

## BRÖNSTEDT'sche Säure-Base-Definition

---

Brönsted und Lowry definierten gleichzeitig (1923) und unabhängig voneinander Säuren als Systeme, die Protonen abgeben, d. h. als *Protonendonatoren* fungieren können, Basen als Systeme, die Protonen aufnehmen, d. h. als *Protonenakzeptoren* fungieren können.

Diese im wesentlichen funktionelle Definition schließt geladene Teilchen ein, und man unterscheidet deshalb *Neutralsäuren* (z. B.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HNO}_3$ ), *Neutralbasen* (z. B.  $\text{NH}_3$ ,  $\text{H}_2\text{O}$ ), *Anionsäuren* (z. B.  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) und *Anionbasen* (z. B.  $\text{HCO}_3^-$ ,  $\text{OH}^-$ ) sowie *Kationsäuren* (z. B.  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$ ) und *Kationbasen* (z. B.  $[\text{Al}(\text{OH})(\text{H}_2\text{O})_5]^{++}$ ).

Säuren, die ein Proton abgeben können, werden als *einbasig* (oder einwertig) bezeichnet (z. B.  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HClO}_4$ ). Entsprechend können *zweibasige* Säuren (z. B.  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ) zwei, *dreibasige* Säuren (z. B.  $\text{H}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{H}_3\text{AsO}_4$ ) drei Protonen zur Verfügung stellen und nach partieller Dissoziation saure Salze bilden. Analog vermögen *einsäurige* Basen (z. B.  $\text{OH}^-$ ,  $\text{NH}_3$ ) ein Proton, *zweisäurige* Basen (z. B.  $\text{O}^-$ ,  $\text{SO}_4^-$ ,  $\text{HPO}_4^-$ ) zwei Protonen aufzunehmen.

Das S. ist nicht auf wäßrige Systeme beschränkt, sondern kann zur Beschreibung von Reaktionen auch in nichtwäßrigen Lösungsmitteln und in der Gasphase dienen.