

Romeu C. Rocha-Filho

Departamento de Química, Universidade Federal de São Carlos - S. Paulo - SP

Roberto R. da Silva

Departamento de Química, Universidade de Brasília - Brasília - DF

Recibo em 7/6/91; cópia revisada em 13/8/91

The redefinition of the meaning of the word *mole*, followed by its introduction in 1971 as the SI base unit of the quantity *amount of substance*, has led to changes in the nomenclature of several quantities, most of them still not incorporated in the day-to-day of teaching and research in Brazil. Aiming at changing this situation, a review of these changes is carried out by analyzing the proportionality relationships between the quantities that describe a sample of a substance and by comparing obsolete terminology with the recommended one. The usage of *quantity calculus* is also emphasized.

Keywords: nomenclature of physico-chemical quantities, quantity calculus, amount of substance/mole

INTRODUÇÃO

Já há diversos anos que o significado da palavra mol deixou de ser "massa atômica ou molecular expressa em grammas". Entretanto, ainda hoje é bastante comum se definir e usar a expressão mol neste sentido obsoleto. A definição atual para mol é muito diferente dessa, deixando claro que mol não tem nada a ver com a grandeza massa, sendo uma *unidade de medida* da grandeza *quantidade de matéria*¹.

Esta mudança no significado da expressão mol levou a algumas mudanças de nomenclatura, conforme apontado anteriormente². Considerando que a maioria absoluta dos livros didáticos disponíveis no Brasil ainda não incorpora esta nomenclatura atualizada, este artigo³ tem como objetivo mostrar, principalmente aos professores de Química, como passar da nomenclatura obsoleta para aquela atualmente recomendada; ao mesmo tempo ilustrar-se-á o que se entende por massa nuclear, massa atômica, massa molecular e massa molar, bem como exemplificar-se-á a realização de cálculos operando corretamente com grandezas, isto é, atendo-se ao requerido pelo *cálculo de grandezas* ou *álgebra de grandezas*.

GRANDEZAS E UNIDADES DE MEDIDA³

O conceito de grandeza está relacionado às coisas do universo físico, daí que, muitas vezes, se utiliza a expressão *grandeza física*. Uma grandeza é um atributo qualquer, mensurável de uma coisa do universo físico.

Qualquer medida do valor de uma grandeza consiste sempre numa comparação da magnitude da grandeza com uma usada como *unidade de medida*. A magnitude da grandeza usada como unidade de medida é completamente arbitrária, como pode ser visto na história da humanidade. Existe um número enorme de diferentes (e arbitrárias!) unidades de medida, particularmente para as grandezas comprimento, área, volume e massa. Felizmente, hoje, esta diversidade de unidades foi bastante restringida, especialmente após o *Sistema Internacional de Unidades - SI* ter sido adotado oficialmente

pela maioria das nações para transações no dia-a-dia (exceto Estados Unidos da América, Libéria e Iêmen do Sul)⁴. Uma unidade de medida de uma dada grandeza é uma quantidade padrão arbitrária desta grandeza, servindo para expressar diferentes magnitudes suas ou de outras grandezas do mesmo tipo.

A medida da distância entre dois pontos quaisquer, por exemplo, envolve a comparação deste comprimento com aquele de um corpo usado como unidade de medida (por exemplo, uma barra métrica); quando uma amostra qualquer é pesada, por exemplo, uma barra de ferro, determina-se quantas vezes a sua massa é maior ou menor que aquela de outro corpo - uma determinada unidade de massa, por exemplo o quilograma. O valor (magnitude) de uma grandeza é, portanto, igual ao produto de um valor numérico e uma unidade de medida, isto é:

$$\text{grandeza} = \text{valor numérico} \times \text{unidade de medida} \quad (1)$$

Assim, se a dada barra de ferro tem uma massa de 7,6 quilogramas, ela contém uma massa igual a 7,6 vezes a massa da unidade quilograma; isto é, de acordo com a expressão 1 acima:

$$m = 7,6 \text{ kg}$$

Deve ser lembrado, estão, que jamais a magnitude de uma grandeza pode ser representada simplesmente por um número puro, isto é, um número desacompanhado de uma unidade apropriada (a menos que a grandeza seja adimensional). Esta é uma regra fundamental do *cálculo de grandezas*, a qual, se observada, evita que erros dimensionais sejam cometidos ao se calcular o valor de uma grandeza a partir dos valores de outras grandezas.

QUANTIDADE DE MATÉRIA E SUA UNIDADE, O MOL

A introdução da grandeza *quantidade de matéria* e concomitante redefinição do mol como unidade de medida desta grandeza ocorreu na mesma época em que houve unificação das escalas de massas atômicas usadas por físicos e químicos⁵. Assim, a definição atual do mol foi proposta, após adoção do nuclide carbono 12 como padrão de massa atômica - a partir de 1º de janeiro de 1962, pelas União Internacional

¹ Versão atualizada e ampliada de texto publicado em: H. Hino & R. T. Hanazaki (Cord.) - *Ensino de Química: dos Fundamentos à Prática*. São Paulo, Secretaria de Estado da Educação - Coordenadoria de Estudos e Normas Pedagógicas, 1988. v. 1.

de Química Pura e Aplicada (IUPAC), União Internacional de Física Pura e Aplicada (IUPAP) e Organização Internacional para Padronização (ISO), e ratificação pela 14ª Conferência Geral de Pesos e Medidas (1971 - Resolução 3) como uma unidade SI de base para a grandeza quantidade de matéria^b: "o mol é a quantidade de matéria de um sistema que contém tantas entidades elementares quantos são os átomos contidos em 0,012 kg de carbono 12". Quando se utiliza a unidade mol, as entidades elementares devem ser especificadas, podendo ser átomos, moléculas, elétrons, outras partículas ou agrupamentos especificados de tais partículas^{8,9}. É interessante ressaltar ainda que, nesta definição, subentende-se que os átomos de carbono estão livres (não-ligados), em repouso e no estado fundamental.

A adoção da unidade unificada de massa atômica (símbolo u) como sendo exatamente igual a 1/12 da massa do nuclídeo carbono 12, juntamente com a definição do mol relacionada a 12 gramas do nuclídeo carbono 12 (massa esta que contém um número de átomos conhecido como número de Avogadro - N_0), permite estabelecer a seguinte relação entre as unidades de massa grama (usada para expressar a massa de amostras que contém números inimaginavelmente grandes de átomos) e unidade (unificada) de massa atômica (usada para expressar a massa de amostras que contém poucos átomos, senão um só - vide abaixo):

$$1g = \cdot N_0 u \text{ ou } 1u = 1g/N_0 \quad (2)$$

RELAÇÕES ENTRE GRANDEZAS AFETAS A UMA AMOSTRA MACROSCÓPICA

As grandezas massa (símbolo m) e volume (símbolo v) são comumente reconhecidas como propriedades intrínsecas de uma porção qualquer de matéria (tanto que matéria é usualmente definida como tudo aquilo que tem massa e ocupa espaço). O número de entidades (símbolo N) numa amostra de matéria é outra de suas propriedades intrínsecas (estas entidades podem ser átomos, moléculas, fórmulas-unitárias, ou qualquer possível combinação destas três). Uma quarta propriedade intrínseca de amostras de matéria é **quantidade de matéria**, já que a definição de sua unidade SI, o mol, está diretamente baseada num número específico de entidades, o *número de Avogadro*. Portanto, pelo menos quatro grandezas podem ser associadas a uma amostra de uma substância: uma massa m (unidade g, por exemplo), um volume V (unidade cm^3 , por exemplo), uma quantidade de matéria n (unidade mol, por exemplo) e um número de entidades N (sem unidade, adimensional). Note-se que todas estas grandezas são extensivas, isto é, suas magnitudes dependem diretamente do tamanho da amostra. Por outro lado, como estas grandezas são intrínsecas à amostra, elas são todas diretamente proporcionais umas às outras. As relações de proporcionalidade resultantes¹⁰ envolvem constantes de proporcionalidade particulares, como requerido pelo cálculo de grandezas. Cada uma destas constantes de proporcionalidade, é, por sua vez, uma propriedade intensiva da amostra, isto é, sua magnitude é independente do tamanho da amostra.

A relação de proporcionalidade entre o número de entidades numa amostra de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é usualmente expres-

sa como:

$$N \propto n$$

A constante de proporcionalidade entre N e n , sempre a mesma, qualquer que seja a substância, tem símbolo N_A e é uma nova grandeza denominada de **constante de Avogadro**, cuja magnitude é $6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$, isto é, o produto de um número puro ($6,022 \times 10^{23}$) por uma unidade de medida (mol^{-1}). Assim, tem-se sempre que:

$$N = N_A \times n \quad (3)$$

Esta relação permite que se calcule o número de entidades em uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa. Aqui cabe ressaltar que a constante de Avogadro e o número de Avogadro são grandezas distintas, embora relacionadas:

$$N_A = N_0 \text{ mol}^{-1} \quad (4)$$

ou seja, N_0 nada mais é que o número de átomos em 12g de carbono 12 e N_A é a constante de proporcionalidade que intermedia a relação entre o número de entidades em uma amostra e a sua quantidade de matéria, sendo que não se deve confundir uma grandeza com a outra.

A relação de proporcionalidade entre a massa de uma amostra de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é usualmente expressa como:

$$m \propto n$$

A constante de proporcionalidade entre m e n , cujo valor é característico da substância, tem símbolo M e é uma nova grandeza denominada de **massa molar**. Por exemplo, a massa molar do cloreto de sódio ($NaCl$) é $58,44 \text{ g mol}^{-1}$, novamente o produto de um número puro (58,44) e uma unidade de medida (g mol^{-1}). Portanto, tem-se sempre que:

$$m = M \times n \quad (5)$$

Esta relação permite que se calcule a massa de uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa.

A relação de proporcionalidade entre o volume de uma amostra de uma substância e a quantidade de matéria (de uma dada entidade) da amostra é usualmente expressa como:

$$V \propto n$$

A constante de proporcionalidade entre V e n , cujo valor é característico da substância, tem símbolo V_m e é uma nova grandeza denominada de **volume molar**. Note-se que como o volume de uma amostra, especialmente se gasosa, é dependente da temperatura e da pressão, o volume molar também o é. Assim por exemplo, o volume molar da água é $18,06 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$, a 20°C e 100 kPa , e $18,24 \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$, a 50°C e 100 kPa . A relação entre V e n é, portanto:

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

Esta relação permite que se calcule o volume de uma amostra a partir da sua quantidade de matéria e vice-versa.

Outra relação de proporcionalidade possível é a entre a massa de uma amostra de uma substância e o número de entidades na amostra de substância, isto é:

$$m \propto N$$

Neste caso, a entidade é, necessariamente, o conjunto de

^b Em Portugal esta grandeza é denominada quantidade de substância⁸. No Brasil, alguns químicos pensam que este nome é que deveria ser adotado para a grandeza medida pelo mol (vide referência 7); aqui optou-se por ater-se ao nome oficialmente adotado no Brasil: quantidade de matéria. Note-se que existe uma discussão na literatura sobre o nome mais adequado para a grandeza cuja unidade de medida é o mol; para maiores detalhes consultem-se as referências 10 e 11.

átomos que caracteriza a substância, isto é, um átomo ou uma molécula ou uma fórmula unitária. A constante de proporcionalidade entre m e N , cujo valor é característico da entidade, tem símbolo m_e e é uma nova grandeza denominada de *massa da entidade* (na realidade esta massa será ou a *massa nuclidica* ou a *massa atômica* ou a *massa molecular* - vide abaixo). Portanto:

$$m = m_e \times N \quad (7)$$

Esta relação permite que se calcule a massa de uma amostra a partir da massa da entidade e vice-versa. Cabe ressaltar que as constantes de proporcionalidade N_A , M , V_m e m_e são análogas à constante de proporcionalidade que intermedia a relação entre a massa e o volume da amostra, isto é, a densidade (ρ), pois:

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

Este raciocínio de proporcionalidade entre grandezas também é útil para introduzir conceitos como os diferentes tipos de concentração, já que uma concentração nada mais é que a constante de proporcionalidade que intermedia a relação entre alguma grandeza referente ao soluto (quantidade de matéria, massa ou número de entidades) e o volume da solução. Por exemplo, sabe-se que numa solução de um soluto B num solvente A, volumes diferentes da solução contêm diferentes quantidades de matéria do soluto B; em outras palavras, existe uma relação de proporcionalidade direta entre a quantidade de matéria de B (n_B) e o volume da solução, isto é:

$$n_B \propto V$$

A constante de proporcionalidade entre n_B e V , específica para cada solução, tem símbolo c , sendo uma nova grandeza denominada de *concentração em quantidade de matéria* (se não houver possibilidade de dúvida, de acordo com a IUPAC¹², pode-se usar só o termo *concentração* para se referir a esta grandeza). Assim:

$$n_B = c \times V \quad (9)$$

Desta equação fica claro que a unidade da grandeza concentração em quantidade de matéria é, por exemplo, mol L⁻¹ ou mol dm⁻³. Neste caso cabe ressaltar ainda que não se recomenda o uso do termo *molar* para se referir à unidade da grandeza concentração em quantidade de matéria, isto é, não se deve referir à unidade mol L⁻¹ como "molar"^c; do mesmo modo deve-se evitar referir-se a esta grandeza como *molaridade*.

MASSAS NUCLÍDICA, ATÔMICA, MOLECULAR E MOLAR

O termo *massa nuclidica* deve ser utilizado para se referir à massa de um dado nuclídeo, de ocorrência natural ou não (recentemente propôs-se a seguinte definição para nuclídeo¹³: tipo de um dado elemento caracterizado por um número de massa específico). Por exemplo, no caso do nuclídeo 35 do elemento cloro $m(^{35}\text{Cl}) = 5,807 \times 10^{-23}\text{g}$. Como já comentado acima, a unidade de massa *grama* é muito grande para expressar massas de átomos. Por isto, neste caso utiliza-se a *unidade (unificada) de massa atômica*. Utilizando-se a relação entre g e u (equação 2, acima), por simples regra de três é possível converter o valor da massa nuclidica do cloro 35 para

unidades de massa atômica, isto é: $m(^{35}\text{Cl}) = 34,97u$.

A expressão *massa atômica* (m_a) deve ser utilizada para se referir à massa de um tipo de átomo, isto é, à massa de um dado elemento. Assim, esta massa é obtida considerando-se a composição isotópica natural do dado elemento. Por exemplo, no caso do cloro, $m_a(\text{Cl}) = 35,45 u$, a qual é obtida como média ponderada das massas nuclídicas de seus isótopos 35 e 37, ou seja:

$$m_a(\text{Cl}) = [34,96885u \times 75,76\% + 36,96590 \times 24,24\%]/100\% = 35,45 u$$

No caso do elemento sódio, como ele é mononuclidico, isto é, ocorre naturalmente só através do seu nuclídeo 23, a massa atômica é diretamente igual à massa nuclidica, ou seja: $m_a(\text{Na}) = m(^{23}\text{Na}) = 22,99 u$. Mesmo atualmente não é incomum a *massa atômica* ser referida como *peso atômico*. Entretanto o uso do termo *peso* quando na realidade se trata de massa deve ser evitado; daí que a utilização da expressão *peso atômico* é desaconselhada.

A expressão *massa molecular* deve ser utilizada para se referir à massa de moléculas ou fórmulas-unitárias, indistintamente¹². Por exemplo, no caso da água, $m(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 u$, e no caso do cloreto de sódio, $m(\text{NaCl}) = 58,44 u$. Enfatize-se que, como exemplificado, a expressão *massa molecular* é usada tanto para se referir à massa da entidade constituinte de uma substância iônica (fórmula-unitária) como à de uma substância molecular. Aqui também desaconselha-se o uso da expressão *peso molecular*, muito comum no passado.

A expressão *massa molar*, já apresentada acima, deve ser utilizada para se referir à massa de uma porção de substância cuja quantidade de matéria é um mol, isto é, à sua massa por unidade de quantidade de matéria. Por exemplo, no caso do cloreto de sódio, $M(\text{NaCl}) = 58,44 \text{ g/mol}$; no caso da água, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$; e, no caso do carbono, $M(\text{C}) = 12,01 \text{ g/mol}$. Cabe aqui ressaltar que, em cálculos estequiométricos, como será mostrado abaixo, a *massa molar* é a grandeza utilizada, e não *massas atômicas* ou *moleculares*.

A partir das equações 3, 5 e 7, é possível obter uma relação entre a *massa molar* e a *massa atômica* ou a *massa molecular*, isto é:

$$M = N_A \times m_e \quad (10)$$

Esta relação deixa bem claro porque a utilização de grandezas adimensionais, como *massa atômica relativa* ou *massa molecular relativa*, é desaconselhável, pois, como a equação 10 mostra, a grandeza m_e não pode ser adimensional, tendo unidade de massa (por exemplo, grama). Daí que o uso das grandezas adimensionais *massa atômica relativa* ou *massa molecular relativa* deve ser evitado.

Por tudo que foi apresentado até aqui, fica claro que, conforme já afirmado no início deste artigo, definir *mol* como sendo a massa atômica ou molecular expressa em gramas é totalmente incorreto, sendo uma definição obsoleta desde 1971. Aquilo que no passado se denominava *mol* (ou, muitas vezes, de massa molecular ou molécula-grama) é, de certo modo, o que hoje se denomina *massa molar*, cuja unidade é g/mol.

CONTRAPOSIÇÃO DE USOS RECOMENDADOS E OBSOLETOS

Visando facilitar a adoção da nomenclatura atualmente recomendada, a seguir são apresentadas contrapostas esta e aquela que se tornou obsoleta, cujo uso, portanto, deve ser abandonado. Logo após, no intuito de incentivar a utilização do *cálculo de grandezas*, apresentam-se, também contrapostas, resoluções que obedecem ao cálculo de grandezas e aquelas já consideradas obsoletas.

^c O adjetivo molar, assim como o objetivo específico(a), tem significado preciso e exclusivo, conforme ressaltado anteriormente.²

NOMENCLATURA

Recomendada	Obsoleta
• quantidade de matéria	• número de moles ou número de moléculas-grama ou número de átomos-grama ou número de íons-grama, etc.
• massa atômica	• peso atômico
• massa molecular	• peso molecular, peso-fórmula
• massa molar	• mol, peso molecular, átomo-grama, molécula-grama, peso-fórmula, etc.
• concentração em quantidade de matéria (ou, simplesmente, concentração)	• molaridade
• mol/L	• molar
• u	• u.m.a.
• fração em mol ou em quantidade de matéria	• fração molar

CÁLCULOS ESTEQUIOMÉTRICOS

EXERCÍCIO 1:

enunciado obsoleto: "Qual é a massa correspondente a 5 átomos-grama do alumínio? Dado: massa atômica do alumínio = 27"

enunciado recomendado: "Qual é a massa correspondente a 5 mols do alumínio? Dado: massa molar do alumínio = 27 g/mol"

resolução usual (obsoleta):

$$n = m/M \therefore m = n \cdot M = 5 \times 27 = 135 \text{ gramas}$$

resolução recomendada:

$$m = M(\text{Al}) \cdot n \therefore m = 27 \text{ g/mol} \cdot 5 \text{ mol Al} = 135 \text{ g Al}$$

EXERCÍCIO 2:

enunciado obsoleto: "Quantas moléculas-grama (moles) correspondem a 88 gramas de dióxido de carbono (CO₂)? Dados: massas atômicas C = 12; O = 16".

enunciado recomendado: "Qual é a quantidade de matéria correspondente a 88 gramas de dióxido de carbono (CO₂)? Dados: massas molares: M(C) = 12,0 g/mol; M(O) = 16,0 g/mol".

resolução usual (obsoleta):

$$\text{mol do CO}_2: 12 + 2 \times 16 = 44 \text{ g}$$

$$\begin{aligned} 44 \text{ g CO}_2 &- 1 \text{ mol} \\ 88 \text{ g CO}_2 &- n \text{ moles} \therefore n = 88/44 = 2 \text{ moles} \end{aligned}$$

resolução recomendada:

a) cálculo da massa molar do CO₂:

$$M(\text{CO}_2) = M(\text{C}) + 2 M(\text{O}) = 44,0 \text{ g/mol}$$

b) cálculo da quantidade de matéria da amostra de CO₂:

$$m = M(\text{CO}_2) \times n$$

$$\therefore n = m/M(\text{CO}_2) = 88 \text{ g CO}_2/(44,0 \text{ g/mol}) = 2,0 \text{ mol CO}_2$$

EXERCÍCIO 3:

enunciado obsoleto: "Se 0,5 grama de uma substância encerram 3,01 x 10²¹ moléculas, qual é a massa molecular desta substância? Dado: Número de Avogadro: 6,02 x 10²³".

enunciado recomendado: "Se 0,500 g de uma substância encerram 3,01 x 10²¹ moléculas, qual é a massa molar desta substância? Dado: Constante de Avogadro: 6,02 x 10²³ mol⁻¹".

resolução usual (obsoleta):

$$\begin{aligned} 3,01 \times 10^{21} \text{ moléculas} &- 0,5 \text{ grama} \\ 1 \text{ mol} &= 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas} - x \end{aligned}$$

$$\therefore x = 0,5 \times 6,02 \times 10^{23} / 3,01 \times 10^{21} = 100$$

resolução recomendada:

a) cálculo da quantidade de matéria da amostra de substância:

$$N = N_A \times n \therefore n = N/N_A$$

$$\therefore n = 3,01 \times 10^{21} \text{ moléculas} / (6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas/mol}) = 0,00500 \text{ mol}$$

b) cálculo da massa molar da substância:

$$m = M \times n$$

$$\therefore M = m/n = 0,500 \text{ g} / 0,00500 \text{ mol} = 100 \text{ g/mol}$$

EXERCÍCIO 4:

enunciado obsoleto: "Qual a molaridade de uma solução de iodeto de sódio que encerra 45 g do sal em 400 mL de solução? Dados: massas atômicas Na = 23; I = 127".

enunciado recomendado: "Qual a concentração em quantidade de matéria de uma solução de iodeto de sódio que encerra 45 g do sal em 400 mL de solução? Dados: massas molares M(Na) = 23,0 g/mol; M(I) = 126,9 g/mol".

resolução usual (obsoleta):

$$\text{mol do NaI: } 127 + 23 = 150 \text{ g}$$

$$m = (m_1/M_1)/V_1$$

$$\therefore m = (45/150)/0,4 = 0,75 \text{ molar}$$

resolução recomendada:

a) cálculo da massa molar do iodeto de sódio:

$$M(\text{NaI}) = M(\text{Na}) + M(\text{I}) = 149,9 \text{ g/mol}$$

b) cálculo da quantidade de matéria de iodeto de sódio na amostra:

$$m = M(\text{NaI}) \times n$$

$$\therefore n = m/M(\text{NaI}) = 45 \text{ g NaI} / (149,9 \text{ g/mol}) = 0,30 \text{ mol NaI}$$

c) cálculo da concentração da solução:

$$n = c \times V$$

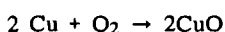
$$\therefore c = n/V = 0,30 \text{ mol}/0,400 \text{ L} = 0,75 \text{ mol/L}$$

EXERCÍCIO 5:

enunciado obsoleto: "Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 gramas de cobre metálico? (massas atômicas: O = 16; Cu = 63,5)".

enunciado recomendado: "Calcular a massa de óxido cúprico obtida a partir de 2,54 gramas de cobre metálico? (massas molares: M(O) = 16,0g/mol; M(Cu) = 63,5g/mol)".

resolução usual (obsoleta):



$$\text{mol do CuO} : 63,5 + 16 = 79,5 \text{ g}$$

$$n = m/M = 2,54/63,5 = 0,04 \text{ mol Cu}$$

$$n' = m'/M' \rightarrow 0,04 = m'/79,5 \therefore m' = 3,18 \text{ g CuO}$$

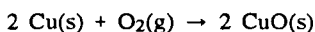
resolução recomendada:

a) cálculo da quantidade de matéria de cobre reagente na amostra:

$$m = M(\text{Cu}) \times n$$

$$\therefore n = m/M(\text{Cu}) = 2,54 \text{ g Cu}/(63,5 \text{ g/mol}) = 0,0400 \text{ mol Cu}$$

b) cálculo da quantidade de matéria de óxido de cobre produzido:



$$\therefore \text{tem-se: } 2 \text{ mol Cu} \rightarrow 2 \text{ mol CuO} \\ 0,0400 \text{ mol Cu} \rightarrow n$$

$$n = 0,0400 \text{ mol Cu} (2 \text{ mol CuO}/2 \text{ mol Cu}) = \\ = 0,0400 \text{ mol CuO}$$

c) cálculo da massa molar do óxido de cobre:

$$M(\text{CuO}) = M(\text{Cu}) + M(\text{O}) = 79,5 \text{ g/mol}$$

d) cálculo da massa de óxido de cobre produzido:

$$m = M(\text{CuO}) \times n$$

$$\therefore m = 79,5 \text{ g/mol} \times 0,0400 \text{ mol} = 3,18 \text{ g CuO}$$

Esta última resolução é recomendada pelas seguintes razões: a) porque o tempo todo se opera corretamente com grandezas, pois suas magnitudes são sempre expressas como um número de vezes uma dada unidade de medida da grandeza; b) os cálculos são feitos passo a passo, valorizando-se a equação química balanceada (a formalização do fenômeno químico), pois a(s) relação(ões) entre os números de entidades envolvidas como reagentes e/ou produtos da reação é (são) claramente utilizada(s) - 2ª etapa desta última resolução.

Exemplos adicionais dos cálculos acima expostos, bem como dos diferentes tipos de cálculos básicos de Química, feitos de acordo com as regras da Álgebra de Grandezas e outras recomendações contidas neste artigo, podem ser encontrados

em livro de Rocha-Filho e Silva¹⁴, recém-publicado.

CONSIDERAÇÕES FINAIS

Para finalizar, cabe reforçar algumas recomendações importantes já feitas no texto, bem como citar alguns outros cuidados que devem ser tomados ao trabalhar com grandezas e unidades de medidas em Química.

Muitas vezes, considerando que a definição oficial da unidade *mol* é dada em relação a uma massa expressa em quilogramas (ressalte-se que, como o mol, o quilograma é uma das unidades SI de base), pensa-se que todo valor de grandeza que envolva massa deve necessariamente ser expresso em quilogramas - o mesmo ocorre para unidades de outras grandezas: por exemplo, pode-se usar cm^3 ou L em vez de m^3 ? Na realidade, desde de que se use unidades SI, quaisquer de seus múltiplos e submúltiplos podem ser usados. A este respeito, a Organização Internacional para Padronização esclarece que "a escolha do múltiplo apropriado (múltiplo ou sub-múltiplo decimal) de uma unidade SI é ditada pela conveniência, sendo que o múltiplo escolhido para uma aplicação particular é aquele que leva a valores numéricos dentro de um intervalo prático. O múltiplo pode usualmente ser escolhido de modo que os valores numéricos estejam entre 0,1 e 1000"¹⁵. Portanto, ao químico é mais prático e conveniente, por exemplo, expressar a massa molar e o volume molar da água como 18,02 g/mol e 18,06 cm^3/mol (a 20°C e 100 kPa) em vez de como 0,01892 kg/mol e 0,00001806 m^3/mol , respectivamente; por outro lado, nada impede que estes valores sejam expressos como 18,02 kg/kmol e 18,06 L/kmol, respectivamente, o que às vezes é mais conveniente, especialmente em Engenharia Química.

Assim como *grama* é unidade de medida da grandeza *massa*, *metro* da grandeza *comprimento*, etc., *mol* é a unidade SI da grandeza *quantidade de matéria*. Expressões como "número de gramas" ou "número de metros" são raramente, se, utilizadas, sendo ambíguas, devendo ser evitadas. Do mesmo modo, a expressão "número de moles" deve ser deixada de lado, utilizando-se diretamente o nome da grandeza da qual o mol é unidade de medida: quantidade de matéria. Por outro lado, não se deve mais usar, de modo algum, a expressão "mol" no seu sentido obsoleto para se referir à grandeza *massa molar*.

No Brasil, o nome e o símbolo da unidade de medida da grandeza quantidade de matéria são idênticos, isto é: *mol* e *mol*, respectivamente^d. Entretanto, apesar disso, deve se ter em mente que só o nome pode ser grafado no plural, sendo que o recomendado^{8,9} é *mols* e não "moles" (analogamente: becquerels, decibels, henrys, pascals etc.); mol como símbolo da unidade permanece inalterado no plural, como aliás é recomendado^{8,9} para qualquer símbolo de unidade de medida (exemplos: 23,4 *m* e não 23,4 *ms*; 5,7 *L* e não 5,7 *Ls*; 4,3 *mol* e não 4,3 *mols*). Note-se que, na resolução recomendada dos exercícios, a magnitude de toda grandeza foi sempre expressa como um produto de um número por uma unidade; a representação correta dos valores de grandezas é algo que deve ser um hábito.

Finalmente, cabe lembrar que o uso da expressão molar deve ser restrito a situações em que se expressa o valor de uma grandeza extensiva por unidade de quantidade de matéria, ou seja, para um mol da amostra em questão^{3,12}. Por isso, deve-se evitar utilizar a expressão "molar" para se referir à unidade mais usual da concentração em quantidade de matéria, isto é, à unidade mol/L. Do mesmo modo, deve-se evitar

^d Em Portugal, o nome da unidade de medida é a "mole", sendo que seu símbolo é "mol"⁶. Tal distinção é útil, evitando certas confusões.

utilizar a expressão "fração molar", substituindo-a por **fração em mol** ou **fração em quantidade de matéria**.

REFERÊNCIAS

1. Rocha-Filho, R. C.; *Ci. e cult.* (1986) **38**, 1061.
2. Rocha-Filho, R. C.; *Ci. e cult.* (1987) **39**, 768.
3. Rocha-Filho, R. C.; *Grandezas e Unidades de Medida: o Sistema Internacional de Unidades*; Ática; São Paulo (1988).
4. Moore, R.; *Science* (1990) **249**, 723.
5. Guggenheim, E. A.; *J. Chem. Educ.* (1961) **38**, 86.
6. Jardim, M. E.; Pereira, M. P.; *Terminologia, Símbolos e Unidades para Grandezas Físico-Químicas. Sistema Internacional de Unidades*; Escolar; Lisboa (1985).
7. Vichi, E. J. S.; Chagas, A. P.; Gushikem, Y.; "Comentários da editoria"; *Quim. Nova* (1987) **10**, 39.
8. Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial - SI - Sistema Internacional de Unidades; 3ª ed.; INMETRO; Duque de Caxias - RJ (1984).
9. Instituto Nacional de Metrologia, Normalização e Qualidade Industrial - Regulamentação Metrológica e Quadro Geral de Unidades de Medida.; 3ª ed.; INMETRO; Xerém - RJ (1985).
10. Rocha-Filho; R.C.; *Quim. Nova* (1988) **11**, 419.
11. Rocha-Filho; R. C.; *J. Chem. Educ.* (1990) **67**, 139.
12. Mills, I.; Cvitas, T.; Homann, K.; Kallay, N.; Kuchitsu, K.; IUPAC's Quantities, Units and Symbols in Physical Chemistry; Blackwell; Oxford (1988). [esta é a última edição do compêndio de normas recomendadas pela IUPAC para grandezas e unidades de medida]
13. Tunes, E.; Tolentino, M.; da Silva, R. R.; de Souza E. C. P.; Rocha-Filho, R.C.; *Quim. Nova* (1989) **12**, 199.
14. Rocha-Filho, R. C.; Silva, R. R. da; *Introdução aos Cálculos da Química*; Makron Books do Brasil; São Paulo (1991).
15. International Organization for Standardization - ISO Standards Handbook 2. Units of Measurement; 2ª ed.; International Organization for Standardization; Geneva (1982). p.5.

Publicação financiada pela FAPESP