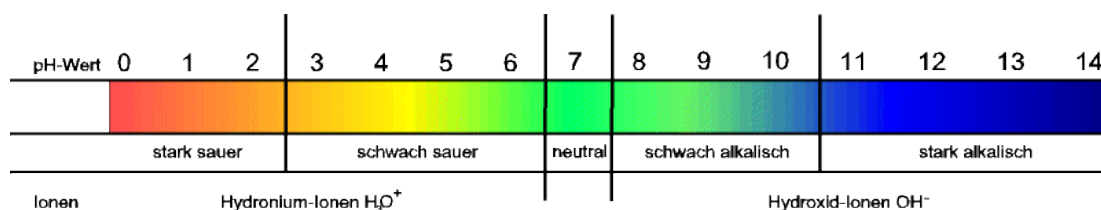


Was ist eigentlich der pH-Wert?

Allgemeines zu Säuren und Basen



Im Laufe der historischen Entwicklung der Chemie haben die Begriffe „Säuren“ und „Basen“ mehrfach tief greifende Wandlungen erfahren. Die Bezeichnung „Säure“ wird schon seit vielen Jahrhunderten verwendet. Sie wurde zuerst für saure Pflanzensäften angewendet. BOYLE (1663) war der Erste, der eine klare phänomenologische Definition für Säuren einführte:

Eine Säure ist ein Stoff, der mit Kreide aufbraust, aus Schwefelleber Schwefel ausfällt und gewisse Pflanzenfarbstoffe rötet. Lösungen, die unangenehm bitter schmecken, sich seifig anfüllen, Lackmus blau werden lassen und beim Zusammenbringen mit Säuren deren Wirkungen aufheben können, wurden alkalisch genannt (al kali arab. = Pflanzenasche).

Später wurde entdeckt, dass durch ein Zusammengeben von sauren und alkalischen Lösungen Salze erhalten werden können, und man bezeichnete die in den alkalischen Lösungen enthaltenen löslichen Substanzen als Basen (*basis* gr. = Grundlage (nämlich für die Herstellung eines Salzes)).

Im Laufe der Zeit wurden exaktere Definitionen geprägt und die Eigenschaften von Säuren und Basen in Zusammenhang mit deren Zusammensetzung und Struktur gebracht.

Die von ARRHENIUS 1883 aufgestellte Ionentheorie, nach der in Lösungen von Elektrolyten frei bewegliche Ionen vorhanden sind, bildete einen Markstein in der Entwicklung der modernen Chemie und ermöglichte auch erstmals ein tieferes, wenn

auch unvollkommenes Bild für die Eigenschaften von Säuren und Basen. Nach der Terminologie von ARRHENIUS sind alle Wasserstoffverbindungen, die in wässriger Lösung H_3O^+ -Ionen ergeben, als Säuren zu bezeichnen; Basen sind Hydroxyverbindungen, die beim Auflösen in Wasser Hydroxidionen (OH^- -Ionen) bilden. Die Entstehung dieser Ionen dachte man sich als Zerfall („Dissoziation“) von Molekülen.

Mit den ARRHENIUS-Begriffen ließen sich zahlreiche Reaktionen in wässrigen Lösungen verständlich machen; es war zudem erstmals möglich, die Stärke von Säuren und Basen durch eine Stoffkonstante – die Gleichgewichtskonstante des jeweiligen Dissoziationsgleichgewichts – zahlenmäßig genau festzulegen.

1923 haben BRÖNSTED und LOWRY unabhängig voneinander ein weiter gefasstes Konzept für Säuren und Basen entwickelt. Danach ist eine Säure ein Stoff, der Protonen abgeben kann (Protonendonator); ein Stoff, der Protonen aufnehmen kann, heißt Base (Protonenakzeptor). Nach dieser Theorie werden Stoffe nicht charakterisiert, sondern es wird eine bestimmte Funktion beschrieben: die potentielle Fähigkeit, Protonen abzugeben oder aufzunehmen. Hiernach besteht eine Säure-Base-Reaktion in der Übergabe von Protonen der Säure an die Base.

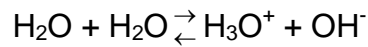
Als letzter wesentlicher Meilenstein wurde 1938 von LEWIS ein erweiterter Säure-Base-Begriff eingeführt. Hiernach stellt eine Base (eine nukleophile Substanz) ein Elektronenpaar zur Bildung einer kovalenten Bindung zur Verfügung und wirkt damit als Elektronenpaardonator. Die Säure (eine elektrophile Substanz) wirkt als Elektronenpaarakzeptor.

Es gibt jedoch auch Stoffe, die entweder als Säure oder als Base reagieren können. Sie werden als *amphoter* bezeichnet. Viele Lösungsmittel sind amphoter. Zum Beispiel reagiert Wasser in Gegenwart von Säuren als Base und gegenüber Basen als Säure.

Der pH-Wert

Wird mit sehr empfindlichen Messinstrumenten die Leitfähigkeit von Wasser geprüft, so kann beobachtet werden, dass selbst reinstes, mehrfach destilliertes Wasser eine

Leitfähigkeit besitzt, die jedoch minimal ist. Diese Erscheinung beweist, dass auch in reinem Wasser Ionen in geringer Konzentration vorhanden sein müssen. Diese entstehen durch einen Vorgang, der als Autoprotolyse des Wassers bezeichnet wird:



Das Gleichgewicht liegt, wie der geringe Wert der elektrischen Leitfähigkeit zeigt, weit auf der linken Seite der Gleichung. Für die Gleichgewichtskonstante, die für jede homogene Gleichgewichtsreaktion berechnet werden kann, erhält man nach dem Massenwirkungsgesetz für die Autoprotolyse:

$$K_{\text{Wasser}} = \frac{c(\text{H}_3\text{O}^+) \cdot c(\text{OH}^-)}{c^2(\text{H}_2\text{O})}$$

Bei 25 °C ist $K_{\text{Wasser}} = 1,008 \cdot 10^{-14} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$. Da im Wasser gleich viele H_3O^+ und OH^- - Ionen vorhanden sind, ist deren Konzentration nach dem Ionenprodukt bei 25 °C:

$$c(\text{H}_3\text{O}^+) = c(\text{OH}^-) = (10^{-14})^{\frac{1}{2}} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1} = 10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{l}^{-1}$$

In etwa 555 Millionen Wassermolekülen kommt somit nur ein H_3O^+ und ein OH^- -Ion vor.

Die Eigenschaft saurer Lösungen mit einem Wert zu verbinden geht auf den dänischen Chemiker SOREN SORENSEN zurück, der 1909 den pH-Wert einer Lösung als negativen 10er-Logarithmus der H_3O^+ -Ionen-Konzentration formulierte.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

pH ist eine Abkürzung und bedeutet lateinisch "pondus hydrogenii", was so viel wie „Kraft des Wassers“ heißt. Durch diese Umrechnung erhält man kleine, praktikablere Zahlen. Der pH-Wert einer Lösung gibt an, ob eine Lösung sauer, neutral oder alkalisch ist. Die pH-Wert-Skala reicht von 1–14 (siehe Abbildung).

Wie kann der pH-Wert gemessen werden?

Der pH-Wert bestimmt den Verlauf vieler Reaktionen, so z. B. aller Reaktionen in wässrigen Lösungen, an denen Säuren und Basen beteiligt sind, und insbesondere auch den Verlauf vieler biochemischer Reaktionen. Einer einfachen und raschen pH-Messung kommt deshalb große Bedeutung zu. Sie erfolgt entweder potentiometrisch (mit pH-Messgeräten und einer Genauigkeit von $\pm 0,01$ pH-Einheiten) oder mit Indikatoren. Indikatoren oder genauer „pH-Indikatoren“ sind Farbstoffe, die je nach pH-Wert ihre Farbe ändern können. Beispiele für Indikatoren sind Pflanzenfarbstoffe, die bereits BOYLE verwendete, wie Lackmus oder Rotkohl. Wenn die Umschlagspunkte der Indikatoren bekannt sind, kann der pH-Wert verschiedener Lösungen mit einer Genauigkeit von 0,1–0,2 pH-Einheiten bestimmt werden. In der Praxis werden entweder mit Indikatoren getränkte Papierstreifen („Indikatorpapiere“) verwendet oder Mischungen verschiedener Indikatorlösungen, deren Umschlagsbereiche so gewählt werden, dass bei jedem pH-Wert eine andere Farbe auftritt (Universalindikatoren).

SÜSSWAREN (2005) Heft 1-2