

MOL uma nova terminologia

Roberto Ribeiro da Silva Bacharel em Química, doutor em ciências pela Universidade de São Paulo. Docente do Departamento de Química da Universidade de Brasília, Brasília - DF

Romeu C. Rocha-Filho Licenciado em Química, mestre e doutor em ciências (área de físico-química) pela Universidade de São Paulo. Docente do Departamento de Química da Universidade Federal de São Carlos, São Carlos - SP

A seção “Atualidades em química” procura apresentar assuntos que mostrem que a química é uma ciência viva, tanto no que diz respeito a novas descobertas como à redefinição, sempre que necessária, de antigos conceitos.

12

Este primeiro texto trata das novas abordagens para alguns conceitos da química muito usados em livros-texto, em função da redefinição do significado da palavra mol.

► mol, quantidade de matéria, nomenclatura de grandezas físico-químicas ◀

É muito comum ouvir de professores e alunos que o ensino de ciências, particularmente o de química, baseia-se em conhecimentos obtidos há mais de cem anos, e que esse conhecimento encontra-se pronto e acabado, não havendo mais nada nele que se possa mudar. Por outro lado, a televisão e os jornais estão constantemente anunciando novos avanços científicos, os quais são considerados muito complicados para serem discutidos em sala de aula ou não se encaixam no programa que o professor deve cumprir. No entanto, esses novos conhecimentos precisam de alguma forma estar acessíveis, para que possam ser incorporados ao dia-a-dia da escola. Daí textos como este vêm mostrar que

a química é uma ciência viva.

Conceitos da química muito usados em livros-texto têm sofrido mudanças, mostrando que suas definições e significados estão em constante evolução. Essas mudanças certamente terão implicações no ensino e irão exigir dos professores o desenvolvimento e teste de novas metodologias adequadas a sua aprendizagem.

O ensino de química no nível médio é, ainda hoje, um desafio para muitos professores e alunos. Há uma insatisfação muito grande por parte dos professores, que não conseguem atingir certos objetivos educacionais propostos; há insatisfação entre os alunos, que consideram a química uma disciplina difícil e que exige muita memorização. Recentemente, esforços vêm sendo feitos na tentativa de encontrar estratégias alternativas para a melhoria do ensino de química. Dentre esses esforços, podemos citar aqueles desenvolvidos pela União Internacional de Química Pura e Aplicada (mais conhecida pelas iniciais de seu nome em inglês – IUPAC) visando simplificar a linguagem usada pelos químicos no mundo inteiro. O uso de uma linguagem mais lógica, simplificada e coerente certamente contribuirá para uma diminuição na dificuldade de aprendizagem de certos termos químicos.

Quantidade de matéria e sua unidade, o mol

A redefinição do significado da palavra mol, acompanhada de sua introdução em 1971 como unidade de

base do Sistema Internacional de Unidades (SI) para a grandeza quantidade de matéria, implicou mudanças na nomenclatura de diversas grandezas usadas no dia-a-dia da química.

A uma dada massa (por exemplo, 1,0 g) de cada uma das diferentes substâncias sempre estão associados números distintos (e extremamente grandes!) das entidades que compõem essas diferentes substâncias. Isto porque essas entidades (sejam moléculas, átomos ou fórmulas unitárias) têm massas distintas. Entretanto, ao químico interessa trabalhar com um número fixo de entidades. Para isso, ele dispõe da grandeza denominada ‘quantidade de matéria’ (uma das sete grandezas de base do sistema SI), cuja unidade é o *mol*. O mol é definido como sendo 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 especiais de tais partículas. Assim como o quilograma é uma quantidade padrão da grandeza massa, o mol é uma quantidade padrão da grandeza quantidade de matéria. Note que anteriormente essa grandeza era referida como ‘número de moles’; o uso desta expressão não é mais recomendado.

Ainda hoje é muito comum se definir, e usar neste sentido, que o mol é a massa atômica ou molecular expressa em gramas. A definição atual

para mol é muito diferente dessa, e deixa claro que o mol não se refere à grandeza massa, mas é a unidade de medida da grandeza quantidade de matéria¹.

Massa molar

Para qualquer amostra de substância, sua massa (m) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n), isto é:

$$m \propto n$$

A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para massa, conhecida como 'massa molar' (M), nada mais é que a massa da substância por unidade de quantidade de matéria. Portanto, tem-se que:

$$m = M \cdot n$$

Por exemplo, as massas molares do dióxido de carbono e do hidróxido de sódio são: $M(\text{CO}_2) = 44,0 \text{ g/mol}$ e $M(\text{NaOH}) = 40,0 \text{ g/mol}$. Isto significa que uma quantidade de matéria de 1 mol dessas substâncias têm massas de 44,0 g e 40,0 g, respectivamente.

Aqui cabe ressaltar que, em cálculos estequiométricos, é a massa molar a grandeza a ser usada, e não massa atômica ou molecular. Para se obter os valores de massas molares basta associar a unidade g/mol aos respectivos valores de massas atômicas relativas ou de massas moleculares relativas. Isso é possível porque o número de entidades em 1 mol é igual ao número de unidades de massa atômica em 1 grama, conforme será visto a seguir.

Por tudo o que foi apresentado até aqui, fica claro que definir mol como sendo a massa atômica ou molecular expressa em gramas é totalmente incorreto, sendo uma definição não recomendada 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.

Constante de Avogadro

Qualquer amostra de uma substância contém um número extremamente grande de entidades da qual a substância é feita. A essa amostra está associada uma determinada quantidade de matéria, como visto ante-

riormente. Assim, analogamente à quantidade de matéria, o número de entidades é uma propriedade intrínseca da amostra. Isto significa que existe uma relação de proporcionalidade entre o número de entidades na amostra e sua quantidade de matéria. Daí, pode-se afirmar que, para qualquer amostra de uma substância, seu número de entidades (N) é diretamente proporcional a sua quantidade de matéria (n), isto é:

$$N \propto n$$

A constante de proporcionalidade que permite a passagem de quantidade de matéria para número de entidades, conhecida como constante de Avogadro (N_A), nada mais é que o número de entidades por unidade de quantidade de matéria. Portanto, tem-se que:

$$N = N_A \cdot n$$

A constante de Avogadro (e não número de Avogadro) tem seu valor medido experimentalmente; o valor mais recentemente obtido e recomendado é $6,02214 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.

Concentração em quantidade de matéria

Até pouco tempo atrás, era comum expressar a concentração de uma solução através de sua 'molaridade'. No entanto, o uso desse termo não é mais recomendado e deve ser substituído pela expressão concentração em quantidade de matéria. Analogamente, a palavra 'molar' não deve mais ser usada como unidade de concentração (por exemplo, solução 1,5 molar ou 1,5 M). O adjetivo molar deve ser restrito a situações em que se quer expressar uma grandeza por unidade de quantidade de matéria, como por exemplo em: volume molar de um gás (expresso através da unidade L/mol); massa molar de uma substância (expressa através da unidade g/mol); entalpia molar de uma substância (expressa através da unidade kJ/mol).

Massa atômica

A grandeza 'massa-atômica', como seu próprio nome diz, refere-se à massa de um átomo (normalmente de um dado elemento químico); seu símbolo é m_a . Aqui se pode

perguntar: como os químicos fizeram para determinar massa tão pequena como a de um átomo? Na prática, eles inicialmente determinaram a massa de um átomo em relação à de um outro; isso era feito determinando-se a massa de uma substância simples que reagia totalmente com uma dada massa de outra, formando uma substância composta, a qual se supunha conter átomos na proporção de 1 para 1 (1:1). Assim, determinou-se que um átomo de cloro continha aproximadamente 35,5 vezes mais massa que um átomo de hidrogênio, ou que um átomo de cobre continha aproximadamente quatro vezes mais massa que um átomo de oxigênio. Desta forma, foi possível determinar as massas atômicas relativas de todos os átomos dos elementos químicos conhecidos. No passado, foram construídas tabelas de massas atômicas relativas, por exemplo, atribuindo-se (arbitrariamente) o valor 1 ao átomo de hidrogênio; uma outra tabela foi construída atribuindo-se ao átomo de oxigênio o valor 16.

As tabelas modernas contêm massas relativas atribuindo-se a um dos isótopos do elemento químico carbono o valor 12 (exato!). A partir desta convenção (arbitrária) foi possível, então, definir a unidade de massa atômica (u) como sendo a massa de 1/12 de um átomo de carbono 12.

Assim, 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. Essa massa é obtida considerando-se a composição isotópica natural do dado elemento. Por exemplo, no caso do cloro, $m_a(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$, a qual é obtida como média ponderada das massas nuclídicas de seus isótopos 35 e 37, ou seja:

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

No caso do elemento sódio, como ele é mononuclídico, isto é, ocorre naturalmente só através de seu nuclídeo 23, a massa atômica é diretamente igual à massa nuclídica, ou seja: $m_a(\text{Na}) = m(^{23}\text{Na}) = 22,99 \text{ u}$. Mesmo hoje, não é incomum a massa atômica ser referida como peso atômico. Entretanto, o uso do termo peso quando na realidade se trata de massa

Expressões cujo uso não é mais recomendado

A seguir são exemplificadas algumas situações em que o uso de certas expressões não é mais recomendado por serem ambíguas ou induzirem a erros conceituais.

Uso não recomendado	Uso recomendado
peso atômico	massa atômica
peso molecular	massa molecular
número de moles, número de átomos-grama, número de íons-grama	quantidade de matéria
átomo-grama, molécula-grama (ou mol), peso-fórmula etc	massa molar
moles	mols
u.m.a	u
molar	mol/L
molaridade	concentração em quantidade de matéria
fração molar	fração em mol ou em quantidade de matéria
graus Kelvin	kelvin
temperatura absoluta	temperatura termodinâmica
grau centígrado	grau Celsius
equivalente-grama	deve ser abandonado
normalidade	deve ser abandonado

gum, a expressão 'mol' no seu sentido obsoleto, referindo-se 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 mols, respectivamente². Apesar disso, entretanto, deve-se ter em mente que só o nome pode ser grafado no plural. Aliás, o plural recomendado é mols e não 'moles' (analogamente: becquerels, decibels, henrys, pascals etc.); mol como símbolo da unidade permanece inalterado no plural, como aliás é recomendado 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).

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

deve ser evitado: daí a utilização da expressão peso atômico ser desaconselhada.

Massa nuclídica

O termo 'massa nuclídica' deve ser utilizado para se referir à massa de um dado nuclídeo, de ocorrência natural ou não. Um nuclídeo é definido como o tipo de um dado elemento caracterizado por um número de massa específico. Por exemplo, no caso do nuclídeo 35 do elemento cloro, $m(^{35}\text{Cl}) = 34,97 \text{ u}$.

Massa molecular

A expressão 'massa molecular' refere-se à massa da entidade da qual uma substância é feita, isto é, à massa de uma molécula ou de uma fórmula unitária. O valor da massa molecular de uma dada entidade corresponde à soma das massas atômicas dos átomos que a compõem. Assim:

$$m(\text{NH}_3) = m_{\text{a}}(\text{N}) + 3 m_{\text{a}}(\text{H}) = 17 \text{ u};$$

$$m(\text{CaO}) = m_{\text{a}}(\text{Ca}) + m_{\text{a}}(\text{O}) = 56,1 \text{ u}$$

Note que a expressão 'massa molecular' deve ser usada para se referir às entidades constituintes tanto de substâncias covalentes como de iônicas. Novamente, lembre-se de que o uso da expressão 'peso molecular' não é mais recomendado.

Considerações finais

Assim como o grama é a unidade de medida da grandeza massa, o metro a 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 utilizadas, quando o são; por serem ambíguas, devem 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 al-

Notas

¹ Em Portugal, esta grandeza é denominada *quantidade de substância*. No Brasil, alguns químicos acham que esse nome é que deveria ser adotado para a grandeza medida pelo mol; aqui optamos por nos ater ao nome oficialmente adotado no Brasil: *quantidade de matéria*.

² Em Portugal, o nome da unidade de medida é a 'mole', sendo que seu símbolo é 'mol'. Tal distinção é útil, evitando certas confusões.

Para saber mais

ROCHA-FILHO, R. C. *Grandezas e unidades de medida: o sistema internacional de unidades*. São Paulo, Ática, 1988.

ROCHA-FILHO, R. C. e SILVA, R. R.: Sobre o uso correto de certas grandezas em química. *Química Nova* (vol. 14, nº 4), pp. 300-305, 1991.

ROCHA-FILHO, R. C. e SILVA, R. R. *Introdução aos cálculos da química*. São Paulo, McGraw-Hill/Makron Books, 1992.