

Säuren und Basen

Das Arrhenius-Konzept

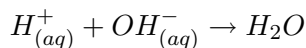
SVANTE ARRHENIUS schlug 1887 vor, daß Elektrolyte in wäßriger Lösung zu Ionen dissoziieren. Hierauf basierend wurde eine *Säure* definiert als:

Eine Säure bildet in Wasser $H_{(aq)}^+$ - Ionen.

während eine *Base* definiert wurde als:

Eine Base bildet in Wasser $OH_{(aq)}^-$ - Ionen.

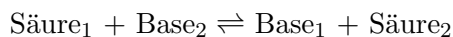
Die *Stärke* einer Säure oder Base hängt davon ab, in welchem Ausmaß die Verbindung in Wasser dissoziiert. Die Neutralisationsreaktion ist die Reaktion von $H_{(aq)}^+$ -Ionen mit $OH_{(aq)}^-$ -Ionen:



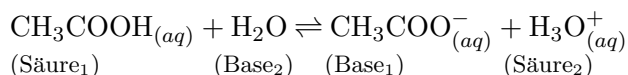
Ein schwerwiegender Nachteil des Arrhenius-Konzeptes ist seine **Beschränkung auf wäßrige Lösungen**.

Das Brønsted-Lowry-Konzept

Nach diesem Konzept ist eine Säure eine Verbindung, die Protonen abgibt, die von einer Base aufgenommen werden. Bei der Abgabe von Protonen wird aus der Säure ihre *konjugierte Base*; aus der Protonen aufnehmenden Base ihre *konjugierte Säure*. Die Säure-Base-Reaktion spielt sich zwischen zwei konjugierten Säure-Base-Paaren ab:



Beispiel:



Die *Säurestärke* und die *Basenstärke* zeigen an,

wie groß die Tendenz zur Abgabe bzw. Aufnahme von Protonen ist. Je stärker eine Säure ist, desto schwächer ist ihre konjugierte Base. Eine Säure-Base-Reaktion verläuft immer in Richtung von der stärkeren Säure und Base zur schwächeren konjugierten Base bzw. Säure.

Die Säurestärke von kovalent aufgebauten Wasserstoff-Verbindungen wird von zwei Faktoren beeinflusst: Der Elektronegativität und der Größe des Atoms, an dem das Wasserstoffatom gebunden ist. Wasserstoff-Verbindungen von Elementen einer Periode sind umso stärker sauer, je elektronegativer das Element ist. Wasserstoff-Verbindungen von Elementen einer Gruppe sind umso stärker sauer, je größer das Atom des Elements ist. Die Stärke der Oxosäuren H-O-Z nimmt mit der Elektronegativität von Z zu.