

1 Einleitung

1.1 Historische Entwicklung des Lewis-Säure-Base-Paares

Gilbert Newton Lewis hat 1923 ein neues Säure-Base-Konzept vorgeschlagen. Dieses definiert eine Säure als einen Elektronenpaar-Akzeptor und eine Base als einen Elektronenpaardonator.^[1] Diese Idee hat den damals herrschenden Säure-Base-Konzepten von *Arrhenius* bzw. *Brønsted* und *Lowry* widersprochen. Heute wird das *Lewis*-Konzept als eines der wichtigen Axiome angesehen.^[2]

S. A. Arrhenius vertritt die Ansicht, dass es ein charakteristisches Merkmal in einer Säure bzw. Base gibt. Die Säure soll in wässriger Lösung in Wasserstoff-Kationen (H^+ -Ionen) und Anionen dissoziieren. Bei der Base sollen Hydroxid-Anionen (OH^- -Ionen) und Kationen als Produkte entstehen. 1923 haben *J. N. Brønsted* und *Lowry* unabhängig voneinander beschrieben, dass eine Säure ein Protonendonator (H^+ -Donator) und eine Base ein Protonenakzeptor (H^+ -Akzeptor) seien. Bei einer Reaktion in Wasser sollen Oxonium-Ionen (H_3O^+ -Kationen) bzw. Hydroxid-Ionen (OH^- -Anionen) entstehen.^[3]

Lewis definiert die Säure als ein Elektronenpaarakzeptor und eine Base als einen Elektronenpaardonator. Laut *Lewis*'s Definition bildet sich bei einer Säure-Base-Reaktion ein kovalent gebundenes Addukt. Die *Lewis*-Säure wird durch das LUMO, das *lowest unoccupied molecular orbital* (=tiefliegendste unbesetzte Molekülorbital), charakterisiert. Die Elektronen im HOMO, das *highest occupied molecular orbital* (=höchstliegendste besetzte Molekülorbital), der *Lewis*-Base wechselwirken mit dem LUMO der *Lewis*-Säure. Die dabei stattfindende Neutralisationsreaktion ist vergleichbar wie bei einer Reaktion von *Brønsted*-Komponenten.^[4] Dieses Konzept kann als Erweiterung des bisher weitverbreiteten Konzeptes von *Brønsted* und *Lowry* angesehen werden.^[5] Mit Hilfe dieses Konzeptes ist es möglich, Verbindungen als Säure oder Base zu klassifizieren, die mit der klassischen Theorie nicht eingeordnet werden können. Damit ist es möglich, die chemische Reaktivität der Haupt- und Nebengruppenchemie im Allgemeinen besser zu verstehen.^[6]

Wichtige Vertreter der *Lewis*-Säuren sind Verbindungen der Elemente der 13. Gruppe im Periodensystem. Diese Elemente neigen aufgrund ihrer drei Valenzelektronen im Allgemeinen zu

^[1]1.

^[2]1, 2, 3.

^[3]4.

^[4]2, 3.

^[5]5.

^[6]3.

Literatur

- [1] G. N. Lewis, *Chemical Catalogue Company* **1923**.
- [2] J. N. Brønsted, *Recl. Trav. Chim. Pays-Bas* **1923**, *42*, 718–728.
- [3] T. M. Lowry, *J. Soc. Chem. Ind.* **1923**, *42*, 43–47.
- [4] Holleman, Wiberg, *Lehrbuch der anorganischen Chemie*, de Gruyter, 102. Aufl., **2007**, S. 240–244.
- [5] Holleman, Wiberg, *Lehrbuch der anorganischen Chemie*, de Gruyter, 102. Aufl., **2007**, 244f.
- [6] D. R. Schultz, R. W. Parry, *J. Am. Chem. Soc.* **1958**, *80*, 8–12.
- [7] S. G. Shore, R. W. Parry, *J. Am. Chem. Soc.* **1958**, *80*, 12–15.
- [8] R. W. Parry, S. G. Shore, *J. Am. Chem. Soc.* **1958**, *80*, 15–20.
- [9] R. C. Taylor, D. R. Schultz, A. R. Emry, *J. Am. Chem. Soc.* **1958**, *80*, 27–30.
- [10] A. L. Gille, T. M. Gilbert, *J. Chem. Theory Comput.* **2008**, *4*, 1681–1689.
- [11] H. D. Kaesz, F. G. A. Stone, *J. Am. Chem. Soc.* **1960**, *82*, 6213–6218.
- [12] B. Rapp, J. E. Drake, *Inorg. Chem.* **1973**, *12*, 2868–2873.
- [13] R. G. Pearson, *J. Soc. Chem.* **1942**, *85*, 3533–3539.
- [14] H. C. Brown, H. I. Schlesinger, S. Z. Cardon, *J. Soc. Chem.* **1942**, *64*, 325–329.
- [15] H. C. Brown, B. Kanner, *J. Soc. Chem.* **1966**, *88*, 986–992.
- [16] G. Wittig, E. Benz, *Chem. Ber.* **1959**, *92*, 1999–2013.
- [17] G. C. Welch, D. W. Stephan, *J. Am. Chem. Soc.* **2007**, *129*, 1880–1881.
- [18] G. C. Welch, R. R. S. Juan, J. D. Masuda, D. W. Stephan, *Science* **2006**, *314*, 1224–1226.
- [19] W. Tochtermann, *Angew. Chem.* **1966**, *78*, 355–375.
- [20] D. W. Stephan, G. Erker, *Angew. Chem.* **2010**, *122*, 50–81.
- [21] C. M. Mömming, E. Otten, G. Kehr, R. Fröhlich, S. Grimme, D. W. Stephan, G. Erker, *Angew. Chem. Int. Ed.* **2009**, *121*, 6770–6773.
- [22] C. M. Mömming, E. Otten, G. Kehr, R. Fröhlich, S. Grimme, D. W. Stephan, G. Erker, *Angew. Chem. Int. Ed.* **2009**, *48*, 6643–6646.