

Comprendre la relation entre les concepts d'Arrhénius, de Bronsted-Lowry et de Lewis

Article [Understanding the Relationship Among Arrhenius, Brønsted-Lowry, and Lewis Theories](#)

Seoung-Hey Paik, J. Chem. Educ., 2015, 92 (9), pp 1484-1489 DOI: 10.1021/ed500891w résumé de S.G. 2015-2016



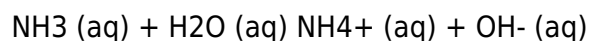
Introduction

Il existe de nombreux problèmes dans l'apprentissage par les élèves des concepts d'acide et de base. Ceux-ci sont notamment causés par la description utilisée par les manuels scolaires. En effet, certains manuels présentent les concepts d'Arrhénius, de Bronsted-Lowry et de Lewis comme étant des concepts cumulatifs alors que d'autres manuels choisissent de présenter uniquement certains de ces concepts.

Conflit dans l'application des concepts

Cas de l'ammoniac (NH₃)

Le cas de l'ammoniac a notamment été étudié à partir de l'équation :



Dans cette équation, l'ammoniac est considéré comme une base de Bronsted-Lowry. En effet, lors de sa réaction avec l'eau, l'ammoniac ne libère pas d'OH⁻ ce n'est donc pas une base d'Arrhénius. Cependant, lors de cette réaction, il y a quand même une formation d'OH⁻ par conséquent, ceci pourrait signifier pour les élèves que NH₃ serait quand même bien une base d'Arrhénius. Ceci est une première cause de l'incompréhension des élèves. Une autre cause d'incompréhension est que l'ammoniac ne réagit pas forcément avec l'eau ce qui ne ferait pas de lui, dans ce cas, une base de Bronsted-Lowry. De plus, comme la réaction présentée est à l'équilibre, ceci exclut que l'ammoniac soit une base d'Arrhénius.

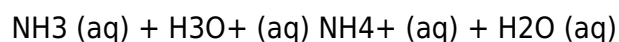
Pour éviter le problème de la solution aqueuse, l'auteur de l'article propose d'étudier le cas de l'ammoniac lors de sa réaction avec l'acide chlorhydrique :



Ces réactions ayant lieu en phase gazeuse, le transfert de proton du chlorure d'hydrogène vers l'ammoniac peut être observé sans avoir besoin de la présence d'H₂O. Ceci fait donc bien de l'ammoniac une base de Bronsted-Lowry. De plus, comme nous sommes toujours avec une réaction à l'équilibre, ceci confirme que NH₃ n'est pas une base d'Arrhénius.

Afin d'éviter le problème de la formation de l'ion hydroxyde, l'auteur propose d'explicitier la réaction

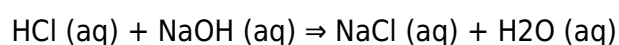
entre NH_3 et H_3O^+ :



L'ion hydronium étant l'acide de Bronsted - Lowry par excellence, ceci permet de confirmer que la base qui réagit avec, dans ce cas - ci l'ammoniac, est bien une base de Bronsted - Lowry. De plus, la formation d'ion OH^- étant évitée, ceci permet aux élèves de ne pas faire la comparaison avec les bases d'Arrhénius.

Cas des acides forts (HCl)

Le cas de l'acide chlorhydrique est généralement présenté par sa réaction avec l'hydroxyde de sodium :

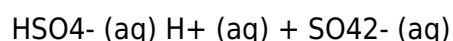
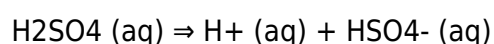


Dans cette équation, HCl est un acide d'Arrhénius et NaOH une base d'Arrhénius. Cependant, l'HCl gazeux ne se décompose pas ce qui signifierait que l'acide chlorhydrique n'est pas une base d'Arrhenius.

De plus, lorsque HCl réagit avec NH_3 , ce dernier reçoit un proton de l'acide. Ceci tendrait à dire que le chlorure d'hydrogène est en fait un acide de Bronsted - Lowry, il y aurait confusion entre les concepts de Bronsted - Lowry et d'Arrhénius. Par conséquent, ces deux problèmes pourraient causer l'incompréhension des élèves.

Cas des acides forts (H_2SO_4)

Le cas de l'acide sulfurique pose problème au niveau de sa double dissociation :



À la vue de ces équations, l'acide sulfurique peut être considéré comme un acide d'Arrhénius cependant, HSO_4^- , lui ne peut pas être un acide d'Arrhénius sa réaction de dissociation est à l'équilibre.

Ce qui pose problème, ici, aux élèves est le fait que les deux réactions se ressemblent beaucoup et qu'il y a libération de proton lors de chacune d'entre elles. Ceci pourrait donc causer l'incompréhension des élèves et les faire confondre les différents concepts.

Conclusion

La chimie étant l'étude de la matière, l'auteur suggère que le concept d'Arrhénius peut être considérée en traitant les acides et les bases comme des matériaux. Le concept de Bronsted - Lowry et de Lewis peuvent, eux, être utilisés pour expliquer le processus avec la théorie de Lewis comme extension de celle de Bronsted - Lowry.

From:

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

Permanent link:

<https://dvillers.umons.ac.be/wiki/teaching:biblio-10.1021-ed500891w?rev=1529927967>

Last update: **2018/06/25 13:59**

