

85.1.7

Janvier 1985/Juillet 2005

À PROPOS DE MOLES ET DE “QUANTITÉ DE MATIÈRE”...

Jean-Michel Laffaille

Résumé : Commentaires à propos des termes employés pour définir la mole et la “quantité de matière”.

Abstract : Comments about the words used to define the mole and the “amount of substance”.

De nombreux ouvrages mentionnent la définition légale de la mole (I.U.P.A.C. ; en France : C.G.P.M. et Décret n° 75-1200 du 4.12.1975) :

- La mole (symbole mol) est l'unité légale de mesure de quantité de matière : “La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 0,012 kilogramme de carbone 12. Lorsqu'on emploie la mole, les entités doivent être spécifiées et peuvent être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupements spécifiés de telles particules”.

Si on y cherche alors une définition de la “quantité de matière”, il semble qu'il n'en existe que de façon relative : la “définition” de la mole est supposée “définir” en même temps de façon intuitive la “quantité de matière” qu'elle sert à mesurer.

Bien que non rédhibitoire, une telle situation, facilement source de contradiction, est à considérer avec attention :

- d'abord la “quantité de matière” (ou “quantité de substance”) d'un système est proportionnelle au nombre d'entités matérielles élémentaires spécifiques que contient ce système (le type d'entités doit donc être spécifié, sinon on ne sait pas ce qui est compté) ;
- ensuite, et seulement ensuite, la mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12 (ce qui définit l'unité mole en fixant le coefficient de proportionnalité).

Y a-t-il alors la même quantité de matière dans une mole d'atomes de fer et dans une mole d'atomes de cuivre ? Oui si on définit la “matière” comme étant “des atomes” car il y a autant d'atomes de fer dans une mole d'atomes de fer que d'atomes de cuivre dans une mole d'atomes de cuivre. Non si on définit la “matière” comme étant “des particules élémentaires” (protons, neutrons, électrons...) car il n'y a pas la même quantité de ces particules dans une mole d'atomes de fer et dans une mole d'atomes de cuivre.

En réalité l'expression “quantité de matière” est incomplète dès lors qu'il existe un grand nombre de sortes différentes de “matière” (“matière fer”, “matière cuivre”...). La précision de l'élément chimique est de même insuffisante : il faut éviter d'utiliser des expressions comme “quantité de soufre” sans préciser s'il s'agit de la quantité d'atomes de soufre ou de la quantité de molécules octasoufre.

Mais dans ces conditions, peut-on dire qu'il existe une différence entre les concepts de “quantité d'atomes de fer” et de “nombre d'atomes de fer” ? Certainement pas, sinon on pourrait de la sorte fabriquer de nombreux concepts nouveaux ; par exemple un concept de “quantité de longueur” :

- la “quantité de longueur” entre deux points est proportionnelle à la distance entre ces points
- la lieue est la “quantité de longueur” entre deux points dont la distance est 4,445 km.

Or il apparaît que de telles “définitions” ne définissent qu'une nouvelle unité pour mesurer les distances, et non pas un concept nouveau.

◇ remarque : on ne passe pas très loin de la définition d'une nouvelle métrique, avec un “coefficient de proportionnalité” dépendant des points considérés, pouvant correspondre à un espace de Riemann non plat donc à un nouveau concept physique ; mais si on ne change que la description mathématique d'un même espace physique en multipliant la métrique par un coefficient de proportionnalité constant, il n'y a pas de concept physique nouveau.

Ainsi la “quantité d'atomes de fer” n'est pas une notion différente du nombre d'atomes de fer, mais seulement une façon différente de les compter (sinon cela reviendrait à considérer qu'un courant électrique n'est pas le même concept physique suivant qu'il est mesuré par exemple en ampères ou en milliampères).

En fait, une expression telle que “une mole de fer” n'a pas plus de sens que “une paire de fer” ou “un million de fer”, mais on peut dire au contraire “une mole d'atomes de fer” comme “une paire d'atomes de fer” ou “un million d'atomes de fer”. Ainsi, la mole n'est rien d'autre qu'une “unité de comptage” des choses (éventuellement matérielles), c'est à dire un nombre cardinal : “une mole” est à $\mathcal{N}_A \approx 6,022 \cdot 10^{23}$ ce que “une paire” est à 2, ou “un million” à 10^6 . On peut d'ailleurs envisager d'utiliser la mole pour compter d'autres objets que les “constituants élémentaires” de la chimie : une mole de lettres (\mathcal{N}_A lettres), voire même des choses abstraites : une mole d'idées (\mathcal{N}_A idées). Le fait que la mole ait été au départ imaginée dans le but de compter des entités matérielles ne constitue qu'un cas particulier.¹

Il paraît donc souhaitable de chercher à en améliorer la rédaction ; par exemple :

- abandonner systématiquement l'expression “quantité de matière” au profit d'expressions du genre “nombre de molécules (ou ions, atomes, constituants ou particules élémentaires...)”.
- modifier la définition de la mole : “la mole est un nombre cardinal, utilisé en pratique pour compter les nombres de molécules (ou ions, atomes, particules élémentaires...), égal au nombre d'atomes qu'il y a dans 0,012 kilogramme de carbone 12” ; soit en pratique $\mathcal{N}_A \approx 6,022137 \cdot 10^{23}$.
- ne plus classer la mole dans les unités de base du système international, mais dans les symboles annexes des multiples.

◇ remarque : dans cette approche, la notation actuelle $\mathcal{N}_A \approx 6,022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ devient absurde car elle correspondrait à : $\mathcal{N}_A = 1$; on devrait utiliser au contraire $\mathcal{N}_A = 1 \text{ mol} \approx 6,022 \cdot 10^{23}$ (analogue à l'utilisation, pour les unités de charges, du faraday $\mathcal{F} = 1 \mathcal{F} \approx 96500 \text{ C}$) ; qui plus est, l'usage de certaines constantes serait simplifié, par exemple la constante des gaz parfaits deviendrait identique à la constante de Boltzmann : $R = k_B \approx 8,31 \text{ J.K}^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \approx 1,34 \cdot 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$; la masse atomique ($12 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 12 \text{ u.m.a.} \approx 1,99 \cdot 10^{-23} \text{ g}$) serait utilisée à la place de la masse molaire (masse d'une mole : 12 g) ; etc...

Ceci conduirait à ne pas sembler donner arbitrairement à un nombre d'entités particulières l'appellation “matière” (après tout la masse, par la relation $E = mc^2$, représente la “quantité d'énergie matérielle” et est donc tout autant liée à la “quantité de matière” ; le volume également).

¹ Plus précisément, les premiers chimistes confrontés à la mesure sérieuse des quantités sont parvenus à l'idée d'une proportionnalité avec un “nombre d'entités élémentaires”, mais la notion d'atomes était encore “floue” et le coefficient de proportionnalité (nombre d'Avogadro) était inconnu, d'où une définition de la mole pour pouvoir se référer aux mesures de masses. Quand par la suite, ce nombre a été connu, il l'était peu précisément et il était peu souhaitable d'anéantir le début des “bonnes habitudes” de comptage en moles qui s'établissait. Est-ce toujours le cas maintenant ?

Mais on peut même aller plus loin et proposer d'utiliser la mole pour compter des unités diverses : une mole de mètres (\mathcal{N}_A mètres, unité de longueur au même titre que kilomètre ; on pourrait même dire une molemètre et utiliser le symbole molm), une mole de grammes (unité de masse au même titre que milligramme), une mole de moles ("unité de comptage" au même titre que milliard de milliards).

Dès lors, on est amené à penser qu'il est peut-être maladroit d'utiliser ce multiple "mole", qui n'est numériquement pas connu exactement, et qui n'est pas un compte rond dans le système décimal, alors qu'il existe dans le système international le multiple voisin "yotta" (10^{24} , symbole Y). Cette situation est un peu analogue à l'utilisation de l'unité annexe de pression "atmosphère" (dont l'utilisation comme référence a été en bonne partie abandonnée au profit de l'unité annexe "bar", qui a au moins le mérite d'être un compte rond du système décimal).

Évidemment, la définition actuelle a pour la chimie (conformément aux idées initiales qui ont conduit à cette définition) l'avantage de donner des relations simples avec les masses.

Mais alors inversement, comment ne pas penser à l'histoire hétéroclite de l'unité de masse, dont le nom de base "kilogramme" contient un préfixe ("kilo", parce qu'on a été incapable de réaliser assez précisément un étalon d'un gramme), et dont le bel étalon en platine iridié à quelque chose d'un autre âge ?

Une solution pourrait être (par exemple) de choisir l'unité de masse comme $\frac{1}{12}$ de la masse de $6,022137 \cdot 10^{23}$ atomes de carbone 12 (exactement), avec la même démarche que celle utilisée pour la vitesse de la lumière et l'unité de longueur. Bien sûr, même si on n'en profite pas pour arrondir à 10^{24} atomes (cela poserait de nombreux problèmes de conversions), on pourrait en profiter pour changer le nom d'unité au profit d'un nom de base ne contenant pas de préfixe multiplicatif.

◇ remarque : j'ai peu d'illusions ; à une époque où il est non seulement difficile de faire abandonner des unités comme la "calorie" au profit de l'unité internationale d'énergie "joule", mais où il est même difficile de faire accepter par tous l'unité kilogramme, il est délicat d'envisager une telle démarche.

Il semble toutefois que certains physiciens se penchent actuellement sur des problèmes de ce type [1]. Je crois qu'ils ont raison quand ils proposent une définition de l'unité de masse basée sur une redéfinition de la constante fondamentale de Planck (h) plutôt que sur le nombre d'Avogadro. De même que pour la célérité de la lumière dans le vide (c), une valeur exacte définissant h relierait automatiquement (par les relations $h\nu = E = mc^2$) les unités de temps, d'énergie et de masse, tout en laissant la possibilité de leur garder les valeurs actuellement admises. Ceci serait par ailleurs tout à fait compatible avec la modification que je suggère pour l'interprétation de la "mole".

Références :

[1] "Redefinition of the kilogram: a decision whose time has come", I. Mills et coll., *Metrologia* **42** (2005), p 71.