

Terminologia, Símbolos e Convenções *

Maria Estela Jardim ^a, Mariana P. Pereira ^b

QUANTIDADE DE SUBSTÂNCIA E MOLE

A grandeza fundamental independente *quantidade de substância* tem uma importância especial para os químicos, mas até muito recentemente não tinha um nome aceite na generalidade, apesar de ser utilizada a unidade mole. A definição de quantidade de substância, tal como a definição de outras grandezas físicas não tem nada a ver com qualquer escolha de unidades, em particular não tem nada a ver com a mole.

Mole — a mole é a quantidade de substância de um sistema que contenha tantas entidades elementares quantos os átomos de carbono contidos em 0,12 quilogramas de carbono-12. As entidades elementares devem ser especificadas e podem ser átomos, moléculas, iões, electrões, outras partículas ou grupos especificados de partículas.

É incorrecto chamar a *n* “número de moles”, tal como é incorrecto chamar a *m* “número de quilogramas” ou a *l* “número de metros”, pois *n*, *m* e *l* são símbolos de grandezas e não são números. É correcto afirmar “*n*(Cl)=0,1 mol, em que *n*(Cl) significa a quantidade de Cl”; contudo, é incorrecto dizer “*n*(Cl), o número de moles de cloro”.

A quantidade de substâncias *não* é o mesmo que a massa. A quantidade de uma substância e a sua massa, ao contrário do volume, por exemplo, têm em comum a propriedade de serem independentes da temperatura e da pressão. A quantidade de uma dada substância é proporcional à sua massa.

A quantidade de substância é proporcional ao número de entidades elementares dessa substância. O factor de proporcionalidade é o mesmo para todas as substâncias e o seu inverso é a *constante de Avogadro* (símbolo *L*, *N_A*)⁽¹⁾ igual a $(6,022\,045 \pm 0,000\,031) \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. A designação número de Avogadro não deve ser utilizada; a constante de Avogadro é uma grandeza física com dimensões de

$$(\text{quantidade de substância})^{-1},$$

não é um número puro e representa o número de entidades elementares por unidade de quantidade de substância. As unidades elementares devem ser especificadas e podem ser átomos, moléculas, iões, radicais, electrões, grupos de partículas que tenham ou não existência real autónoma, ou misturas.

Exemplos:

- 1 mol de átomos de cloro tem a massa de 35,453 g e contém $6,002 \times 10^{23}$ átomos
- 1 mol de moléculas de cloro tem a massa de 70,906 g
- 1 mol de HgCl tem a massa de 236,04 g
- 1 mol de Hg₂Cl₂ tem a massa de 472,08 g
- 1 mol de Hg⁺ tem a massa de 200,59 g

- 1 mol de Hg₂²⁺ tem a massa de 401,18 g
- 1 mol de $\frac{1}{2} \text{ Hg}_2^{2+}$ tem a massa de 200,59 g
- 1 mol de CH₃• tem a massa de 15,03 g
- 1 mol de Cu_{0,5}Zn_{0,5} tem a massa de 64,46 g
- 1 mol de electrões tem a massa de 548,60 μg, contém $6,022 \times 10^{23}$ electrões e tem carga de -96,49 kC
- 1 mol de fotões cuja frequência é $1 \times 10^{14} \text{ Hz}$ tem a energia de 39,90 kJ
- 1 mol de NaCl(s) tem a massa de 58,443 g
- 1 mol de ar, mistura que contém 78,09 mol por cento de N₂, 20,95 mol por cento de O₂, 0,93 mol por cento de Ar, e 0,03 mol por cento de CO₂, tem a massa de 28,964 g

Termos como átomo-grama, molécula-grama, equivalente, equivalente-grama, ião-grama e fórmula-grama caíram em desuso.

Exemplos:

não deve dizer-se	deve dizer-se
1 átomo-grama de He	1 mole de He
1 molécula-grama de H ₂ SO ₄	1 mole de H ₂ SO ₄
1 equivalente de H ₂ SO ₄	1 mole de $\frac{1}{2} \text{ H}_2\text{SO}_4$
1 ião-grama de SO ₄ ²⁻	1 mole de SO ₄ ²⁻
1 fórmula-grama de ZnS	1 mole de ZnS
1 faraday	1 mole de e
1 einstein	12 mole de γ

BIBLIOGRAFIA

- ASE. (1979). *Chemical nomenclature, symbols and terminology*. Hatfield, Herts: The Association for Science Education.
- IUPAC. (1982). *Chemistry International — Special Supplement*. Oxford: Pergamon Press.
- IUPAC. (1979). *Manual of symbols and terminology for physicochemical quantities and units*. Oxford: Pergamon Press.
- Jardim, M. E. & Pereira, M. P. *Terminologia, símbolos e unidades para grandezas físico-químicas do sistema internacional de unidades*, Edição da Sociedade Portuguesa de Química e da Livraria Escolar Editora, Lisboa (1985).
- McGlashan, M. L. (1971). *Physicochemical quantities and units*. Monographs for teachers, n.º 15, London: Royal Institute of Chemistry.

* Neste texto apresentam-se indicações actualizadas sobre terminologia, símbolos e convenções. Na sequência de artigos publicados nos números 12 (pp. 16-17) e 15 (pp. 36-37) inclui-se neste número uma contribuição para o esclarecimento da definição da grandeza físico-química fundamental quantidade de substância e exemplos do emprego da unidade respectiva, designada por mole.

^a Dep. Química, Faculdade de Ciências de Lisboa.

^b Dep. Educação, Faculdade de Ciências de Lisboa.

(1) L. de Loschmidt, que em 1865 determinou o valor desta constante por estudos de teoria cinética de gases.