L'unité de masse atomique, la constante d'Avogadro et la mole : un moyen de comprendre

The Atomic Mass Unit, the Avogadro Constant, and the Mole: A Way To Understanding, Andrzej Baranski, J. Chem. Educ. 2012, 89, 97-102. Résumé de B.V.A., 2011-2012.

Le problème

L'apprentissage des concepts chimiques de base que sont l'unité de masse atomique ou la mole de constituants sont complexes, car les concepts sous-jacents sont sujets à confusion. Ainsi, les définitions existantes pour la mole et l'unité de masse atomique présentent des difficultés de compréhension pour les étudiants comme pour les enseignants sensés l'expliquer, tout comme la nature de la « quantité de matière » pour laquelle la mole est une unité.

La solution

Réajuster les définitions existantes d'unité de masse atomique, de mole et de nombre d'Avogadro pour les besoins de l'enseignement.

Unité de Masse Atomique

La définition d'une unité de masse atomique unifiée a pour origine un consensus entre les chimistes et les physiciens sur l'utilisation du carbone 12 comme système de référence. Cependant, il existe un risque que l'étudiant pense que la propriété de base du carbone 12 est d'avoir une masse de 12u, et non d'avoir six protons et six neutrons car la notion d'isotope n'est pas explicitée lorsque l'on introduit l'unité de masse atomique. Une solution serait donc une expérience de pensée ou une analyse d'un spectre de masse pour lier le concept théorique à quelque chose de concret.

La mole et la constante d'Avogadro

Le concept de mole est nécessaire car un échantillon de quelques grammes contient ~1020 atomes / molécules. Le problème est que la définition de la mole implique une notion trouble de « quantité de matière », qui ne s'applique pas à tout et n'importe quoi : les particules élémentaires ne sont pas considérées comme de la matière mais comme un de ses constituants (ex : électron). De même, les éléments de composition indéfinie ne peuvent entrer dans la définition recouverte par la mole (une mole de rochers, cela n'existe pas).

Nombre d’Avogadro

Selon la définition existante, on peut définir le nombre d’Avogadro est défini à partir de la mole ; ou alors on définit la mole à partir du nombre d’Avogadro. Dans la suite, c’est le deuxième cas qui est retenu ; tel que l’on définisse le nombre d’Avogadro comme la quantité d’atomes dans 0.012 kg de carbone 12. Comme toute mesure est la comparaison à un standard, et que dans le cas présent nous en avons deux (unité de masse atomique et masse) le rapport entre les deux standards ne peut être choisi arbitrairement mais déterminé expérimentalement. Une bonne mise en situation du concept d’un point de vue expérimental reste l’expérience de Rutherford en 1909.

Concept de mole

En la définissant à partir du nombre d’Avogadro (le nombre de n’importe quel objet égal au nombre d’Avogadro correspond à une mole de cet objet), on a une définition de la mole qui est modulable à n’importe quel composé tant que les objets que l’on compte sont identiques. Ceci met en évidence le rôle de « facteur échelle » de la mole entre le monde microscopique et macroscopique. De cette notion découle celle de masse molaire des éléments (N nuclides d’un composé de masse atomique MA.u.

Généralisation

Le concept de mole dans le cas d’un composé poly-isotopique s’applique sur un ensemble d’objets aux proportions variées. La mole se définit donc sur un ensemble d’objets similaires caractérisés par une valeur moyenne raisonnablement déterminée.

La possibilité d’une nouvelle définition de la mole et du kilogramme

Une mesure est une comparaison avec un standard supposé invariant mais la masse reste définie par un artéfact (cylindre métallique). Il est donc proposé de redéfinir la masse à partir de la meilleure estimation de la valeur de la constante d’Avogadro, tel que : 1 kg=1000 ×N ×u=1000 ×N × m(12C)12

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

Permanent link:
https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:biblio-10.1021-ed2001957?rev=1447427982

Last update: **2015/11/13 16:19**