

# Signification du concept de la mole pour les étudiants et les professeurs du secondaire

[Unpacking the Meaning of the Mole Concept for Secondary School Teachers and Students](#) Su-Chi Fang, Christina Hart, and David Clarke, *J. Chem. Educ.*, 2014, 91 (3), pp 351–356 DOI: 10.1021/ed400128x résumé de J.V. 2014-2015



La mole est un concept fondamental en chimie quantitative, et pourtant des recherches ont démontré que l'apprentissage de ce concept était des plus difficiles. Cet article contient une revue de la littérature concernant la mole, il identifie les composants nécessaires à la formation de la mole, et intègre les niveaux atomiques/moléculaires au concept de mole. Il met en lien les deux concepts grâce à deux concepts voisins : l'aspect nombre de la définition SI, et la connexion entre la masse relative atomique/moléculaire et la masse molaire. Cet article ne fournit pas seulement un cadre conceptuel de la mole, il fait également la lumière sur la façon d'enseigner ce concept. Les auteurs considèrent que cet article peut représenter un outil utile tant pour les professeurs, que pour la connaissance pédagogique de ce concept fondamental en chimie.

La mole a été définie en 1971 comme unité de quantité physique, la quantité de substance, et a été adoptée comme unité de base dans le système SI. Selon l'IUPAC : La mole est la quantité de substance d'un système qui contient autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes de carbone dans 0,012 kg de C. Quand on utilise la mole, les entités élémentaires doivent être indiquées. Cela peut être des atomes, des molécules, des ions, des électrons, d'autres particules ou des groupes spécifiques de ces particules. **NDLR : la définition devrait changer en 2019 en fixant la valeur du Nombre d'Avogadro**

La même année, Johnstone a publié des études sur la complexité pour les étudiants écossais (et d'autres nationalités) d'appréhender ce concept. Il est important de noter que cela ne signifie pas que la définition SI est la plus précise et représentative du concept de mole, alors que la représentation des étudiants doit nécessairement être logique par rapport à la définition SI. Cette distinction entre le besoin de cohérence avec la définition SI et son efficacité en tant qu'outil d'apprentissage est au cœur de cet article.

Une découverte significative (émergeant des recherches menées ces quarante dernières années) est que la façon de conceptualiser la mole en éducation ne correspond pas avec le concept de mole en définition SI. Les résultats prouvent que les étudiants n'appréhendent pas la mole comme unité physique de quantité de matière (définition SI). De plus, alors que les étudiants connaissent la magnitude du nombre d'Avogadro, ils ne comprennent pas comment il est déterminé expérimentalement.

Strömdhal et al. ont demandé à 28 éducateurs en chimie (professeurs et auteurs de livres scolaires) comment ils conceptualisaient la mole. Ils ont identifié plusieurs différences qualitatives parmi leurs définitions de la mole. A peine trois éducateurs présentaient une conception compatible à la définition SI. Bien que chaque éducateur présente une définition privilégiée de la mole, il fait souvent appel à une autre définition lorsqu'il rencontre des difficultés [de compréhension]. Lorsque le même groupe d'enquêteurs interrogent des étudiants du second cycle, ils se rendent compte que leurs conceptions reflètent celles de leurs enseignants.

## Le concept de mole

Que nous dit la définition SI ? Une mole est une quantité de matière, et cette quantité est définie par un « pack standard », correspondant au nombre d'atomes  $^{12}\text{C}$  dans 12gr de  $^{12}\text{C}$  (la constante d'Avogadro  $N_A$ ). Chaque échantillon de substance contenant le même nombre de particules identiques (atomes, molécules ou ions) que le pack standard est appelé une mole.

Dans le cas du  $^{12}\text{C}$ , le poids du pack standard est de 12gr. La mole sert de pont entre ces deux significations, en connectant le nombre de particules à un niveau atomique ou moléculaire, et la masse au niveau macroscopique. Cette double signification est fondamentale dans le concept de mole et de son utilité en chimie (stœchiométrie) : pondérer la substance pour assurer un ratio correct de particules utilisées dans une réaction chimique.

Les concepts sous-jacents :  $^{12}\text{C}$  est un standard pour mesurer la masse des atomes et des molécules. D'après le IUPAC Gold Book, l'unité de masse atomique unifiée (symbolisée par  $u$ ) est l'unité utilisée pour exprimer la masse des atomes et des molécules.  $1u = 1/12$  de la masse d'un atome  $^{12}\text{C}$ . Du coup la masse atomique de  $^{12}\text{C}$  est exactement  $12u$ . D'autres isotopes atomiques ont une masse atomique exprimée en  $u$ , par exemple la masse atomique de  $^{16}\text{O} = 15,9949u$ .

Sur base de l'échelle  $^{12}\text{C}$ , ainsi qu'avec la définition de la mole, on peut déduire la masse d'une mole d'autres éléments, la masse molaire. Lorsque deux éléments ont le même nombre d'atomes, leur rapport de masse sera égal au rapport de leur masse atomique. Par exemple, un atome de  $^{20}\text{Ne}$  a une masse de  $19,99u$ . Si nous avons le même nombre d'atome  $^{12}\text{C}$  et de  $^{20}\text{Ne}$  (disons 3), leur rapport de masse sera de  $12/19,99$ . Une mole de  $^{12}\text{C}$  pèse 12gr, une mole de  $^{20}\text{Ne}$   $19,99\text{gr}$ . En d'autres mots,  $19,99\text{gr}$  de  $^{20}\text{Ne}$  aura le même nombre d'atome que  $12\text{gr}$  de  $^{12}\text{C}$ .

Mais les chimistes, la plupart du temps, ont affaire à un nombre important d'atomes et d'isotopes. Pour cela, ils utilisent la masse atomique relative ( $A$ ) pour simplifier la situation. La masse atomique relative = le rapport de masse moyenne de l'atome sur l'unité de masse atomique. La masse moyenne signifie la moyenne des masses atomiques de tous les atomes d'un élément trouvé dans un échantillon particulier. La masse atomique relative est un rapport sans unité. Parfois ces rapports sont donnés dans le tableau périodique. La masse atomique relative est un rapport indirectement basé sur l'échelle  $^{12}\text{C}$ .

Il existe donc une relation proportionnelle entre la masse atomique relative et la masse molaire.

Puisque les molécules sont constituées d'atomes, on peut étendre ce raisonnement aux molécules. Une connexion existe entre la masse molaires des composants et leurs masses moléculaires relatives. Une mole d'un ou plusieurs éléments a une masse molaire en gramme identique à sa masse atomique ou moléculaire relative. Pratique pour les calculs en stœchiométrie. On peut facilement calculer la quantité de matière d'une mole à partir de la masse de l'échantillon et de sa masse molaire.

## Relations avec les concepts sous-jacents

Le nombre d'atomes dans une mole ( $12\text{gr}$  de  $^{12}\text{C}$ ) a été déterminé expérimentalement comme  $6,02 \times 10^{23}$ . Nous pouvons trouver la quantité de matière d'un échantillon donné, puisque nous connaissons le rapport entre le nombre total d'entités élémentaires dans un échantillon et  $N_A$

( $6,02 \times 10^{23}$ ). Donc, le nombre total d'entités élémentaires divisé par  $6,02 \times 10^{23}$  est la quantité d'éléments exprimée en mole ( $N/N_A$ ).

## Deux approches de la quantité de matière

La compréhension du concept de mole incorpore nécessairement le concept atomique/moléculaire. L'aspect nombre et masse s'applique aussi à ce concept. Les matières sont composées d'atomes et de molécules. L'aspect masse est lié au concept de masse relative atomique ou moléculaire. 2 idées complémentaires sont avancées. Elles sont cruciales pour comprendre le concept de mole.

### Idée 1

Idée d'agréger ou d'accumuler des atomes ou des molécules d'une seule entité de façon à former une mole ( $6,02 \times 10^{23}$ ). Mais pourquoi ce nombre, et quel est son rapport avec le nombre d'atome dans 12g de  $^{12}\text{C}$  ?

Pourquoi  $6,02 \times 10^{23}$  ? Selon la définition SI, le pack standard est le nombre d'atomes dans 12g de  $^{12}\text{C}$ . Mais comment sait-on ça ? Ce nombre a été déterminé par JJ Loschmidt en 1865, de façon empirique. Il correspond à un gramme, unité macroscopique de masse.

La première idée est l'aspect nombre de la définition SI de la mole. De plus, cela fait référence indirectement à l'aspect masse puisque le nombre d'atomes ou de molécules d'une matière est défini par 12g de  $^{12}\text{C}$ .

### Idée 2

Connexion entre la masse atomique relative et la masse molaire. Tant que le nombre de particules de deux éléments différents sont identiques, leur rapport de masse sera le même que le rapport de leur masse atomique relative (raisonnement proportionnel). Par définition, une mole de n'importe quelle matière a toujours le même nombre d'atomes ou de molécules que 12g de  $^{12}\text{C}$ . En conséquence, la masse relative atomique ou moléculaire ( $u$ ) a la même valeur numérique que sa masse molaire en g ( $g$ ).

3 composants :

- Aspect masse de la définition SI (standard pack=12g)
- Concept des masses atomiques relatives
- Raisonement proportionnel

## Proposition pour l'enseignement du concept

Depuis 1971, beaucoup d'études se sont intéressées aux difficultés dans l'enseignement de la mole. Sur base de 60 articles du Journal of Chemical Education, deux thèmes de recherche ont été identifiés: discussion et suggestion de stratégies d'enseignement, et difficultés d'enseigner. Bien que les stratégies d'enseignement (telles les analogies ou les travaux pratiques) sont utiles à

l'apprentissage, elle ont une efficacité limitée lorsqu'il s'agit d'aider les étudiants à comprendre le concept de la mole de façon cohérente. Pour un meilleur enseignement, les professeurs ont besoin d'un cadre conceptuel qui les aide à transformer leur compréhension du concept en un enseignement.

From:  
<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/> - **Didier Villers, UMONS - wiki**

Permanent link:  
<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:biblio-10.1021-ed400128x?rev=1528564600>

Last update: **2018/06/09 19:16**

