



Arrhenius und Brönsted - Säuren und - Basen, Indikatoren

Die historische Entwicklung des Säure-Base-Begriffes

R. Boyle führte den Begriff der Säuren und Basen im 17. Jh. ein. Er unterschied als erster Säuren von Basen und von neutralen Stoffen. Als Basen bezeichnete man damals Substanzen, die in alkalischen Lösungen vorkamen und bei Zugabe von sauren Lösungen, Salze bilden konnten.

A. Lavoisier fand heraus, dass beim Lösen gewisser Oxide von Nichtmetallen in Wasser „saure“ Lösungen entstehen. Er schlussfolgerte, dass Sauerstoff verantwortlich für die sauren Eigenschaften ist.

J. von Liebig erkannte 1838 dass es auch Säuren gibt, die keinen Sauerstoff enthalten. Seine Definition lautete: „Eine Säure ist eine Substanz, die Wasserstoff enthält, der durch Metalle ersetzbar ist.“

Svante Arrhenius (1859-1927) entwickelte die erste in sich geschlossene Säure-Base-Theorie.

→ **Säuren:** alle Wasserstoffverbindungen, die in wässriger Lösung unter Bildung von H^+ -Ionen dissoziieren.

Bsp.: $HCl \rightleftharpoons H^+ + Cl^-$

→ **Basen:** alle Substanzen, die Hydroxid-Ionen enthalten oder diese beim Lösen in Wasser bilden.

Bsp.: $NaOH \rightleftharpoons Na^+ + OH^-$

Diese Definition war jedoch noch nicht ausgereift, da der Begriff der Basen nur auf hydroxidhaltige Substanzen anwendbar war. Die basischen Eigenschaften von z.B. Ammoniak in nicht wässrigen Lösungen konnten mit der Arrhenius-Theorie nicht, bzw. nur unzureichend erklärt werden.

Die Brönsted-Lowry-Theorie (1932)

J. Brönsted (1879-1974) und Lowry (1874-1936) haben unabhängig voneinander die heute noch gültige Säure-Base-Theorie entwickelt.

„Eine **Säure** ist eine Substanz, die Protonen abgeben kann, ein **Protonendonator**.“

„Eine **Base** ist eine Substanz, die Protonen aufnehmen kann, ein **Protonenakzeptor**.“

Als Säure-Base-Reaktion bezeichnet man jede Reaktion bei der H^+ - Ionen (Protonen) zwischen den Reaktionspartnern übertragen werden (diese nennt man auch **Protolysereaktionen**).

Protonendonator und -akzeptor bilden ein „**korrespondierendes Säure-Base-Paar**“:



Das „HA-Molekül“ (repräsentativ für eine Säure) überträgt ein Proton auf das Wassermolekül, dabei entsteht ein **Oxonium-Ion** (auch Hydronium-Ion) H_3O^+ .

Wasser kann sowohl als Base, als auch als Säure reagieren. Man nennt dies eine amphotere Verbindung. (H_2O ist ein „Ampholyt“).

Indikatoren

Ein Säure-Base-Indikator ist häufig eine schwache organische Säure (d.h. er kann selbst Protonen abgeben). Das deprotonierte Säurerest-Anion weist eine andere Farbe auf, als das neutrale Säuremolekül, sodass man mit Hilfe eines Indikators den pH-Wert einer Lösung bestimmen kann.

Bsp. Für Indikatoren und deren pH-Wert-Bereich des Farbumschlages:

Methylorange: 2,4 (rot in sauren Lsg.)...4,0 (gelb in basischen Lsg.)

Phenolphthalein: 8,2 (farblos in sauren Lsg.)...10,0 (pink in basischen Lsg.)

Literatur:

- Duden, Abiturwissen Chemie (2004)
- Anorganische Chemie, Riedel/Janiak, 7. Auflage

Fragen:

1. Diskutieren Sie die Unterschiede der Definitionen von Säuren und Basen nach Arrhenius und nach Brönsted.
2. Was versteht man unter einer Protolysereaktion?