

## La mole : évolution historique et défis de son enseignement

**Résumé** La mole fut définie par Ostwald vers 1900. Des différends entre les chimistes sur les paradigmes équivalentiste et atomistique rendirent le processus d'évolution historique de ce concept relativement complexe. Il suffit par exemple de penser aux multiples définitions qui en ont été proposées depuis plus d'un siècle. Cette évolution historique est à l'origine de défis que l'enseignement doit relever, entre autres des obstacles didactiques potentiels.

**Mots-clés** Mole, histoire, enseignement, obstacles épistémologiques et didactiques.

### La chimie, une science relativement jeune

La chimie est la science qui étudie la structure de la matière dans sa dualité macroscopique et submicroscopique. Bien que Lucrèce diffusa, au 1<sup>er</sup> siècle avant J.-C., la notion d'atome, formulée sur une base intuitive et non expérimentale par les philosophes grecs (Empédocle, Démocrite, Leucipe puis Épicure), il fallut attendre le XIX<sup>e</sup> siècle pour que la théorie atomique soit fondée par John Dalton (1766-1844), et le XX<sup>e</sup> siècle pour qu'elle soit pleinement adoptée par la communauté des scientifiques. Le mot « atome » (du grec ancien « átomos »), proposé par Démocrite, qui signifie « insécable », fut retenu par Dalton et la chimie distingua alors un domaine submicroscopique et un domaine macroscopique de la matière et les relia à un domaine symbolique (symbole des éléments, formules des composés chimiques, etc.). Ce processus d'évolution complexe a laissé des obstacles épistémologiques et didactiques résiduels qui, de nos jours, posent de nombreux défis pour enseigner le concept de quantité de matière et son unité, la mole, d'une façon qui soit claire et compréhensible.

### Une révolution et un changement de paradigmes

L'adoption de la théorie atomique marqua une « révolution », comme l'entend Kuhn dans son livre *La structure des révolutions scientifiques*. Avant le XIX<sup>e</sup> siècle, les chimistes expliquaient la matière à partir d'observations, donc à l'échelle macroscopique de la matière. Mais les principes et les méthodes adoptées devinrent stériles et ne permettaient plus une évolution des savoirs (par exemple la détermination des formules exactes des corps purs composés). Au début du XIX<sup>e</sup> siècle, Dalton énonça la théorie atomique fondée sur des bases scientifiques : la matière est formée d'atomes qui sont des entités insécables. Il formula douze postulats qui permettaient d'exprimer les proportions stœchiométriques : la loi des proportions constantes appliquée aux réactions chimiques, et la loi des proportions multiples pour déterminer les formules des composés chimiques. Cette théorie permit de distinguer les corps purs simples des corps purs composés, de déterminer les formules de quelques espèces chimiques, et de déterminer avec précision la masse des éléments chimiques connus ainsi que celle de l'espèce chimique qu'ils constituent. Cela dit, Dalton ne distinguait pas clairement l'atome de la molécule [1]. Par ailleurs, la théorie atomique ne reposait pas sur des bases expérimentales solides et plusieurs chimistes la rejetaient [2].

En essence, le modèle atomique créa d'abord une dissension dans la communauté scientifique, avant de contribuer aux principes et aux méthodes partagés par la communauté des

chimistes. Cette révolution marqua la fin du paradigme équivalentiste – les chimistes considéraient la matière comme continue et l'interprétaient en utilisant des rapports en masse – et le début du paradigme atomistique – les chimistes utilisent la théorie atomique pour expliquer la structure de la matière et éventuellement des transformations chimiques. En conséquence, ce changement de paradigme eut un impact considérable sur certains concepts dont la signification fut profondément modifiée [3]. Par exemple, la mole évolua d'un concept défini par Ostwald et désignant une masse à une unité de la quantité de matière qui désigne un nombre d'entités chimiques. Cette évolution complexe a laissé des obstacles qui peuvent rendre son enseignement délicat.

### L'évolution de la mole d'un concept à une unité de concept

Jeremias B. Richter (1762-1807), un mathématicien allemand, introduisit en 1789 l'étude quantitative des réactions chimiques. La stœchiométrie, sous forme de rapport de masses, contribua à transformer l'alchimie en chimie et fonda le paradigme équivalentiste, ce qui facilita la découverte de quelques éléments chimiques, l'attribution de certains symboles et la détermination de la formule de divers composés chimiques. Mais les chimistes n'adoptèrent pas tous le même langage symbolique, ne firent pas toujours la distinction entre un composé et une solution et n'arrivèrent pas à déterminer la formule de tous les composés [1].

En 1808, Dalton énonça la théorie atomique. En 1811, Amadeo Avogadro (1776-1856) formula sa célèbre hypothèse selon laquelle, dans les mêmes conditions de température et de pression, deux gaz qui occupent le même volume sont formés du même nombre de molécules (ou d'atomes dans le cas d'un gaz monoatomique). Son hypothèse fut toutefois rejetée par les adeptes du paradigme équivalentiste. Il fallut attendre le congrès de Karlsruhe de 1860 – le 1<sup>er</sup> congrès de chimie – pour que les chimistes s'entendent sur une même nomenclature, définissent l'atome et la molécule et adoptent l'hypothèse d'Avogadro. Cela dit, même encore au début du XX<sup>e</sup> siècle, certains chimistes très réputés, comme Wilhelm Ostwald (1853-1932), n'acceptaient toujours pas la théorie atomique.

Vers 1900, Ostwald, adepte du paradigme d'équivalence en masse, définit la mole ainsi : « *La masse d'une substance, exprimée en grammes, numériquement égale à son poids normal* ». Cette définition apparaît dans les résultats de ses travaux : « *Thus we have observed that if we dilute one 'mole' (the normal or molecular weight of a substance expressed in grams shall be called 'mole' from now on) of any substance in 1 liter or 1000 g of water, the resulting solution will freeze at -1,850°* » (cité dans [4], p. 1287).

Il s'agit donc d'une définition à l'échelle macroscopique. Ostwald introduisit le terme « mole » pour désigner la grande masse, en opposition à « molécule » qui désignait la petite masse. Toutefois, la traduction des travaux d'Ostwald en anglais, français et espagnol ne respectait pas le vocabulaire « équivalentiste » tenu par Ostwald ; l'expression « normal weight » fut remplacée par « masse molaire » et « union weight » par « masse atomique », ce qui témoignait des divergences de vue entre les chimistes.

Au XX<sup>e</sup> siècle, le concept de « quantité de matière » évolua puisque les chimistes avaient besoin d'un nombre d'entités qui permettait de créer un lien entre les masses des entités et les masses à l'échelle macroscopique. En 1957, l'atome carbone 12 fut choisi, par les physiciens et les chimistes, comme référence. Il s'agit de l'isotope le plus abondant du carbone, celui qui donne le pic le plus élevé en spectrométrie de masse. Connaissant la masse de cet isotope, il est facile de déterminer la masse de tout atome par spectrométrie.

En 1961, la mole fut acceptée par l'IUPAC (International Union of Pure and Applied Chemistry), sous le paradigme atomistique, et son symbole est « n ». Le terme fut conservé car, en latin, il désignait un « tas », ce qui était essentiel pour compter des particules ; l'unité doit être grande pour qu'elle soit observable. Pendant une décennie, l'expression « nombre de mole » fut utilisée et il fallut attendre 1971 pour que la communauté scientifique considère la mole comme l'unité de la quantité de matière et pour que « n » devienne le symbole de la quantité de matière. Depuis, les diverses définitions de la mole l'ont réitéré. En voici des exemples :

- Première définition proposée par l'IUPAC (1971) : « *La mole est la quantité de matière d'un système qui contient autant d'entité qu'il y a d'atomes dans 0,012 Kg de carbone 12 ; son symbole est « mole ». Quand la mole est utilisée, l'entité élémentaire doit être spécifiée et peut être : atomes, molécules, ions, électrons, autres particules ou autre groupe de particules* ».

- Certaines définitions ont été construites par des praticiens tels que des enseignants ou des concepteurs de manuels, par exemple : « *Le nombre de n'importe quel objet égal au nombre d'Avogadro est une mole* » [4].

- Deuxième, et dernière définition à ce jour, proposée par l'IUPAC (2018) : « *La mole, symbole mol, est l'unité de quantité de matière du SI. Une mole contient exactement  $6,02214076 \times 10^{23}$  entités élémentaires. Ce nombre, appelé « nombre d'Avogadro », correspond à la valeur numérique fixée de la constante d'Avogadro,  $N_A$ , lorsqu'elle est exprimée en  $\text{mol}^{-1} \left[ \frac{1}{\text{mol}} \right]$ . La quantité de matière, symbole n, d'un système est une représentation du nombre d'entités élémentaires spécifiées. Une entité élémentaire peut être un atome, une molécule, un ion, un électron, ou toute autre particule ou groupement spécifié de particules* ».

À noter que l'entité chimique (atomes, molécules, ions, etc.) dont on calcule la quantité de matière doit être précisée.

À part l'article défini « la » qui semble moins approprié pour la définition d'une unité et devrait être remplacé par l'article indéfini « une », Buès [5] relève une autre problématique de la première définition (1971) qui fut adoptée assez longtemps pour marquer l'enseignement. Il montre que cette définition est formée de trois parties, chacune témoignant d'une approche et d'une histoire différente :

- une dépendance envers l'unité d'un élément chimique de référence (carbone 12) choisi après une longue controverse entre physiciens et chimistes ;

- une spécification de l'entité chimique alors que la théorie

atomique ne fut adoptée que quelques décennies avant cette définition;

- et une association au système international, alors que les physiciens tenaient aux quatre unités de base (MKSA, soit mètre, Kelvin, seconde, ampère) et refusaient la mole.

Cela dit, l'abstraction due au domaine submicroscopique inobservable et le manque de développement de la pensée formelle des élèves, à la fin du collège, rendent le concept de quantité de matière, et son unité la mole, complexe.

La constante d'Avogadro fut estimée à  $6,7 \times 10^{23}$  par Jean Perrin (1870-1942) en 1908, soit un siècle après l'élaboration de l'hypothèse d'Avogadro. Elle fut définie en 1971 par rapport à la masse d'un isotope du carbone et appliquée aux entités chimiques (atomes, ions, molécules, etc.) constituant les espèces chimiques et leurs mélanges, pour calculer leur quantité de matière. Une dernière mise à jour de sa valeur fut effectuée en novembre 2018. La valeur de cette constante, un nombre immense qui correspond à une quantité de matière pouvant tenir dans le creux d'une main (quand il s'agit d'atomes et de petites molécules), exige un bon développement de la pensée formelle pour être appréhendée par les élèves.

Par ailleurs, l'expression « quantité de matière » est controversée puisque, jusqu'à récemment (avant novembre 2018), cette expression définissait aussi la masse ([6], p. 1595) : « *Mass, m : base quantity in the system of quantities upon which SI is based. Amount of substance, n : base quantity in the system of quantities upon which SI is based* ».

Mais la confusion entre mole et masse pourrait se trouver dans l'origine même de l'expression « quantité de matière », puisque Ostwald, en 1900, avait introduit le terme mole pour désigner un « gram molecular weight ».

De plus, le mot « quantité » désigne une collection ou une masse, et le mot « matière » se rapporte au domaine macroscopique et ne peut désigner des entités submicroscopiques [4]. Une version numérique d'un manuel scolaire confirme le caractère problématique de l'expression « quantité de matière » : « *Éviter des erreurs : Dans le langage courant, l'expression « quantité de matière » fait souvent référence à une masse ou à un volume [...]* » [7].

Certains chercheurs, convaincus de la confusion que cette expression pouvait causer, ont soutenu la recommandation de l'IUPAC de changer le nom du concept « quantité de matière ». Par exemple, Rocha-Filho réitéra, en 2011, sa proposition d'abord faite en 1990 de se servir du terme « numerosity », et en 2012, Baranski proposa « collection ou quantité de microentités ». Cela dit, et bien qu'elle ne soit pas très logique et refusée par la communauté des scientifiques, l'expression « nombre de moles », utilisée jusqu'en 1969, reste malheureusement la plus populaire dans les écoles.

## Les obstacles didactiques potentiels

Cette évolution historique, qui a laissé des traces dans la formation des enseignants et les manuels scolaires, est à l'origine de plusieurs obstacles épistémologiques qui pourraient se décliner en obstacles didactiques si les enseignants n'en sont pas avisés (voir *tableau*).

## Les défis de l'enseignement du concept de quantité de matière et de son unité la mole

L'évolution atypique de la mole, d'un concept à l'unité de la quantité de matière, et sa complexité expliquent plusieurs des difficultés d'enseignement de la quantité de matière et de son

Tableau - Quelques obstacles didactiques potentiels résultant des principales étapes de l'histoire de la mole.

| Évolution historique du concept   | Obstacles didactiques potentiels  |
|---|---|
| Adoption du paradigme équivalentiste  | - Écrire des rapports stœchiométriques en masse<br>- Confondre certains termes (élément, composé, corps pur et mélange)   |
| Refus de la théorie atomique énoncée par Dalton   | - Penser que la matière est continue  |
| Loi d'Avogadro-Ampère postulée au moment où le paradigme atomistique est refusé   | - Généraliser cette loi aux solides et aux liquides   |
| La définition et l'estimation du nombre d'Avogadro  | - Ne pas appréhender la définition ni la dimension du nombre d'Avogadro   |
| Le mot « mole » (mole = grande masse ; molécule = petite masse)<br>Définition de la mole sous le paradigme équivalentiste et son adoption sous le paradigme atomistique | - Confondre la masse, le volume, la quantité de matière et la mole<br>- Ne pas appréhender le lien entre le submicroscopique et le macroscopique<br>- Ne pas appréhender certains termes (exemples : mole, nombre d'Avogadro) |

unité. D'une part, la transposition didactique – qui est la transformation d'un savoir savant en savoir scolaire – dans les manuels scolaires s'avère problématique ; d'autre part, la formation initiale des enseignants néglige souvent les fondements épistémologiques des principales notions et théories de la chimie.

Plusieurs chercheurs ont analysé la transposition didactique de la quantité de matière, dont l'unité est la mole, dans des manuels scolaires (australiens, québécois, mexicains et américains) et universitaires (américains). Les résultats de ces recherches confirment que le contenu de ces manuels renforce certains obstacles didactiques potentiels. Par exemple :

- la simplification adoptée lors de la transposition didactique du concept de mole éloigne le savoir à enseigner du savoir savant ;
- le domaine submicroscopique est mal distingué du domaine macroscopique ;
- le langage scientifique utilisé comporte parfois des erreurs sémantiques ;
- les analogies ne permettent pas d'appréhender la constante d'Avogadro ou la discontinuité de la matière ;
- la modélisation du concept est rarement enseignée [1, 6, 8].

Un enseignement efficace devrait considérer le lien mole-nombre d'une part et le lien mole-masse d'autre part [9]. De plus, la transposition didactique du concept devrait traiter de l'aspect qualitatif (l'importance du regroupement) et de l'aspect quantitatif (le calcul) [1, 10]. Toutefois, ces liens et ces aspects ne sont pas toujours distingués dans les manuels scolaires, ce qui prive les enseignants et les élèves d'une médiation adéquate entre le savoir savant et le savoir à enseigner. Le concept et son unité se retrouvent alors décontextualisés.

Il serait donc souhaitable que les enseignants acquièrent, durant leur formation, une perception plus adéquate des concepts comme celui de la quantité de matière dont l'unité est la mole, à la fois pour corriger leurs propres conceptions erronées et pour améliorer leurs stratégies d'enseignement [10]. Ils pourraient ainsi développer un regard critique vis-à-vis du contenu des manuels scolaires. Par ailleurs, des connaissances sur l'histoire du concept, sur les étapes de sa construction et sur les processus de sa conversion en « texte de savoir » permettraient aux enseignants de mieux comprendre le cheminement intellectuel des élèves, qui présente de nombreuses similitudes avec l'évolution historique de la mole d'un concept à une unité [2, 8, 10].

## Un éventuel ajout à la définition ?

L'enseignement du concept de la quantité de matière, dont l'unité est la mole, n'est pas évident puisque d'une part il relie le domaine submicroscopique abstrait au domaine macroscopique observable, et d'autre part il n'est pas mesurable mais calculable à partir d'autres constantes physiques.

Les définitions sont les structures élémentaires de l'enseignement des concepts. L'IUPAC nous fournit les définitions scientifiques, mais peut-être faudrait-il parfois y faire des ajouts pour les rendre plus facilement enseignables ? Dans le cas de la définition de la quantité de matière dont l'unité est la mole, l'ajout suivant « *La quantité de matière ne peut être mesurée directement à l'aide d'instruments. Elle est calculée à partir de propriétés physiques d'un échantillon comme la masse, le volume et la concentration* » serait souhaitable pour éviter, chez les élèves, une éventuelle confusion avec la masse ou avec le volume.

D'ailleurs, l'expression « nombre [nom de l'entité] en mole » serait peut-être préférable à l'expression « quantité de matière ». En effet, en français, la préposition « en » est employée, dans le langage scientifique, à la fois pour introduire un complément du nom et pour désigner un moyen.

[1] K. Padilla, C. Furió-Más, The importance of history and philosophy of science in correcting distorted views of "amount of substance" and "mole" concepts in chemistry teaching, *Science & Education*, **2008**, 17(4), p. 403-424.

[2] R. Azcona, C. Furió-Más, J. Guisasaola, Algunas reflexiones sobre la magnitud « cantidad de sustancia » y su unidad el mol: implicaciones para su enseñanza, *Anales de la Real Sociedad Española de Química*, **2002**, 3, p. 30-33.

[3] P. Juignet, Les paradigmes scientifiques selon Thomas Kuhn, *Philosophie, Science et Société*, **2015** (mis à jour en 2021), <https://philosciences.com/113> (consulté le 24/03/2021).

[4] A. Barański, The atomic mass unit, the Avogadro constant, and the mole: a way to understanding, *J. Chem. Educ.*, **2012**, 89(1), p. 97-102.

[5] C. Buès, Histoire du concept de mole (1869-1969) à la croisée des disciplines physique et chimie, *L'Act. Chim.*, **2000**, 239, p. 39-42.

[6] C.J. Giunta, The mole an amount of substance in chemistry and education: beyond official definitions, *J. Chem. Educ.*, **2015**, 92(10), p. 1593-1597.

[7] Repéré sur [https://lyceen.nathan.fr/9782091729060/asset/c05\\_p98\\_bilan\\_dys.pdf](https://lyceen.nathan.fr/9782091729060/asset/c05_p98_bilan_dys.pdf), p. 4.

[8] C. Furió, R. Azcona, J. Guisasaola, M. Ratcliffe, Difficulties in teaching the concepts of "amount of substance" and "mole", *Int. J. Sci. Education*, **2000**, 22(12), p. 1285-1304.

[9] S.-C. Fang, C. Hart, D. Clarke, Identifying the critical components for a conceptual understanding of the mole in secondary science classrooms, *J. Res. Sci. Teaching*, **2016**, 53(2), p. 181-214.

[10] S. Abou Halloun, Impact d'une formation collaborative donnée à des enseignants de chimie du secondaire sur l'enseignement et l'apprentissage du concept de mole, *Thèse de doctorat*, Université de Montréal, **2019**.

**Simone ABOU HALLOUN**, chargée de cours, et **Marcel THOUIN**, professeur, Université de Montréal (Canada), Faculté des sciences de l'éducation, Département de didactique.

Courriels : [simone.abou.halloun@umontreal.ca](mailto:simone.abou.halloun@umontreal.ca) ; [marcel.thouin@umontreal.ca](mailto:marcel.thouin@umontreal.ca)