

# Vom stofflichen Prinzip über prinzipiell Stoffliches zum mathematischen Formalismus - am Beispiel der Entwicklung von Säure-Base-Konzepten

Prof. Dr. Christiane S. Reiners, Universität zu Köln  
Institut für Chemie und ihre Didaktik  
Herbert-Lewin-Str.2, 50391 Köln

Die im Titel geäußerte Absicht, den Weg vom stofflichen Prinzip über prinzipiell Stoffliches zum mathematischen Formalismus aufzuzeigen, läßt mich an ARISTOTELES anschließen, bei dem es heißt:

Wir glauben dann ein jegliches zu erkennen, wenn wir die ersten Ursachen und die ersten beherrschenden Anfänge bis zu den Elementen erkannt haben.<sup>1</sup>

Ohne diese Auffassung bestreiten zu wollen, macht es die zur Verfügung stehende Zeit schwierig, ihr gerecht zu werden. Deshalb möchte ich ohne auf die Elementenlehre von ARISTOTELES und den Atomismus von DEMOKRIT eingehen zu können, mit meiner Betrachtung im 18. Jh. beginnen.

Dort entwickelt STAHL ein Erklärungsprinzip, das trotz des Auflebens der Atomistik an die alte Prinzipienlehre anknüpfte. Das von STAHL eingeführte Phlogistonprinzip zur Deutung von Verbrennungs- und Verkalkungsvorgängen bestimmte auch die Erklärung der Eigenschaften von Säuren.

STAHL nahm an, daß die Säuren aus einer Universalsäure, d.h. der Schwefelsäure, und einem bestimmten Anteil an Phlogiston bestehen, demzufolge seine Kennzeichnung sowohl eine stoffliche wie eine prinzipiell abstrakte Bedingung enthielt.<sup>2</sup>

STAHL (1697)

Säuren bestehen aus einer Universalsäure und Phlogiston.

Aus diesen Bestimmungskomponenten ist im Laufe der weiteren Entwicklung und in engem Zusammenhang mit der Entwicklung von Materiekonzepten nicht nur ein einheitliches Merkmal hervorgegangen, sondern auch eine Betrachtungsweise, die die Abgrenzung der Säure-Base-Reaktionen von anderen Reaktionstypen fraglich macht. Diese Entwicklung aufzuzeigen ist Gegenstand der folgenden

Ausführungen. Sie stellt sich im Rückblick als eine Art Pendelbewegung zwischen konkret Stofflichem und reinem Abstraktum dar, die mit der eigentümlichen Zwitterstellung des Phlogistons ihren Ausgang nimmt.

Der duale Charakter des Prinzips zeigte sich darin, daß das Phlogiston zwar als stoffliches Prinzip von Eigenschaften, d.h. als stoffliche Komponente, gefaßt wurde, seine Funktion als abstrakter Träger einer Eigenschaft jedoch gegenüber seiner Stofflichkeit im Vordergrund stand.

Erst mit seinem *experimentum novum* gelang es STAHL, die abstrakte Bedingung mit konkreterem Inhalt zu füllen. Über die Identifizierung des bei Verbrennungs- und Verkalkungsvorgängen übertragenen Prinzips hinaus, stellten die experimentellen Ergebnisse auch die stoffliche Identität des Prinzips sicher und gaben damit Anlaß, der stofflichen Natur des Prinzips überhaupt erst auf den Grund zu gehen.

Mit der Definition der analytischen Elemente wie auch der Klärung von bis dato noch offen gebliebenen Fragen, wie z.B. die Zusammensetzung der Luft avancierte das stoffliche Prinzip mehr und mehr zu prinzipiell Stofflichem, das als solches Gegenstand der Analyse werden konnte. Entsprechend urteilt auch STRÖKER:

In der alten Prinzipienlehre war die Frage des Nachweises für das Phlogiston streng genommen gar nicht sinnvoll zu stellen gewesen, da in ihr die Prinzipien nicht in erster Linie zu den zu untersuchenden Stoffen, sondern zum Erklärungsrüstzeug zählten. Stoffe resp. „Körper“ waren sie allenfalls insofern gewesen, als für die Erklärung chemischer Eigenschaften und ihrer Veränderungen von einem stofflichen Transfer eben jener Prinzipien Gebrauch gemacht worden war. In der Phlogistik - bei Stahl noch wenig, deutlicher jedoch bei Rouelle ausgeprägt - trat die Trägerfunktion der Prinzipien gegen ihre eigenen chemischen Beschaffenheiten zurück.<sup>3</sup>

Während STAHL das Phlogiston noch als erdiges Prinzip gefaßt hatte, das er vom Feuer unterschied, wechselte ROUELLE das Prinzip und betrachtete das Phlogiston nunmehr als Feuerstoff, dem eine zweifache Natur zukam:

- eine materielle, die dadurch gekennzeichnet war, daß es als Reagenz in der Lage war, chemische Verbindungen einzugehen (Feuerstoff);
- eine instrumentelle, die sich in ungebundenem Zustand darin äußerte, als Instrument fungieren zu können, um chemische Prozesse zu beeinflussen (Feuer).

Die Stahlsche Lehre wird bei ROUELLE insoweit modifiziert, als das duale Denkschema Stoff - Prinzip durch ein neues, nämlich Stoff - Instrument, ersetzt wird.

Aufgrund der Entwicklungen in der pneumatischen und analytischen Chemie sah sich LAVOISIER 1777 zu einer neuen Verbrennungshypothese veranlaßt, der vier gesetzmäßige Phänomene zugrunde liegen sollten. Eines war die Vorstellung, daß die Zerlegung der Luft eine Base der Säurebildung und einen Feuerstoff liefert, wobei die Base im Unterschied zum Feuerstoff gewogen werden kann und von LAVOISIER mit dem Begriff oxygène belegt wurde. Die deutsche Übersetzung mit dem Begriff „Sauerstoff“ verlieh der stofflichen Natur des „principe constitutif de l'acidité“ besonderen Ausdruck.

LAVOISIER (1777)  
Säuren sind Stoffe, die aus einem Nichtmetall und Sauerstoff bestehen.

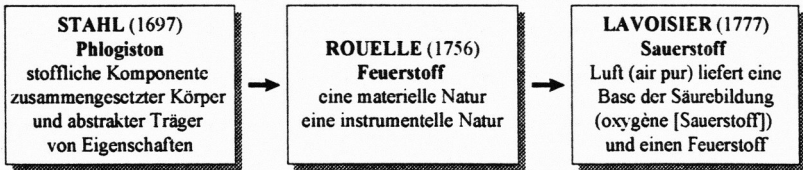


Abb. 1:  
Vom stofflichen Prinzip zum prinzipiell Stofflichen

In den nachfolgenden Konzeptionen trat die chemische Beschaffenheit der Säuren zunehmend in den Vordergrund, wovon nicht nur das Sauerstoffkonzept von LAVOISIER, sondern im weiteren auch das Wasserstoffkonzept von DAVY wie von VON LIEBIG Zeugnis ablegen, die allesamt eine kompositionelle Bestimmung von Säuren und Basen vorsehen.

In Fortführung des atomistischen Denkens, das mit DEMOKRIT begonnen hatte, gaben zu Beginn des 19. Jh. die experimentellen Ergebnisse Anlaß, die Existenz von unveränderbaren Atomen anzuzweifeln und zu der inneren Strukturierung der Atomverbände vorzudringen.

Einen richtungweisenden Perspektivenwechsel leiteten die Versuche zur Elektrizität ein.

Der von BERZELIUS im Jahre 1803 entwickelte elektrochemische Dualismus legte zwar eine enge Beziehung zwischen chemischen und elektrischen Prozessen nahe, konnte dieselbe jedoch nicht erklären. Erst durch die Versuche von FARADAY löste sich die Elektrizität aus der Physik und wurde auch als eine chemisch relevante Eigenschaft von Materie erkannt. Faraday belegte die elektrisch

geladenen Teilchen mit dem Begriff Ionen, von denen er annahm, daß sie im Moment der Stromeinwirkung entstehen.

1887 konnte ARRHENIUS diese Annahme mit seiner Theorie der elektrolytischen Dissoziation widerlegen und belegen, daß Elektrolyte bereits beim Lösen in Wasser weitgehend in Ionen zerfallen.<sup>4</sup>

Vor diesem Hintergrund gelangt er zu einer Säure-Base-Definition, die sowohl den Phänomenbereich wie auch den analytischen Bereich verläßt und erstmals an konstitutionelle Bedingungen aus dem Bereich des Submikroskopischen anknüpft. Die Definition von ARRHENIUS legt darüber hinaus erstmals Zeugnis von einem Basebegriff ab, der nicht nur aus dem Verhalten der Base gegenüber einer Säure resultierte (inverse Definition), sondern der wie der Säurebegriff genau definiert und insbesondere durch die komplexchemischen Arbeiten von WERNER und PFEIFFER auch theoretisch begründet wurde.<sup>5</sup>

#### ARRHENIUS (1887)

Säuren sind Stoffe, deren Moleküle in wäßriger Lösung in  $H^+$ -Ionen und Säurerest-Ionen dissoziieren; Basen sind Stoffe, deren Moleküle in Lösung in  $OH^-$ -Ionen und Metall-Ionen dissoziieren.

Die elektrolytische Dissoziation ließ allerdings die Frage offen, was überhaupt das Elektrische an Ionen war. Erst die Versuche von THOMSON 1896 halfen, die atomistische Beschaffenheit der Elektrizität zu klären und ebneten den Weg zu einer tragfähigen Atomtheorie, die es BOHR wenige Jahre später zu entwickeln gelang. Nachdem das Elektron und das Proton als submikroskopische Konstituenten von Materie erschlossen waren, begann nun die Suche nach der Vorstellung über den Zusammenhalt zwischen den Atomen.

Im Jahre 1916 begründeten KOSSEL<sup>6</sup> und LEWIS<sup>7</sup> getrennt voneinander zwei verschiedene Bindungstheorien, in deren Zentrum zwei Vorstellungen standen, die LANGMUIR (1919) mit den Begriffen „Elektrovalenz“ und „Kovalenz“ belegte.<sup>8</sup>

Der elektrostatische Ansatz von KOSSEL führte zu einem heteropolaren Materiebild, auf dessen Grundlage BRÖNSTED und unabhängig von ihm LOWRY ein neues Säure-Base-Konzept entwickelte.

Unter Rückgriff auf die thermodynamischen Untersuchungen von FAJANS kam BRÖNSTED zu dem Schluß, daß Wasserstoff in ionisiertem Zustand in Lösung nicht existent ist, so daß die Säurefunktion stets mit einer Basefunktion verknüpft ist, die ihn zu der Formulierung einer Transferreaktion führt.<sup>9</sup> Innerhalb dieser Transferreaktion erweist sich ein Reaktand als Donator, ein anderer als Akzeptor, aus deren Reaktionsverhalten neue Akzeptoren bzw. Donatoren entstehen, deren Verhältnis zueinander BRÖNSTED mit dem Begriff des korrespondierenden bzw. kongugierten Säure-Base-Paares einholt.



BRÖNSTED (1923)

Säuren sind Protonendonatoren; Basen sind Protonenakzeptoren.

Die Donator-Akzeptor-Vorstellung wurde zwar von BRÖNSTED entwickelt, die Begrifflichkeit allerdings erst 1927 von SIDGWICK eingeführt.<sup>10</sup>

Bemerkenswert bleibt die Tatsache, daß BRÖNSTED in der konkreten Kennzeichnung der kongugierten Paare zu einer Vorstellung gelangt, in der eine Analogie zwischen Protonen- und Elektronenübertragung erstmals anklingt:

...The close relation between these two groups of substances [i.e. the conjugate acids and bases] is explained by their fundamental relation to the hydron, while their unique position as compared with all other chemical substances is due to the uniqueness of the hydron, consisting solely of an atomic nucleus. **The only possible parallel to this class of substances is the oxidation-reduction-system, in which the electron plays the same rôle as does the hydrogen nucleus or proton in the acid-base-system.**<sup>11</sup>  
[Hervorh. v. V.]

Ohne im einzelnen auf die Verallgemeinerung der ionotropen Konzepte<sup>12</sup> durch LUX,<sup>13</sup> FLOOD,<sup>14</sup> EBERT und KONOPIK<sup>15</sup> eingehen zu wollen, ist es 1939 USANOVIČ,<sup>16</sup> der die von BRÖNSTED bereits angedeutete Parallele weiter zementiert.

USANOVIČ (1939)

Säuren sind Substanzen, die Protonen oder Kationen abgeben bzw. Anionen oder Elektronen anlagern können; Basen sind Substanzen, die Anionen oder Elektronen abgeben bzw. Protonen oder Kationen anlagern können.

In dieser Definition werden Redoxreaktionen erstmals als Säure-Base-Reaktionen betrachtet.

Darüber hinaus schreibt USANOVIČ sowohl Säuren wie auch Basen sowohl eine Donor- wie eine Akzeptorfunktion zu und verallgemeinert damit eine Vorstellung, die von EBERT und KONOPIK im Hinblick auf Ionentransferreaktionen bereits postuliert wurde.

Dennoch bleibt USANOVIČ letztlich dem heteropolaren Materiebild verhaftet, in dem er das Elektron im wesentlichen als Träger einer elektrischen Ladung und somit in seiner elektrostatischen Eigenschaft mit einbezieht, wie es für das Materiebild von KOSSEL kennzeichnend war. In der Absicht, ein möglichst einfaches Modell zur elektronischen Deutung des chemischen Verhaltens zu entwickeln, hatte sich KOSSEL 1916 explizit auf die elektrostatischen Kräfte beschränkt.

Eine Berücksichtigung der magnetischen Kräfte gelang erst durch LEWIS, der im selben Jahr nicht nur ein Pendant zu der Modellvorstellung von KOSSEL entwickelte, indem er sich den spezifischen Eigenschaften der Elektronen zu näherte, sondern der sich gleichsam erstmals deutlich von ionotropen Säure-Base-Konzepten löste. In der Absicht, einen mechanistischen Ansatz zur Kennzeichnung von Säuren und Basen zu liefern, für den er eigens die Grundlagen schuf, um ihn modelltheoretisch erfassen zu können, knüpft er im weitesten Sinne an den von BOYLE geprägten Begriff der Textur an, jedoch im 20. Jh. unter veränderten Vorzeichen.

We must first of all, from a study of chemical phenomena, learn the structure and the arrangement of the atoms, and if we find it necessary to alter the law of force acting between charged particles at small distances, even to the extent of changing the sign of that force, it will not be the first time in the history of science that the increase in the range of observational material has required a modification of generalizations based upon a smaller field of observation.<sup>17</sup>

Derjenige, der dazu beitrug, daß sich die Argumentationsbasis erweiterte, war PARSON, auf den LEWIS bei der Definition einer Elektronenpaarbindung zu rückgriff:

The fundamental assumption of Parson's theory is not merely an electric charge but is also a small magnet, or, in his terminology, a magneton<sup>18</sup>.

Mittels dieser Vorstellung gelang es LEWIS, die Elektronenpaarbindung zu definieren, die der magnetischen Wechselwirkung Ausdruck verleiht, insofern in ihr das Elektron in seinen magnetischen Eigenschaften berücksichtigt wird. Dementsprechend gelangt LEWIS zu der folgenden Definition

LEWIS (1923)

Säuren sind Elektronenpaarakzeptoren; Basen sind Elektronenpaardonatoren.

Demnach führen Säure-Base-Reaktionen zu einem Addukt bzw. zu einer Koordinationsverbindung. Um die Bindungsverhältnisse in diesem Addukt deuten zu können, hatte bis dato eine tragfähige Vorstellung gefehlt, die LEWIS nunmehr auf gemeinsame Elektronenpaare zwischen zwei Atomen zurückführte. Das gemeinsame Elektronenpaar konnte sich sowohl durch den Beitrag je eines Elektrons von je einem Partner formieren, oder - wie im Falle der Säure-Base-Addukte - von nur einem Partner bereitgestellt werden.

In beiden Fällen lagen nach LEWIS Elektronenpaarbindungen vor, die sich lediglich in ihrer Genese voneinander unterschieden. Da nicht nur die Elektronen-

paarbindung eine vollkommen neue Perspektive des Zusammenhalts von Teilchen verschaffte, sondern in ihrer Konsequenz auch zu einer von den ionotropen Konzepten prinzipiell anderen Vorstellung über Säure-Base-Reaktionen führte, verging bis zur endgültigen Akzeptanz beider Sachverhalte eine geraume Zeit, in der LEWIS 1938 ein zweites Konzept vorlegte.<sup>19</sup> In ihm gelang es LEWIS, die zunächst ausgeschlossenen klassischen BRÖNSTED Säuren in die Klassifizierung mit einzubeziehen.

An der Unterscheidung zwischen einem partiellem (Säure-Base-Reaktion) und einem vollständigen (Redoxreaktion) Elektronentransfer hält LEWIS allerdings auch in der erweiterten Fassung fest. Um diese Differenz zu überwinden, waren andere atom- und bindungstheoretische Vorstellungen erforderlich, die mit der Molekülorbitaltheorie bereitgestellt wurden.

Auf MO-theoretischen Grundlage erscheint die LEWIS-Definition bei MULLIKEN in einem neuen Gewand, das dem mathematischen Formalismus Ausdruck verleiht.<sup>20</sup>

**MULLIKEN (1951)**  
 Säuren sind Spezies, die ein leeres Orbital benutzen, um eine Reaktion zu initiieren; Basen sind Spezies, die ein doppelt besetztes Orbital benutzen, um eine Reaktion zu initiieren.

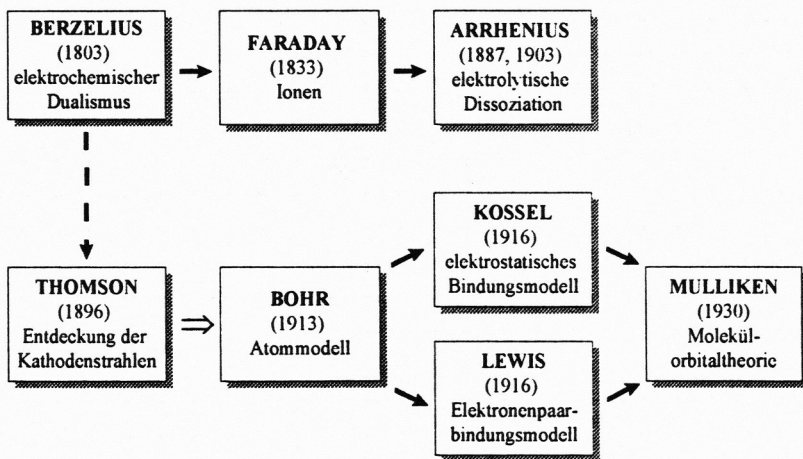


Abb. 2:

Vom prinzipiell Stofflichen zum mathematischen Formalismus

Die quantenmechanische Interpretation des Konzeptes ermöglichte darüber hinaus, Säuren und Basen im Sinne von LEWIS gemäß ihrer relativen Stärke zu ordnen. Von Bedeutung sind hier insbesondere die Arbeiten von PEARSON,<sup>21</sup> YATSIMIRSKII<sup>22</sup> und SIDGWICK.<sup>23</sup>

Das HSAB-Konzept von PEARSON, das im wesentlichen aus Untersuchungen in wäßrigen Systemen resultierte und nach Ansicht von YATSIMIRSKII gegenüber einer Hydratationstheorie keine wesentlichen Vorteile erbrachte,<sup>24</sup> wurde durch letzteren zu einer Klassifizierung weitergeführt, in der LEWISsche Säuren und Basen entsprechend der Art der Bindung in den Addukten quantitativ-systematisch angeordnet wurden, wobei sich graduelle, nicht aber prinzipielle Unterschiede ergaben, die es erlaubten, die bisher voneinander getrennt ionotropen und kovalenten Konzepte miteinander zu verbinden:

Eine beliebige Säure-Base- und Donor-Akzeptor-Wechselwirkung schließt elektrostatische (Coulomb-, Madelung-) Wirkungen und kovalente Beziehungen ein.<sup>25</sup>

Schließlich ergab sich auf der Ebene des mathematischen Formalismus die Notwendigkeit, die prinzipiell gefaßte Unterscheidung verschiedener Reaktionstypen zu hinterfragen.

Auf elektrostatischer Grundlage hatte bereits USANOVIČ dafür plädiert, Redoxreaktionen in Säure-Base-Konzepte miteinzubeziehen. Im Rahmen der MO-Theorie, in der die relativen Energien der miteinander in Wechselwirkung tretenden Orbitale sich als geeignete Kriterien erweisen, um eine Substanz A relativ zu dem gegebenen Partner als Säure, Base, Oxidations- oder Reduktionsmittel zu bezeichnen, erfährt das Argument von USANOVIČ eine neue theoretische Begründung, die JENSEN<sup>26</sup> dazu veranlaßt, eine universelle elektronische Amphoterie anzunehmen, die er in dem folgenden Diagramm deutlich zu machen sucht.

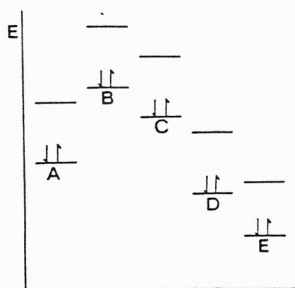


Abb. 3:  
Elektronische Amphoterie<sup>27</sup>



Eine Spezies A kann sich gegenüber den hypothetischen Reaktionspartnern B, C, D und E als Oxidationsmittel (B), als Säure (C), als Base (D) und schließlich als Reduktionsmittel (E) verhalten.

Ausschlaggebend für die Kennzeichnung einer Substanz ist demnach allein das jeweils günstigste Verhältnis zwischen dem höchsten besetzten Molekülorbital (HOMO) und dem niedrigsten unbesetzten Molekülorbital (LUMO).

Daraus leitet JENSEN die Konsequenz ab:

In light of these ambiguities it is probably best to think of acid-base, free radical, and redox reactions not as absolutely distinct processes but as sections of a continuum, their boundaries gradually merging into one another. This picture is implied by the MO treatment.<sup>28</sup>

Auf der Spitze eines Abstraktionskegels angelangt, stellt sich die Entwicklung von Säure-Base-Konzepten als ein Weg dar, auf dem sich das anfängliche universelle abstrakte stoffliche Prinzip zu einem universellen abstrakten Funktionsprinzip, d.h. dem Donator-Akzeptor-Prinzip gewandelt hat.

Die Anwendung dieses Prinzips führt zu einer Frage, welche Spezies die Donator- und welche die Akzeptorfunktion übernimmt. Im Unterschied zu der anfänglich absoluten Klassifizierung, die sich zunächst auf abstrakte, dann auf stoffliche und schließlich erneut auf abstrakte Kriterien gründete, ist im Laufe der Entwicklung der Säure-Base-Konzepte deutlich geworden, daß die Funktion nur in Abhängigkeit von dem jeweiligen Partner entschieden werden kann. Die Möglichkeit, je nach Bedingung sowohl als Akzeptor oder als Donator zu fungieren, d.h. sich amphoter zu verhalten, bestätigt erneut eine Beurteilung, die für andere Betrachtungen bereits Gültigkeit erlangt hat:

Das substantielle Denken, das nach dem Wesen der Dinge fragte, mußte gegen das funktionelle ausgetauscht werden, welches das Benehmen der Dinge in ihrer gegenseitigen Abhängigkeit festhalten will.<sup>29</sup>

Darüber hinaus stellt sich die Frage, was innerhalb einer Donator-Akzeptor-Wechselwirkung jeweils doniert bzw. akzeptiert wird, die ursprünglich nicht nur die Entwicklung unterschiedlicher Säure-Base-Konzepte initiierte, sondern darüber hinaus zu der Unterscheidung verschiedener Reaktionstypen führte. Wenn aber auf der Ebene des mathematischen Formalismus der MO-Theorie allein die relativen Energien der miteinander in Wechselwirkung tretenden Orbitale sich als geeignete Kriterien erweisen, um eine Spezies gegenüber einer anderen als Säure, Base, Oxidations- oder Reduktionsmittel auszuzeichnen, dann resultiert aus diesen einheitlichen Kriterien ein Standpunkt, von dem die Grenzen zwischen verschiedenen Reaktionstypen durchlässig werden und das elektronische Zusammenspiel der jeweils miteinander reagierenden Partner allein eine Bestimmung

ermöglicht. Die Suche nach einem Prinzip, das Säure-Base-Reaktionen von anderen Reaktionen abzugrenzen erlaubte, d.h. nach einem „principe constitutif de l'acidité“, hat im Rückblick zu einem Prinzip geführt, das diese Abgrenzung wenn nicht überflüssig, so doch zumindest überwindbar macht.

## Summary

Searching for ideas suitable to explain the phenomenon of combustion Lavoisier introduced an acidifying principle which he called oxygen. It was assumed to play a peculiar dual rôle in chemical reaction: on the one hand it functions as an abstract carrier of qualities, on the other hand it reacts as a substance. In the following concepts these two features were considered and emphasized differently and in close relation to the general insight in fundamental properties of matter. Founded on an electrostatic concept of matter Arrhenius defined acids and bases functionally and substantially. With the idea of covalent bonding Lewis put a different perspective on acids and bases and proposed a generalized definition founded upon a mechanistic approach to chemical behaviour. When the Lewis definition was translated into the idiom of MO-theory, the definition by Mulliken reveals support for a strong connection between acid-base- and oxidation-reduction chemistry.

<sup>1</sup> E. Braun, *Die ontologischen Grundlagen der Paideia* (Paderborn 1974).

<sup>2</sup> I. Strube, Georg Ernst Stahl. (Leipzig, 1984).

<sup>3</sup> E. Ströker, *Theoriewandel in der Wissenschaftsgeschichte* (Frankfurt a.M. 1982), S. 44.

<sup>4</sup> S. Arrhenius, „Über die Dissoziation der in Wasser gelösten Stoffe,“ *Zeitschr. f. Physik. Chemie*, 1 (1887), 631.

<sup>5</sup> vgl. dazu G.B. Kauffmann, „Alfred Werner's Theory of Acids, Bases, and Hydrolysis,“ *AMBIX, The Journal of the Society for the Study of Alchemy and Early Chemistry*, 20 (1973), 53-60; ders. „Some Lesser Known Aspects of the Work and Thought of Alfred Werner,“ *Alfred Werner Centennial, Advances in Chemistry Series 62, American Chemical Society (Washington 1967)*, 41-69; C. Reinert, „Alfred Werner als Wegbereiter moderner Säure-Base-Konzepte,“ *Mitteilungen, hg. Fachgruppe „Geschichte der Chemie“ in der Gesellschaft Deutscher Chemiker*, 9 (1993), 45-55.

- <sup>6</sup> W. Kossel, „Über Molekülbildung als Frage des Atombaus,“ *Annalen der Physik*, 49 (1916), 229-362.
- <sup>7</sup> G. N. Lewis, „The Atom and the Molecule,“ *J. Am. Chem. Soc.*, 38 (1916), 762-785.
- <sup>8</sup> I. Langmuir, „The Arrangement of Electrons in Atoms and Molecules,“ *J. Am. Chem. Soc.*, 41 (1919), 868-934.
- <sup>9</sup> J.N. Brönsted, „Zur Theorie der Säure-Basen-Funktion,“ *Ber. Chem. Gesellschaft*, 61 (1928), 2049-2063.
- <sup>10</sup> N.V. Sidgwick, *The Electronic Theory of Valency* (Oxford 1927).
- <sup>11</sup> J.N. Brönsted, „Acid and Basic Catalysis,“ *Chem. Rev.*, 5 (1928), 286.
- <sup>12</sup> der Begriff der Ionotropie für Ionentransferreaktionen wurde durch Gutmann eingeführt, vgl. V. Gutmann, I. Lindquist, „Die Ionotropie als Fundamentalreaktion bei Säure-Base-Vorgängen,“ *Zeitschr. f. Physik. Chemie*, 203 (1954), 250-261.
- <sup>13</sup> H. Lux, „‘Säuren’ und ‘Basen’ im Schmelzfluss: Die Bestimmung der Sauerstoffionen-Konzentration,“ *Zeitschr. Elektrochem.*, 45 (1939), 303-309.
- <sup>14</sup> H. Flood, T. Förland, „The Acidic and Basic Properties of Oxides,“ *Acta Chemica Scandinavica*, 1 (1947), 592-604.
- <sup>15</sup> L. Ebert, N. Konopik, „Saure und basische Funktion,“ *Österr. Chemiker-Zeitung*, 50 (1949), 184-190.
- <sup>16</sup> M. Usanovič, „Über Säuren und Basen.“ *Zurn. obc. Khim.*, 9 (1939), 182-192, übers. G. Schwirtz, Jena, persönl. Mitteilung 1993; vgl. auch die kommentierten Übersetzungen von H. Gehlen, „Zur Kenntnis der Säuren-Basen-Theorie von Usanowitsch,“ *Zeitschr. f. Physik. Chemie*, 203 (1954), 125-136; ders. „Moderne Theorien über Säuren und Basen,“ *Wissenschaft und Fortschritt*, 14 (1964), 499-526; vgl. auch C. Reiners, „Usanovič versus Brönsted: Zur Rezeption eines Konzeptes,“ *Mitteilungen*, hg. Fachgruppe „Geschichte der Chemie“ in der Gesellschaft Deutscher Chemiker, 11 (1995), 52-58.
- <sup>17</sup> Lewis, a.a.O., 38 (1916), 773.
- <sup>18</sup> Lewis, a.a.O., 38 (1916), 773.
- <sup>19</sup> G. N. Lewis, „Acids and Bases,“ *J. Franklin Inst.*, 226 (1938), 226-313.
- <sup>20</sup> R. S. Mulliken, „Lewis Acids and Bases and Molecular Complexes,“ *J. Chem. Phys.*, 19 (1951), 514.
- <sup>21</sup> R. G. Pearson, „Hard and Soft Acids and Bases, Part I,“ *J. Chem. Educ.*, 45 (1968), 581.
- <sup>22</sup> J.B. Yatsimirskii, „Säure-Base- und Donor-Akzeptor-Eigenschaften von Ionen und Molekülen,“ *Teor. i. eksper. Khim*, 6 (1970), 462, übers. K. Möckel, Mühlhausen 1996, persönl. Mitteilung.
- <sup>23</sup> Sidgwick, a.a.O. (1927).

<sup>24</sup> H.L. Finston, *A New Current View of Current Acid-Base Theories* (New York 1982), S. 128.

<sup>25</sup> Yatsimirskii, a.a.O., 6 (1970), 462.

<sup>26</sup> W. B. Jensen, „The Lewis Acid-Base Definitions: A Status Report,“ *Chem. Rev.*, 78 (1978), 9; vgl. darüber hinaus auch die Diskussion bei W.F. Luder, „Acids and Bases: Their Relationship to Oxidizing and Reducing Agents,“ *J. Chem. Educ.*, 19 (1942), 24; ders. „Teaching the Electronic Theory of Acids and Bases in the General Chemistry Course.“ *J. Chem. Educ.*, 20 (1943), 344.

<sup>27</sup> Jensen, a.a.O., 19 (1942), 9.

<sup>28</sup> Jensen, a.a.O., 19 (1942), 24.

<sup>29</sup> E. J. Dyksterhuis, *Die Mechanisierung des Weltbildes* (Heidelberg 1955), S. 557.