

Enseigner aux étudiants débutants en chimie les structures de Lewis simples

Article [Teaching Beginning Chemistry Students Simple Lewis Dot Structures](#) Peter Nassiff and Wendy A. Czerwinski, *J. Chem. Educ.*, 2015, 92 (8), pp 1409–1411 DOI: 10.1021/ed5007162 résumé de L.R. 2016-2017



Remarque de l'étudiant : je trouve cette méthode plus compliquée du faite qu'on ajoute et retire des électrons qui n'appartiennent pas aux éléments de base et qu'on symbolise les électrons célibataires aussi par des tirets. De plus, cette méthode fonctionne uniquement pour les molécules simples et les élèves devront apprendre la méthode classique pour construire des molécules plus complexes. Cette méthode est inutile et il est préférable d'apprendre directement la bonne méthode pour gagner du temps.

Introduction

Les structures de Lewis conduisent à la compréhension de la liaison chimique et permettent à l'étudiant de construire des molécules simples. Les étudiants qui débutent l'étude de la chimie ont souvent du mal à maîtriser les structures de Lewis simples et donc à construire de simples molécules.

Les manuels scolaires montrent aux élèves comment construire les structures de Lewis en plaçant des points représentant les électrons de valence autour de la structure chimique afin que chaque atome respecte la règle de l'octet. Cependant, il y a une méthode plus facile pour enseigner les structures de Lewis pour les molécules simples, basées sur la règle d'octet que nous allons voir dans cet article.

Les étudiants appliquent cette méthode pour obtenir une structure de Lewis initiale qui a un octet complet pour tous les atomes, puis modifient leur structure jusqu'à ce qu'ils obtiennent le nombre requis d'électrons de valence, résultant en une structure de Lewis correcte. Les étudiants finissent souvent par s'arrêter avec une structure de Lewis incomplète parce qu'ils ont « manqué » d'électrons, ou forment trop de liens.

Ces erreurs sont évitées en appliquant initialement la règle d'octet à chaque atome (à l'exception de l'hydrogène) au début. Par conséquent, les étudiants ne manquent pas d'électrons ou ne forment pas trop de liens. Afin de s'assurer que peu d'électrons de valence sont utilisés, les élèves comparent ensuite le nombre d'électrons de valence dans cette structure avec les électrons de valence requis et suppriment les électrons de valence jusqu'à ce que le nombre dans leur structure corresponde au nombre requis, complétant ainsi la structure de Lewis. L'utilisation de cette méthode aide les élèves à maîtriser rapidement et facilement des structures de points Lewis simples.

Procédure

Les étudiants ont toujours la structure squelettique correcte parce que, comme d'autres l'ont commenté, 2 étudiants débutants n'ont généralement pas assez d'acquis pour déterminer l'arrangement moléculaire correct, et une structure squelettique incorrecte les distrairait de l'objectif d'apprentissage ciblé.

Étape 1 : En utilisant le tableau périodique, on compte le nombre de valences pour les atomes dans la structure au total. Pour les ions polyatomiques, on ajoute ou soustrait les électrons de valence selon les besoins.

Étape 2 : En utilisant la structure squelettique fournie, donner à chaque atome (sauf l'hydrogène) huit électrons de valence en utilisant une ligne pour représenter une paire d'électrons de valence. Bien que ce ne soit pas une nécessité, l'utilisation d'une ligne pour représenter des paires d'électrons rend la structure plus propre et aide à compter les électrons de valence. Une erreur que certains élèves font initialement est de mettre les électrons de valence, les uns à la fois. Il est important de souligner que, conceptuellement, les électrons de valence viennent en paires soit comme des liaisons, soit comme des paires de doublets isolés.

Étape 3 : On compare ensuite le nombre total d'électrons dans la structure de Lewis dessinée avec le nombre d'électrons de valence nécessaires à partir de l'étape 1. Le tableau 1 donne le nombre total d'électrons de valence pour les molécules qui ont un octet complet sans liaisons multiples. Le plus souvent, il y a trop d'électrons de valence dessinés dans la structure initiale, et donc une ou des paires d'électrons de valence doivent être supprimées. Déterminer combien d'électrons de valence doivent être supprimés et comment cela est fait est la clé de cette méthode.

Étape 4 : Comptez le nombre de ESV tracé dans la structure de l'étape 2 ou sélectionnez le nombre d'électrons de valence du tableau 1 correspondant au nombre d'atomes dans la molécule. Puis soustrayez le nombre d'électrons de valence de l'étape 1 à partir du nombre de l'étape 2.

Exemples

Cl₂ : il y a 14 électrons de valence (VEs) dans la structure de Lewis initiale et 14 VEs de l'étape 1, de sorte que la structure de Lewis initiale présentée à la Figure 1 est correcte.

O₂ : O₂ a 12 VEs à partir de l'étape 1, mais 14 VEs (tableau 1) sont tirés à l'étape 2. Puisqu'il y a plus d'VEs tirés que disponibles ($14 - 12 = 2$ VE), une paire de VEs doit être enlevée. Cela se fait en supprimant une paire de VEs de deux atomes adjacents et en formant une liaison multiple comme le montre la figure 2. Bien qu'il semble que trop de VE soient enlevés de la structure initiale (4 VE), il y a 2 VEs ajoutés dans la Formation de liens multiples. Comme c'est toujours le cas, chaque paire de VE qui doivent être retirés d'une structure de Lewis nécessite la formation d'une liaison supplémentaire. Pour O₂, l'élimination d'une paire de VE entraîne une double liaison.

N₂ : N₂ a 10 VEs de l'étape 1, cependant 14 VEs (Tableau 1) sont tirés à l'étape 2, donc 4 VEs (ou 2 paires de VE) doivent être enlevés, et deux obligations supplémentaires sont nécessaires. Deux couples de VE doivent être retirés de chaque atome et remplacés par une triple liaison entre les atomes d'azote.

CO₂ : Pour le CO₂, il y a 16 VE à partir de l'étape 1, mais 20 VE (tableau 1) sont tirés à l'étape 2. Puisqu'il faut supprimer $20 \text{ VEs} - 16 \text{ VEs} = 4$, 4 VEs (deux paires de VE). Cela se fait en supprimant une paire d'électrons de chaque atome et en ajoutant une liaison multiple entre eux.

Conclusion

La méthode de dessin des structures de Lewis résumée dans ce texte est un moyen rapide et facile d'enseigner aux élèves comment dessiner des structures de Lewis, car elle s'appuie sur leur compréhension que les atomes se lient pour avoir des couches complètes.

En utilisant cette méthode, les élèves apprennent que toutes les structures de Lewis ne sont pas acceptables et que les structures doivent contenir le nombre approprié d'électrons de valence tout en s'assurant que chaque atome a 8 électrons.

From:

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

Permanent link:

<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:biblio-10.1021-ed5007162>

Last update: **2019/06/08 21:36**

