1 dm³ de diferentes tipos de substância. Quando se utilizar o mol, bastará que se especifique que tipo de entidade elementar está tendo sua numerosidade especificada, como, aliás, recomenda o SI.

Cabe destacar, ainda, uma citação contida no dicionário "Webster", quando define o verbete numerosidade: "as primeiras escalas de medida eram escalas de numerosidade – escalas para a contagem de pepitas ou gados ou guerreiros – S.S. Ste – vens"⁵⁹. No contexto exposto neste artigo, o final desta citação poderia ser assim: "... – escalas para expressar a numerosidade de quantidades de pepitas ou de gado ou de guerreiros".

Cabe ressaltar que tudo aquilo aqui proposto, bem como as relações exploradas, pressupõem o cálculo de grandezas¹³⁻¹⁸.

Isto é, as colocações foram feitas de modo a atender os requisitos do cálculo de grandeza, o que também está inerente ao trabalho relatado por Lybeck et al³.

No contexto do proposto neste artigo, cabe ainda indagar: "afinal o mol é ou não é um número?"⁷³ O mol é uma numerosidade arbitrariamente definida, uma unidade de medida que permite que numerosidades quaisquer, ou grandezas do mesmo tipo, sejam quantificadas. Entretanto, como foi discutido, a numerosidade de uma amostra numa dada entidade elementar é diretamente proporcional ao número destas entidades e vice-versa; conseqüentemente, um mol de entidades – um valor arbitrário de numerosidade – corresponde a um número de entidades (o número de Avogadro), mas não é um número, é o nome especial dado à numerosidade correspondente ao número de Avogadro. Do mesmo modo, a numerosidade é proporcional à massa e ao volume, e vice-versa. Assim, deve-se dizer que, por exemplo (vide Tabela 3):

- 1 kg de alumínio ocupa, a 20°C, 370,8 cm³;
- 1 kg de alumínio contém 2,2319 x 10²⁵ átomos;
- 1 kg de alumínio contém 37,062 mol de átomos.

Do mesmo modo:

- 1 dm³ de alumínio, a 20°C, pesa 2,697 kg;
- 1 dm³ de alumínio, a 20°C, contém 99,96 mol de átomos;
- 1 dm³ de alumínio, a 20°C, contém 6,020 x 10²⁵ átomos.

Analogamente:

- 10²⁴ átomos de alumínio pesam 44,805 g;
- 10²⁴ átomos de alumínio ocupam, a 20°C, 16,61 cm³;
- 10²⁴ átomos de alumínio correspondem a 1,66054 mol de átomos.

Conseqüentemente, no caso da unidade de numerosidade de "mol", tem-se que:

- 1 mol de átomos de alumínio ocupa, a 20°C, 10,00 cm³;
- 1 mol de átomos de alumínio pesa 26,982 g;
- 1 mol de átomos de alumínio corresponde a 6,02214 x 10²³ átomos.

Procedendo-se deste modo (note-se que o verbo ser, deliberadamente, não foi usado), cada uma das diferentes grandezas, quantificadas através de suas unidades específicas, preserva perfeitamente sua própria distinção e fica claro que o mol não é um número como vem sendo bastante difundido⁷⁴.

Finalmente, cabe ressaltar que, conforme proposto por Guggenheim⁷⁵ e, posteriormente, por McGlashan⁷⁶, a unidade mol é perfeitamente dispensável, desde que se passe a utilizar somente grandezas "moleculares" em vez de grandezas molares. Isto é, os valores das grandezas passem a ser expressos para cada entidade, ou seja, unitariamente. A proposta de Guggenheim⁷⁵ e de McGlashan⁷⁶ não recebeu qualquer atenção, principalmente devido à inconveniência de se trabalhar diretamente só com grandezas "moleculares". Assim, pode-se afirmar que o conceito de numerosidade, é extremamente conveniente de ser usado para se referir a porções de matéria (ou de outras coisas) com as magnitudes usuais no dia-a-dia das ciências exatas. Quiçás, para os alunos, a introdução do conceito de numerosidade, juntamente com o de massa e volume, leve a uma melhor compreensão do caráter descontínuo da matéria do que aquela atualmente detetada⁷⁷.

AGRADECIMENTOS

Ao Dr. Roberto Ribeiro da Silva agradecimentos especiais pela paciência que teve para tantas discussões sobre o conceito de numerosidade nestes três anos, bem como pela leitura crítica deste manuscrito; em todas essas ocasiões, valiosos foram os seus comentários.

REFERÊNCIAS BIBLIOGRÁFICAS

¹ Dierks, W.; *Eur. J. Sci. Educ.* (1981) 3, 145.

- ² Rocha-Filho, R.C.; *Ci e Cult.* (1986) 38, 1061; 1576.
- ³ Lybeck, L.; Strömdahl, H.; Tullberg, A.; "Student's conceptions of amount of substance and its SI unit 1 mole - A subject didactic study". In: Anais de The Nordic Conference on Science and Technology Education: the Challenge of the Future; Karlslunde Strande-Dinamarca (1985) p. 163-250.
- ⁴ Gorin, G.; *J. Chem. Educ.* (1983) 60, 782.
- ⁵ Arrhenius, S.; "Textbook of Electrochemistry"; trad. de J. McCrae; Longmans; N. York (1902) p. 09.
- ⁶ Blanchard, A.A.; Wade, F.B.; "Foundations of Chemistry"; American Book Co.; N. York (1914) p. 150.
- ⁷ *Ibid.*, p. 151
- ⁸ Décourt, P.; "Química (Química Geral) - 1º Livro do Ciclo Colegial", 4ª ed.; Melhoramentos; S. Paulo (1950) p. 22.
- ⁹ Hodgman, C.D.; Weast, R.C.; Wallace, C.W. (Eds.); "Handbook of Chemistry and Physics", 35ª ed.; Chemical Rubber Publ. Co. (1953) p. 2820.
- ¹⁰ Gary, J.H.; "Stoichiometry". In: Chohey, N.P.; Hicks, T.G. (Eds.); "Handbook of Chemical Engineering Calculations"; McGraw-Hill; N. Iorque (1984) p. 2-3 a 2-5.
- ¹¹ Kieffer, W.F.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 51.
- ¹² Guggenheim, E.A.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 86.
- ¹³ Guggenheim, E.A.; *J. Chem. Educ.* (1958) 35, 606.
- ¹⁴ Copley, G.N.; *J. Chem. Educ.* (1958) 35, 366.
- ¹⁵ Copley, G.N.; *Nature* (1960) 188, 254.
- ¹⁶ Copley, G.N.; *Sch. Sc. Rev.* (1960) 41, 331.
- ¹⁷ Copley, G.N.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 551.
- ¹⁸ Rocha-Filho, R.C.; *Ci. e Cult.* (1987) 39, 768.
- ¹⁹ INMETRO; "SI Sistema Internacional de Unidades", 3ª ed.; Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial; Duque de Caxias - RJ (1984).
- ²⁰ Rocha-Filho, R.C.; "Grandezas e Unidades de Medida: O Sistema Internacional de Unidades"; Ática; São Paulo (1988).
- ²¹ INMETRO; "Regulamentação Metroológica e Quadro Geral de Unidades de Medida", 3ª ed.; Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial; Xerém - RJ (1985).
- ²² Ref. 19, p. 18.
- ²³ Treptow, R.S.; *J. Chem. Educ.* (1986) 63, 103.
- ²⁴ Tomy, A. de; *Química Nova* (1986) 9, 68.
- ²⁵ Tomy, A. de; *Química Nova* (1987) 10, 38.
- ²⁶ Rocha-Filho; R.C.; Silva, R.R. da; *Química Nova* (1987) 10, 38.
- ²⁷ Vichi, E.J.; Chagas, A.P.; Gushiken, Y.; *Química Nova* (1987) 10, 39.
- ²⁸ Jardim, M.E.; Pereira, M.P.; "Terminologia, Símbolos e Unidades para Grandezas Físico-Químicas: Sistema Internacional de Unidades"; Soc. Portuguesa de Química/Escolar Editora; Lisboa (1985).
- ²⁹ Chagas, A.P.; comunicação particular.
- ³⁰ Chemical Bond Approach Commtee; "Química-Parte I"; trad. de E. Giesbrecht et al., Ed. Universidade de Brasília; Brasília (1964) p. 64 (edição preliminar).
- ³¹ Barthelmes, A.; "Iniciação à Química"; Ed. do autor; Curitiba (1966) p. 121.

- ³² Choppin, G.R.; Jaffe, B.; Summerlin, L.; Jackson, L.; "Chemistry"; Silver Burdett; Morristown-NJ (1970) p. 67.
- ³³ Carvalho, G.C. de; "Química Moderna", 10^o vol.; distr. Livraria Nobel; São Paulo (1970) p. 86.
- ³⁴ Feltre, R.; Yoshinaga, S.; "Química Geral"; ed. dos autores; São Paulo (1969) p. 421.
- ³⁵ Kolb, D.; *J. Chem. Educ.* (1978) 55, 728.
- ³⁶ Amaral, L. do; "Estudos de Química. Vol. 1. Química Geral"; Moderna; São Paulo (1977) p. 32-33.
- ³⁷ Politi, E.; "Química", 3^a ed.; Moderna; São Paulo (1982) p. 66-67.
- ³⁸ Novais, V.L.D. de; "Química Geral", 3^a ed.; Atual; São Paulo (1983) p. 277.
- ³⁹ *Ibid.*, p. 281.
- ⁴⁰ Ebbing, D.D.; "General Chemistry"; Houghton Mifflin; Boston (1984) p. 56.
- ⁴¹ Bucat, R.B.; Cole, A.R.H.; Livro de Resumos de "The Eighth International Conference on Chemical Education"; IUPAC/Chemical Society of Japan; Tokyo (1985) p. 30.
- ⁴² Bucat, R.B. (Ed.); "Elements of Chemistry: Earth, Air, Fire & Water"; Australian Academy of Science; Canberra (1983) p. 141.
- ⁴³ *Ibid.*, p. 144.
- ⁴⁴ *Ibid.*, p. 146.
- ⁴⁵ Gorin, G.; *J. Chem. Educ.* (1982) 59, 508.
- ⁴⁶ Cerqueira Leite, R.C. de; *Folha de S. Paulo*, 15/08/87, p. A-14.
- ⁴⁷ Lee, S.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 549.
- ⁴⁸ Bieber, T.I.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 554.
- ⁴⁹ Cohen, I.; *J. Chem. Educ.* (1961) 38, 554.
- ⁵⁰ Kell, G.S.; *Nature* (1977) 267, 665.
- ⁵¹ Forber, R.G.; *Phys. Educ.* (1978) 13, 269.
- ⁵² Freeman, R.D.; comunicação pessoal.
- ⁵³ Goris, G.; comunicação pessoal.
- ⁵⁴ Whiffen, D.H.; "IUPAC Manual of Symbols and Terminology for Physicochemical Quantities and Units"; Pergamon; Oxford (1979) p. 11.
- ⁵⁵ Laidler, K.J.; Meiser, J.H.; "Physical Chemistry"; Benjamin/Cummings; Menlo Park (1982) p. 56-57.
- ⁵⁶ Kieffer, W.F.; "The Mole Concept in Chemistry"; Reinhold; N. York (1963) p. 12 (também referência 55., p. 419).
- ⁵⁷ Atkins, P.W.; "Molecular Quantum Mechanics"; Oxford University; Oxford (1983) p. 12.
- ⁵⁸ Ferreira, A.B. de H. (Ed.); "Novo Dicionário da Língua Portuguesa"; Nova Fronteira; Rio de Janeiro (1985) p. 983.
- ⁵⁹ "Webster's Third New International Dictionary"; Encyclopaedia Britannica; Chicago (1966) Vol II; p. 1550.
- ⁶⁰ Rocha-Filho, R.C.; Livro de Resumos de "The Eighth International Conference on Chemical Education"; IUPAC/Chemical Society of Japan; Tokyo (1985) p. 167.
- ⁶¹ Rocha-Filho, R.C.; Livro de Resumos de "9th Biennial Conference on Chemical Education"; American Chemical Society; Bozeman - MT (1986) PO-13.
- ⁶² Ref. 3, p. 231.
- ⁶³ Weast, R.C. (Ed.); "Handbook of Chemistry and Physics", 57^a ed.; CRC Press; Cleveland-OH (1976) p. F-5.
- ⁶⁴ Ref. 54, p. 6.
- ⁶⁵ Feltre, R.; "Química: Química Geral", 2^a ed.; Moderna; São Paulo (1983) Vol. 1, p. 27.
- ⁶⁶ Ref. 54, p. 5-6.
- ⁶⁷ Cohen, E.R.; Taylor, B.N.; *CODATA Bulletin n^o 63*; Pergamon; Oxford (1986).
- ⁶⁸ Deslattes, R.D.; Henins, A.; Bowman, H.A.; Schoonover, R.M.; Carrol, C.L.; Barnes, I.L.; Machlan, L.A.; Moore, L.J.; Shields, W.R.; *Phys. Rev. Lett.* (1974) 33, 463.
- ⁶⁹ Robinson, A.L.; *Science* (1974) 185, 1037.
- ⁷⁰ Petley, B.W.; *Nature* (1983) 303, 373.
- ⁷¹ Petley, B.W.; *Phys. Educ.* (1977) 12, 289.
- ⁷² Ref. 63, p. B-7, B-27 e B-29.
- ⁷³ Herron, J.D.; *J. Chem. Educ.* (1975) 52, 726.
- ⁷⁴ Bogner, D. (Ed.); *J. Chem. Educ.* (1987) 64, 956.
- ⁷⁵ Guggenheim, E.A.; *J. Chem. Educ.* (1966) 43, 250.
- ⁷⁶ McGlashan, M.L.; *Phys. Educ.* (1977) 12, 276.
- ⁷⁷ Gabel, D.L.; Samuel, K.v.; Hunn, D.; *J. Chem. Educ.* (1987) 64, 695.

NOTA TÉCNICA

DISPOSITIVO SIMPLES PARA PROTEÇÃO DE SISTEMAS DE VÁCUO

G.G.B. de Souza e F.C. Pontes

Departamento de Físico-Química, Instituto de Química da UFRJ
Cidade Universitária; 21910 - Rio de Janeiro (RJ).

Recebido em 27/4/88

RESUMO

Apresenta-se um dispositivo simples e eficiente, o qual

desliga automaticamente uma série de equipamentos eletrônicos nos casos de falta de água de refrigeração e/ou aumento de pressão em uma câmara de vácuo. Impede